

COLEGIO INSTITUTO TECNICO INTERNACIONAL

PRIMER PERIODO 2021 - JORNADA TARDE

FISICA - GRADO UNDÉCIMO

NIVELACIÓN

Espero que se encuentren bien de salud y en unión de sus seres queridos. Les deseo buena disposición y optimismo. Los animo a seguir con buen interés, en aras de que esta situación termine pronto y volvamos a encontrarnos nuevamente en nuestra institución.

OBJETIVOS

- ◆ Repasar los conceptos, explicaciones y fundamentos físicos de los temas estudiados en la guía.
- ◆ Aplicar los fundamentos físicos aprendidos, en la solución de situaciones problemáticas reales.
- ◆ Entrenarse para contestar preguntas tipo Pruebas Saber y de única respuesta, del área de Ciencias Naturales en general y de la asignatura de Física en particular.

CÓMO SE EVALUARÁ

Se evaluarán los trabajos que vengan marcados, completos y sean legibles.

INSTRUCCIONES DE ENVIO DE TRABAJOS DESARROLLADOS

- 1) No es necesario hacer portada. Seamos ecológicos.
- 2) Escribir en la parte superior de cada una de las páginas:
 - a) NOMBRES Y APELLIDOS COMPLETOS del alumno
 - b) CURSO DEL GRADO del estudiante para el año 2021.
- 3) Copiar **A MANO** y en hojas cuadrículadas absolutamente toda la guía, es decir:
 - a) Toda la teoría que consiste en definiciones, conceptos físicos, gráficos y ejemplos.
 - b) El cuestionario con cada una de las 5 preguntas y las 4 posibilidades de respuesta para cada una de esas preguntas.
4. Conteste cada una de las preguntas, marcando mediante una equis (X) sólo una respuesta, en la cuadrícula de respuestas.
- 4) Escanear o tomar fotos de todas y cada una de las páginas cuadrículadas copiadas a mano.
- 5) Archivar en orden cronológico y en un archivo PDF, todas las imágenes o fotos.
- 6) Enviar en formato PDF, las fotos de todas las páginas copiadas a mano al correo: hector.usaquen@iedtecnicointernacional.edu.co
- 7) En el ASUNTO del e-mail escribir NOMBRES COMPLETOS y CURSO.
- 8) Antes de enviar el archivo verificar que está completo y se ve nítido.
- 9) No se aceptan hojas en copy page.
- 10) **Solo se aceptan trabajos completos, desarrollados a mano** y marcados en cada una de las páginas.

TRABAJO 1. TERMODINÁMICA. TEMPERATURA Y CALOR. ESCALAS DE TEMPERATURA

1. TEMPERATURA Y ENERGIA TERMICA

Todos los cuerpos presentan actividad interna. En la figura 1 se muestra un modelo sencillo de un sólido. Las moléculas individuales se encuentran unidas por medio de fuerzas elásticas análogas a los resortes de la figura. Estas moléculas oscilan respecto a las posiciones de equilibrio, con una frecuencia específica y una amplitud A . Por ende, tanto la energía potencial como la cinética están asociadas con el movimiento molecular. Puesto que esta energía interna se relaciona con lo caliente o lo frío que está un cuerpo recibe el nombre de **energía térmica**. *La energía térmica representa la energía interna total de un cuerpo: la suma de sus energías moleculares potencial y cinética.*

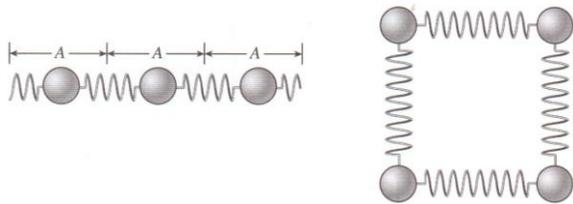


Fig. 1. Modelo simplificado de un sólido en el que las moléculas se mantienen unidas entre sí mediante fuerzas elásticas.

Cuando dos cuerpos con diferentes temperaturas se ponen en contacto, se transfiere energía de uno a otro. Si se dejan caer carbones calientes en un recipiente con agua, como se muestra en la figura 2, la energía térmica se transferirá de los carbones al agua hasta que el sistema alcance una condición estable llamada **equilibrio térmico**. Si los tocamos, tanto el carbón como el agua nos producen sensaciones similares y ya no hay más transferencia de energía térmica. En este caso, se dice que los carbones y el agua tienen la misma **temperatura**, cuando la transferencia de energía entre ellos es igual a cero. *Los cuerpos se encuentran en equilibrio térmico si y sólo si tienen la misma temperatura.*

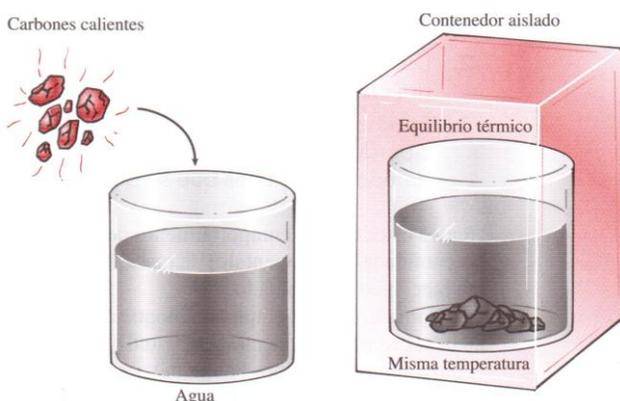


Fig. 2. Equilibrio térmico.

Una vez que se establece un medio para medir la temperatura, se tiene una condición necesaria y suficiente para el equilibrio térmico. La transferencia de energía térmica que se debe tan sólo a una diferencia de temperatura se define como **calor**.

El calor se define como la cantidad de energía térmica debida a una diferencia de temperatura.

Es posible que dos objetos se hallen en equilibrio térmico (igual temperatura) y que tengan diferente energía térmica. Consideremos una jarra grande de agua y una jarra pequeña de agua, cada una a $90^{\circ}C$ de temperatura. Si se mezclan no habrá transferencia de energía, pero la energía térmica es mucho mayor en la jarra debido a que contiene mucho mayor número de moléculas.

La energía térmica representa la *suma* de las energías potencial y cinética de todas las moléculas. Si se vacía el agua de cada recipiente sobre dos bloques de hielo por separado, como se muestra en la figura 3, se fundirá más hielo donde se vació el volumen más grande de agua, lo que indica que tenía más energía térmica.

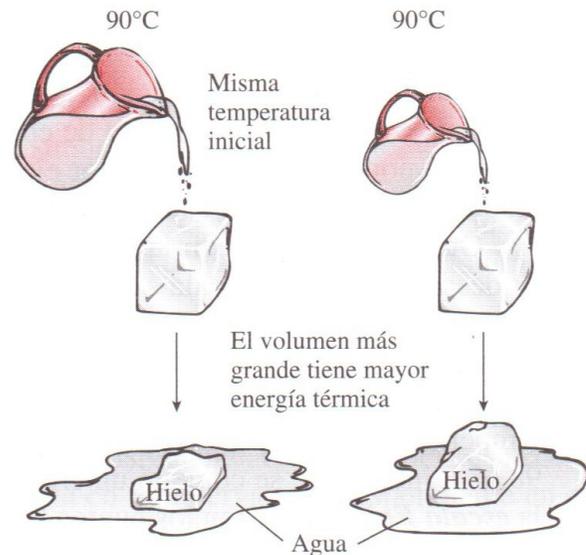


Fig. 3. Distinción entre energía térmica y temperatura.

2. MEDICIÓN DE LA TEMPERATURA

La temperatura se determina midiendo cierta cantidad mecánica, óptica o eléctrica que varía con la temperatura. Por ejemplo, la mayor parte de las sustancias se dilatan cuando aumenta su temperatura.

Si hay un cambio en cualquier dimensión que demuestre tener correspondencia unívoca con los cambios de temperatura, la variación puede emplearse como calibración para medir la temperatura. Un dispositivo calibrado de esta forma se llama **termómetro**.

La temperatura de otro cuerpo puede entonces medirse colocando el termómetro en estrecho contacto con el cuerpo en referencia y permitiendo que los dos alcancen el equilibrio térmico.

La temperatura indicada por un número en el termómetro graduado corresponde también a la temperatura de los cuerpos circundantes.

El termómetro es un dispositivo que, mediante una escala graduada, indica su propia temperatura.

3. ESCALAS DE TEMPERATURA

Para construir un termómetro dos requisitos son necesarios:

- ◆ Debe existir alguna propiedad térmica X que varíe con la temperatura T . Si la variación es lineal, esa dependencia se puede escribir como: $T = kX$, en donde k es una constante de proporcionalidad. La propiedad térmica debe poderse medir fácilmente, como por ejemplo, la dilatación de un líquido, la presión de un gas o la resistencia de un circuito eléctrico.
- ◆ Se debe establecer una escala de temperaturas, con dos puntos o temperaturas convenientes, llamadas **punto fijo superior** y **punto fijo inferior**.

El punto fijo inferior se denomina **punto de congelación**. Es la temperatura a la cual el hielo y el agua coexisten en equilibrio térmico a una presión de 1 atmósfera. El punto fijo superior se llama **punto de ebullición**. Es la temperatura a la cual el agua y el vapor de agua coexisten en equilibrio térmico a una presión de 1 atmósfera.

A). ESCALA CELSIUS

Desarrollada por el astrónomo sueco Anders Celsius (1701-1744). Le asignó el número 0 al punto de congelación y 100 al punto de ebullición. Así, a presión atmosférica, hay 100 divisiones entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua. Cada división o unidad de la escala recibe el nombre de **grado Celsius ($^{\circ}\text{C}$)**. La temperatura ambiente se considera de 20°C (veinte grados Celsius).

B). ESCALA FAHRENHEIT

Creada en 1724 por el físico, ingeniero y soplador de vidrio polaco Gabriel Daniel Fahrenheit (1686-1736). El escogió como la temperatura de congelación de una solución de agua salada como punto fijo inferior y le asignó 0°F (cero grados Fahrenheit). Como punto fijo superior, escogió la temperatura del cuerpo humano, que según él corresponde a 98°F (noventaiocho grados Fahrenheit). De este modo 0°C corresponden a 32°F (treintaidós grados Fahrenheit) y 100°C equivalen a 212°F (doscientos doce grados Fahrenheit). En este caso, hay 180 divisiones entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua. Cada división o unidad de la escala recibe el nombre de **grado Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)**.

C) ESCALA ABSOLUTA DE TEMPERATURA

Experimentalmente, se estableció como cero absoluto, la temperatura de -273°C (menos doscientos setenta y tres grados Celsius), lo cual corresponde a -460°F (cuatrocientos sesenta grados Fahrenheit).

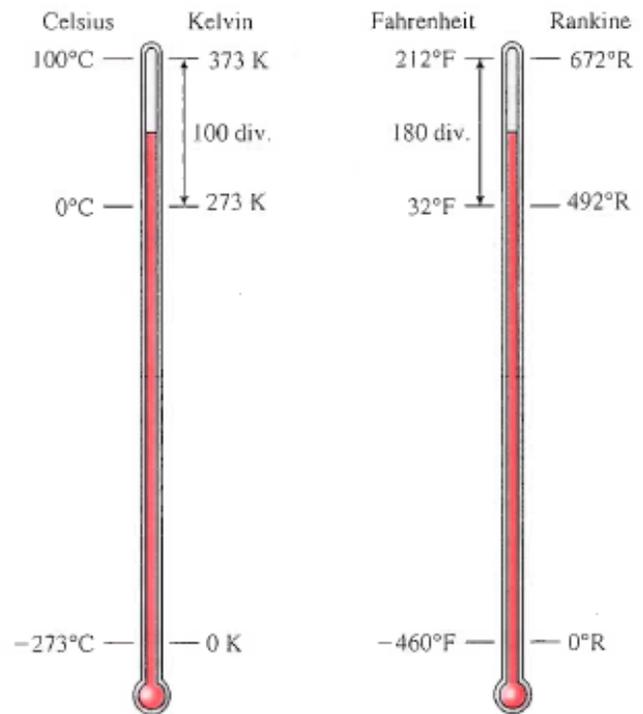
D) ESCALA KELVIN

Desarrollada por lord Kelvin (1824-1907). El escogió como punto cero de temperatura absoluta los 0°K (cero grados Kelvin). En este caso, hay 100 divisiones entre el punto de congelación y el punto de ebullición del agua. Cada división o unidad de la escala recibe el nombre de **grado Kelvin ($^{\circ}\text{K}$)**. En este caso, 0°K (cero

grados Kelvin), equivalen a -273°C (menos doscientos setenta y tres grados Celsius). El Sistema Métrico Internacional ha adoptado al grado Kelvin, como la unidad básica de temperatura y a esta escala se le denomina Escala Absoluta de Temperatura.

E) ESCALA RANKINE

Propuesta en 1859 por el físico e ingeniero escocés William Rankine (1820-1872). Aquí, el punto cero absoluto corresponde a -460°F (menos cuatrocientos sesenta grados Fahrenheit). En este caso 32°F corresponden a 492°R (cuatrocientos noventa y dos grados Rankine).



En esta gráfica, se ve la comparación de las cuatro escalas de temperatura más comúnmente usadas.

4. CONVERSIÓN DE TEMPERATURAS

Las escalas comunes para medir la temperatura son **la escala Celsius, la escala Fahrenheit y la escala Kelvin**. También, aunque muy poco se usa **la escala Rankine**.

A. Para convertir grados Fahrenheit a Celsius:

$$T_C = \frac{5}{9} (T_F - 32)$$

B. Para convertir grados Celsius a Fahrenheit:

$$T_F = \frac{9}{5} T_C + 32$$

C. Para convertir grados Celsius a Kelvin:

$$T_K = T_C + 273$$

D. Para convertir grados Kelvin a Celsius:

$$T_C = T_K - 273$$

E. Para convertir grados Fahrenheit a Rankine:

$$T_R = T_F + 460$$

F. Para convertir grados Rankine a Fahrenheit:

$$T_F = T_R - 460$$

5. TRANSMISIÓN DE CALOR Y MUNDO VEGETAL

La temperatura de la capa superficial de un terreno y de la capa de aire sobre él, son muy importantes para el desarrollo de las plantas, pues en dicho entorno, tiene lugar una variación continua de la temperatura. Durante el día, las capas de tierra absorben la energía radiante emitida por el sol y se calientan, mientras que por la noche y a la inversa, se enfrían.

La presencia de vegetación, influye notablemente, en el calentamiento y enfriamiento de cualquier terreno. Un terreno compuesto por tierra negra oscura, se calienta por radiación solar más fuertemente, pero se enfría con mayor rapidez que un terreno cubierto por vegetación.

El clima también influye sobre el intercambio de calor entre un terreno y el aire sobre él. Cuando el cielo está despejado y las noches son claras, el terreno se enfría en alto grado, pues la radiación emitida por éste, se disipa sin obstáculos hacia el espacio. Cuando el cielo está nublado, las nubes cubren la Tierra y se convierten en pantallas que atrapan el calor emanado del suelo, de modo que el terreno pierde energía térmica por radiación en menor grado. Es por ello que las heladas se presentan, cuando los cielos están totalmente despejados. Para evitar este flagelo, por lo común se usan los invernaderos.

EJEMPLO 1

El punto de fusión del Zinc es de 420°C . Determinar a cuantos grados Fahrenheit corresponde esta temperatura.

En este caso tenemos que usar la fórmula:

$$T_F = \frac{9}{5} T_C + 32$$

Aquí, la temperatura en grados Celsius es $T_C = 420^\circ\text{C}$, la cual reemplazamos en la anterior fórmula:

$$T_F = \frac{9}{5} (420) + 32 = 756 + 32 = 788$$

es decir, que 420°C corresponden a 788°F .

EJEMPLO 2

Convertir 788°F a grados Rankine.

Haciendo uso de la fórmula $T_R = T_F + 460$, obtenemos:

$$T_R = 788 + 460 = 1248$$

De esta manera, 788°F equivalen a 1248°R .

EJEMPLO 3

Calcular a qué temperatura en grados Celsius corresponden 327°K .

Mediante la fórmula $T_C = T_K - 273$, hacemos la conversión:

$$T_C = 327 - 273 = 54$$

Se obtiene que, 327°K equivalen a 54°C .

CUESTIONARIO

- El calor se puede definir como la medida de:
 - La densidad.
 - El equilibrio térmico.
 - La temperatura.
 - Las energías moleculares.
- Hay equilibrio térmico cuando:
 - Se nada en una piscina a 37°C .
 - Se abre la puerta de una nevera.
 - Se apaga un congelador.
 - Se nada en un río.
- Inmediatamente al mezclar agua y hielo se obtiene:
 - Mucho calor.
 - Poca temperatura.
 - Desequilibrio térmico.
 - Equilibrio térmico.
- Cuando un trozo de cobre a 100°C se mezcla con agua hirviendo, se produce:
 - Una transferencia de energía nula.
 - Una diferencia de temperatura.
 - Una cantidad de calor.
 - Una temperatura nula.
- La temperatura de un líquido es de 104°F . En grados Celsius, esta temperatura corresponde a:
 - 26°C
 - 40°C
 - 136°C
 - 219°C

CUADRÍCULA DE RESPUESTAS

| | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

TRABAJO 2. DILATACIÓN TÉRMICA. CAPACIDAD CALORÍFICA. CALOR ESPECÍFICO. CAMBIOS DE ESTADO.

1. DILATACIÓN TÉRMICA

El efecto más frecuente producido por cambios de temperatura es un cambio en el tamaño. Con pocas excepciones, la mayoría de las sustancias incrementan su tamaño cuando se eleva la temperatura. Los átomos en un sólido se mantienen juntos en un arreglo regular debido a la acción de fuerzas eléctricas. A cualquier temperatura los átomos vibran con cierta frecuencia y amplitud. A medida que la temperatura aumenta, se incrementa la amplitud (desplazamiento máximo) de las vibraciones atómicas, lo que da por resultado un cambio total en las dimensiones del sólido.

A) DILATACIÓN LINEAL

Un cambio de un sólido en una sola dimensión, se llama **dilatación lineal** (figura 1) y puede calcularse mediante la relación:

$$L = L_o + \alpha L_o \Delta T$$

donde L es la nueva longitud, L_o es la longitud inicial, α es el coeficiente de dilatación lineal y ΔT es el cambio de temperatura: $T_f - T_i$, (temperatura final menos temperatura inicial).

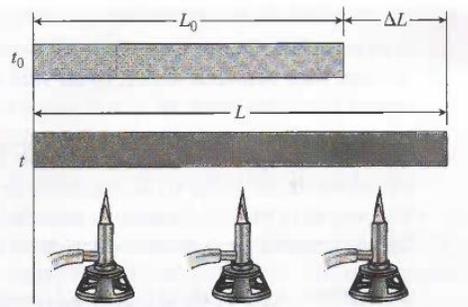


Fig 1.

B) DILATACIÓN SUPERFICIAL

Para todos los cuerpos planos, es decir en forma de lámina, al ser calentados mediante cualquier tipo de energía térmica, aumentarán sus dimensiones en la misma proporción, es decir que se estirarán un poco, tanto a lo largo como a lo ancho.

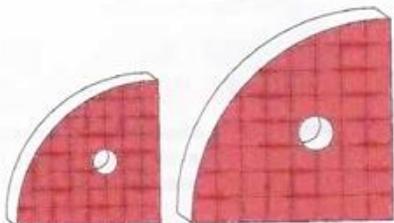


Fig 2.

La dilatación de una superficie es exactamente análoga a una ampliación fotográfica, tal como se ilustra en la figura 2. Se observa también, que si el material tiene un agujero, el área de éste se dilata en la misma proporción que si estuviera relleno del mismo material.

La **dilatación superficial** puede calcularse mediante la relación:

$$A = A_o + 2\alpha A_o \Delta T$$

donde A es la nueva superficie, A_o es la superficie inicial, γ es el coeficiente de dilatación superficial y ΔT es el cambio de temperatura: $T_f - T_i$, (temperatura final menos temperatura inicial).

C) DILATACIÓN VOLUMÉTRICA

En un cuerpo sólido, la longitud, el diámetro y la diagonal trazada a través del sólido aumentarán sus dimensiones en la misma proporción. La dilatación de un material calentado es la misma en todas direcciones. Por tanto, el volumen de un líquido, gas o sólido, se incrementará espacialmente al aumentar la temperatura. La **dilatación volumétrica** puede calcularse mediante la relación:

$$V = V_o + 3\alpha V_o \Delta T$$

donde V es el nuevo volumen, V_o es el volumen inicial, β es el coeficiente de dilatación volumétrica y ΔT es el cambio de temperatura: $T_f - T_i$, (temperatura final menos temperatura inicial).

2. COEFICIENTES DE DILATACIÓN DE ALGUNAS SUSTANCIAS

El coeficiente de dilatación se simboliza mediante la letra α (alfa) del alfabeto griego y se mide en $[\text{°C}^{-1}]$ grados Celsius a la menos uno. Para algunas sustancias tenemos:

Acero o Hierro: $12 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Aluminio: $24 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Vidrio: $9 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Zinc: $26 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Mercurio: $60 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Agua: $70 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Glicerina: $167 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Alcohol: $367 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

Aire: $1133 \cdot 10^{-6} \text{°C}^{-1}$

3. DILATACIÓN ANÓMALA DEL AGUA

La mayor parte de las sustancias se expande de manera más o menos uniforme con un aumento de la temperatura. Sin embargo, el agua no sigue este comportamiento normal. Si se calienta agua desde 0°C , su volumen *disminuye* hasta que el agua llega a 4°C . A más de 4°C , el agua se comporta normalmente y se expande a medida que aumenta su temperatura. Por tanto, el agua tiene su densidad máxima y su volumen mínimo a 4°C . El agua no sólo se expande cuando se enfría de 4°C a 0°C , se expande todavía más cuando se convierte en hielo.

EJEMPLO 1

Una barra de aluminio de 5760 mm de longitud está a 23°C . Si es sometida a una temperatura de 532°C .

a) ¿Cuál será su nueva longitud?

b) ¿Cuánto volumen se ha dilatado?

a) La longitud inicial de la barra es $L_o = 5760 \text{ mm}$.

La temperatura inicial de la barra es $T_i = 23^\circ \text{C}$.

La temperatura final de la barra es $T_f = 532^\circ\text{C}$.

El coeficiente de dilatación del aluminio es: $24 \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

La nueva longitud se puede hallar mediante la fórmula:

$$L = L_o + \alpha L_o \Delta T$$

$$L = 5760 \text{ mm} + 24 \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \cdot 5760 \text{ mm} \cdot (532^\circ\text{C} - 23^\circ\text{C})$$

$$L = 5760 \text{ mm} + 24 \cdot 10^{-6} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \cdot 5760 \text{ mm} \cdot (509^\circ\text{C})$$

$$L = 5760 \text{ mm} + 70,36 \text{ mm} = 5830,36 \text{ mm}$$

b) La longitud que se ha dilatado la barra es igual a la longitud final menos la longitud inicial:

$$\Delta L = L_f - L_o = 5830,36 \text{ mm} - 5760 \text{ mm} = 70,36 \text{ mm}.$$

4. CANTIDAD DE CALOR

El calor no es algo que un objeto *posea*, sino algo que *cede* o *absorbe*. El calor es una forma de energía que puede medir en términos del efecto que produce. La unidad de calor en el SI es el **Julio**, puesto que es una forma de energía. Otra unidad de medida del calor es la Caloría. Una **Caloría (cal)** es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius (de $14,5^\circ$ a $15,5^\circ$).

5. CAPACIDAD CALORÍFICA

La cantidad de energía térmica requerida para elevar la temperatura de una sustancia, varía para diferentes materiales.

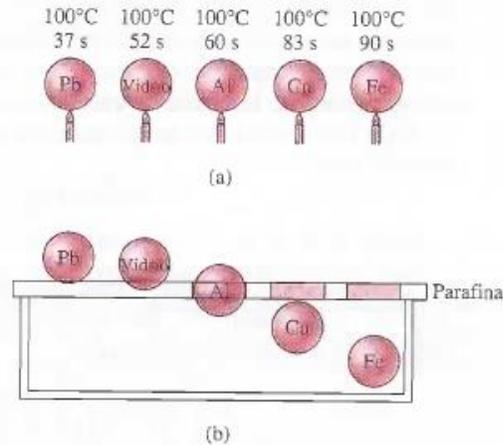


Fig 4.

Si se aplica calor a 5 esferas, del mismo tamaño pero de material diferente para elevar su temperatura a 100°C , se observa que algunas esferas deben calentarse más tiempo que otras. Supongamos que cada esfera tiene un volumen de 1 cm^3 y una temperatura de 0°C .

En la figura 4, cada esfera se calienta a razón de 1 cal/s . El tiempo necesario para que cada esfera alcance los 100°C aparece en la figura 6a. La esfera de plomo necesita 37 s , mientras que la esfera de hierro requiere 90 s . Como las esferas de hierro y cobre absorben más calor, también liberarán más calor al enfriarse. Esto se observa al poner las 5 esferas sobre

una barra de parafina, como se muestra en la figura 6b. Las esferas de plomo y vidrio jamás la atravesarán.

La **capacidad calorífica** de un cuerpo es la relación del calor suministrado Q entre el correspondiente incremento de temperatura ΔT y se mide en $\text{J}/^\circ\text{C}$ (Julios sobre grados Celsius), y se denota con la letra **C** mayúscula. $C = \frac{Q}{\Delta T}$.

6. CALOR ESPECÍFICO

La masa no se incluye en la definición de capacidad calorífica, por ser una propiedad de los cuerpos. Para que sea una propiedad del material, se redefine la **capacidad calorífica en unidad de masa**. A esta propiedad se le llama calor específico y se simboliza con la letra **c** minúscula. El **calor específico** de un material es la cantidad de calor necesario para elevar un grado la temperatura de una unidad de masa.

$$c = \frac{Q}{m \Delta T} \quad \left[\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot ^\circ\text{C}} \right].$$

7. CALORES ESPECÍFICOS DE ALGUNAS SUSTANCIAS

Acero: $480 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Aluminio: $920 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Vidrio: $840 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Zinc: $390 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Agua: $4186 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Hielo: $2090 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$
 Vapor: $2000 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$

EJEMPLO 2

¿Cuánto calor es necesario para elevar la temperatura 47°C a un trozo de Aluminio de $3,70 \text{ Kg}$?

En este caso, el calor específico del Aluminio es de $920 \text{ J/Kg}^\circ\text{C}$. Haciendo uso de la fórmula: $c = \frac{Q}{m \Delta T}$, despejamos la cantidad de calor Q y resulta:

$$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$$

donde ΔT es el cambio de temperatura.

$$Q = 920 \text{ J/kg}^\circ\text{C} \cdot 3,70 \cdot 47^\circ\text{C} = 159\,998 \text{ J}.$$

8. CAMBIOS DE ESTADO

Cuando una sustancia absorbe una cantidad de calor, la rapidez de sus moléculas aumenta y su temperatura se eleva. Dependiendo del calor específico de la sustancia, la elevación de la temperatura es proporcional a la cantidad de calor suministrado e inversamente proporcional a la masa de la sustancia.

Sin embargo, cuando un sólido se funde o cuando un líquido hierve ocurre algo curioso. En estos casos la temperatura permanece constante hasta que todo el sólido se funde o hasta que todo el líquido hierve. Para comprender lo que sucede a la energía aplicada, consideremos el modelo de la figura 7. En condiciones apropiadas de temperatura y presión, *todas las sustancias pueden existir en tres fases: sólida, líquida o gaseosa*.

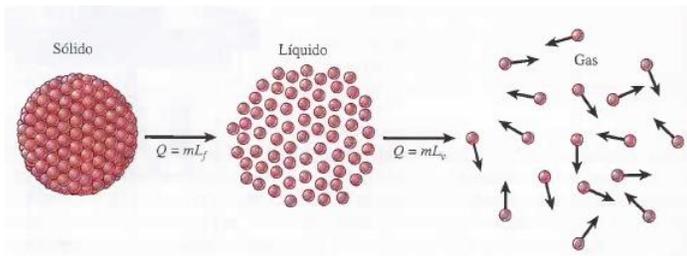


Fig 7.

En la fase sólida las moléculas se mantienen unidas en una estructura cristalina rígida, con forma y volumen definidos. A medida que se suministra calor, las energías de las partículas del sólido aumentan gradualmente y su temperatura se eleva. Al transcurrir el tiempo, la energía cinética de esas partículas se vuelve tan grande que algunas de ellas rebasan las fuerzas elásticas que las mantenían en posiciones fijas. La mayor separación entre ellas les da la libertad de movimiento que asociamos con la fase líquida. En este punto, la energía absorbida por la sustancia se usa para separar más las moléculas que en la fase sólida. La temperatura no aumenta durante tal cambio de fase.

El cambio de fase de sólido a líquido se llama FUSION y la temperatura a la cual se produce ese cambio se llama PUNTO DE FUSION. La cantidad de calor requerida para fundir una unidad de masa de una sustancia en su punto de fusión se llama *calor latente de fusión* de una sustancia. El *calor latente de fusión* L_f de una sustancia es el calor en unidad de masa necesario para cambiar la sustancia de la fase sólida a la líquida a su temperatura de fusión. Se mide en Julios/kg.

$$L_f = \frac{Q}{m}$$

Después de que un sólido se funde, la energía cinética de las partículas del líquido resultante aumenta de acuerdo a su calor específico, y la temperatura se incrementa de nuevo. Finalmente, la temperatura llegará a un nivel en el que la energía térmica se usa para cambiar la estructura molecular, formándose un gas o vapor. El cambio de fase de líquido a vapor se llama VAPORIZACION, y la temperatura asociada a este cambio se llama PUNTO DE EBULLICION de la sustancia. La cantidad de calor necesaria para evaporar una unidad de masa se llama *calor latente de vaporización*. El *calor latente de vaporización* L_v de una sustancia es el calor en unidad de masa necesario para cambiar la sustancia de líquido a vapor a su temperatura de ebullición. Se mide en Julios/kg.

$$L_v = \frac{Q}{m}$$

9. CALOR DE FUSIÓN DE ALGUNAS SUSTANCIAS

Agua: 334 000 J/Kg
 Alcohol: 104 000 J/Kg
 Cobre: 134 000 J/Kg
 Plomo: 24 500 J/Kg
 Oxígeno: 13 900 J/Kg

10. CALOR DE VAPORIZACIÓN DE ALGUNAS SUSTANCIAS

Agua: 2 256 000 J/Kg
 Alcohol: 854 000 J/Kg

Cobre: 4 730 000 J/Kg
 Plomo: 871 000 J/Kg
 Oxígeno: 213 000 J/Kg

EJEMPLO 3

¿Cuánto calor se necesita para que 3,47 Kg de Plomo se derritan?

El calor latente de fusión para el Plomo es 24 500 J/Kg.

Utilizando la fórmula: $L_f = \frac{Q}{m}$, resulta:

$$Q = m \cdot L_f = 3,47 \text{ Kg} \cdot 24\,500 \frac{\text{J}}{\text{Kg}} = 85015 \text{ J.}$$

CUESTIONARIO

- Se tienen 180 g de agua a 26°C. ¿Cuántas calorías son necesarias para aumentar su temperatura a 33°C?
 A. 858 cal.
 B. 1260 cal.
 C. 4680 cal.
 D. 5940 cal.
- Un triángulo de Zinc de 470 mm de altura y 250 mm de base, se encuentra a 36°C. Si se somete a una temperatura de 215°C, su nueva superficie será de:
 A. 5 460,84 mm².
 B. 14 270,84 mm².
 C. 38 750,84 mm².
 D. 59 296,84 mm².
- Se necesitaron 28 770 J para elevar la temperatura 25°C a una masa de vidrio, cuyo calor específico es 840 J/Kg°C. ¿Qué cantidad de vidrio se utilizó?
 A. 1 150,80 Kg.
 B. 35,25 Kg.
 C. 1,37 Kg.
 D. 0,73 Kg.
- Se necesitaron 246 560 J para fundir cobre cuyo calor latente de fusión es 134 KJ/Kg. ¿Cuánto cobre se fundió?
 A. 1,84 Kg.
 B. 18,40 Kg.
 C. 184 Kg.
 D. 1840 Kg.
- El calor latente de fusión del agua es 334•10³ J/Kg y su calor latente de vaporización es 2256•10³ J/Kg. ¿Cuánto calor se necesita para evaporar 310 g de hielo?
 A. 103,54•10³ J.
 B. 699,36•10³ J.
 C. 802,90•10³ J.
 D. 2590,31•10³ J.

CUADRÍCULA DE RESPUESTAS

| | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |

TRABAJO 3. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

1. TERMODINAMICA

Es la parte de la Física, que se ocupa de la transformación de la energía térmica en energía mecánica y también del proceso inverso, es decir, la transformación del trabajo mecánico en calor.

2. CALOR Y TRABAJO

En Física, el **trabajo**, lo mismo que el **calor**, supone la transferencia de energía, aunque existe una diferencia importante entre estos dos términos. En Mecánica se define el **trabajo** como una magnitud escalar, igual en magnitud, al producto de una fuerza por un desplazamiento. La temperatura no interviene en esta definición.

El **calor**, por otra parte, es energía que fluye de un cuerpo a otro a causa de la diferencia de temperatura. Una condición indispensable para que se transfiera calor es que exista una diferencia de temperatura. El **desplazamiento** es la condición necesaria para que se realice un trabajo. Tanto el calor como el trabajo representan cambios que ocurren en un proceso. Generalmente estos cambios van acompañados de una variación en la energía interna.

3. FUNCION DE LA ENERGIA INTERNA

Se dice que un sistema se halla en **equilibrio termodinámico** si no hay una fuerza resultante que actúe sobre el sistema y si la temperatura del sistema es la misma que la de sus alrededores. Esta condición requiere que no se realice trabajo alguno ni sobre el sistema ni por el sistema, y que no haya ningún intercambio de calor entre el sistema y sus alrededores.

En estas condiciones, el sistema posee una **energía interna U**. Su **estado termodinámico** puede describirse mediante tres coordenadas: su presión **P**, su volumen **V**, y su temperatura **T**. Cada vez que dicho sistema absorba o libere energía, ya sea en forma de calor o de trabajo, alcanzará un nuevo estado de equilibrio, de modo que su energía siempre se conserve.

En la figura 1 vamos a considerar un proceso termodinámico en el que un sistema es obligado a cambiar de un estado de equilibrio 1 a un estado de equilibrio 2. En la **fig. 1.a** el sistema se encuentra en equilibrio termodinámico con una energía interna inicial U_1 y coordenadas termodinámicas (P_1, V_1, T_1) .

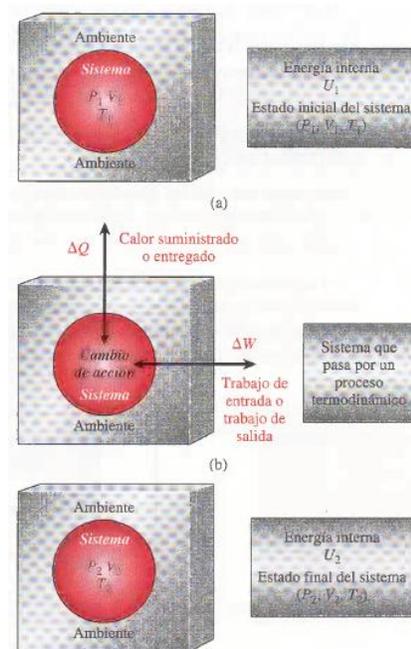


Fig 1. Esquema de un proceso termodinámico.

En la **fig. 1.b** el sistema reacciona con sus alrededores. El calor **Q** puede ser absorbido por el sistema o liberado a su ambiente. La transferencia de calor se considera positiva para el calor de entrada y negativa para el calor de salida. El calor neto **absorbido** por el sistema se representa por ΔQ . El trabajo **W**, puede ser realizado **por** el sistema, **sobre** el sistema o ambas cosas. El trabajo de salida se considera positivo y el de entrada negativo. Por lo tanto, ΔW representa el trabajo neto realizado **por** el sistema (trabajo de salida).

En la **fig. 1.c** el sistema ha alcanzado su estado final **2** y de nuevo está en equilibrio, con una energía interna final U_2 . Sus nuevas coordenadas termodinámicas son (P_2, V_2, T_2) .

Puesto que la energía tiene que conservarse, el cambio en la energía interna $\Delta U = U_2 - U_1$

debe representar la diferencia entre el calor neto ΔQ absorbido por el sistema y el trabajo neto ΔW que realiza el sistema sobre sus alrededores. En consecuencia, el cambio de energía interna se define exclusivamente en términos de las cantidades mensurables calor y trabajo.

La ecuación
$$\Delta U = \Delta Q - \Delta W$$

establece la existencia de una **función de energía interna U que se determina mediante las coordenadas termodinámicas de un sistema**. Su valor en el estado final menos su valor en el estado inicial representa el cambio en energía del sistema. Puesto que la temperatura está relacionada con la energía interna, generalmente es cierto que un

aumento o una disminución de la energía interna también origina un incremento o una reducción de la temperatura.

4. PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA

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

En cualquier proceso termodinámico, el calor neto absorbido por un sistema es igual a la suma del trabajo neto que éste realiza y el cambio de su energía interna.

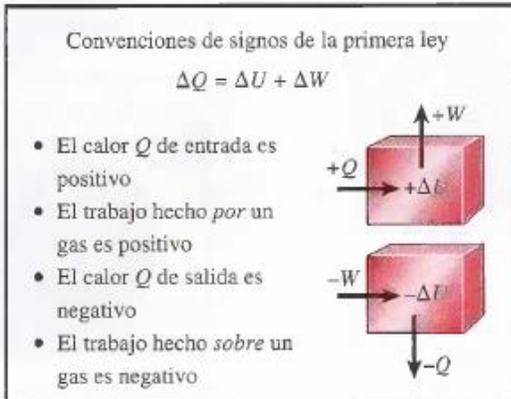


Fig 2. Convección de signos de la Primera Ley de la Termodinámica.

Cuando se aplica la Primera Ley de la Termodinámica es preciso reconocer que el calor Q suministrado a un sistema es positivo, y el calor que expulsa o pierde el sistema, es negativo.

El trabajo que realiza un sistema es positivo, pero el que se hace sobre el sistema es negativo. Un aumento de la energía interna es positivo, mientras que una disminución de la energía interna es negativa. En la figura 2 se resumen tales convenciones.

Ejemplo 1. Una máquina térmica desarrolla $320 J$ de trabajo, durante el cual su energía interna disminuye en $850 J$. Determinar el intercambio de calor neto durante este proceso.

Primero que todo, tenemos que seguir las convenciones de la figura 2. Como la energía interna disminuye, entonces ΔU tiene valor negativo. Como el trabajo es efectuado por un motor (o máquina térmica), entonces ΔW es negativo.

Con base en la Primera Ley de la Termodinámica, se pueden hallar la magnitud y el signo del intercambio de energía térmica ΔQ .

En este caso: $\Delta U = -850 J$. Además, $\Delta W = 320 J$.

Usando la ecuación $\Delta Q = \Delta U + \Delta W$, tenemos:
 $\Delta Q = (-850 J) + 320 J = -850 J + 320 J$

$$\Delta Q = 530 J.$$

CUESTIONARIO

1. Termodinámicamente, el calor es:
 - A. Trabajo.
 - B. Temperatura.
 - C. Masa.
 - D. Energía.
2. En un sistema termodinámico, la transferencia de calor se considera:
 - A. Positiva para el calor de entrada y positiva para el calor de salida.
 - B. Positiva para el calor de entrada y negativa para el calor de salida.
 - C. Negativa para el calor de entrada y negativa para el calor de salida.
 - D. Negativa para el calor de entrada y positiva para el calor de salida.
3. Ejemplo de un motor térmico es:
 - A. Un motor estático.
 - B. Un motor eólico.
 - C. Un motor de combustión interna.
 - D. Un motor eléctrico.
4. El calor generado por un sistema termodinámico es:
 - A. Negativo.
 - B. Positivo.
 - C. Indiferente.
 - D. Invariable.
5. Un estado termodinámico se puede describir mediante su:
 - A. Masa, velocidad y temperatura.
 - B. Velocidad, temperatura y presión.
 - C. Temperatura, volumen y presión.
 - D. Densidad, masa y temperatura.

CUADRÍCULA DE RESPUESTAS

| | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

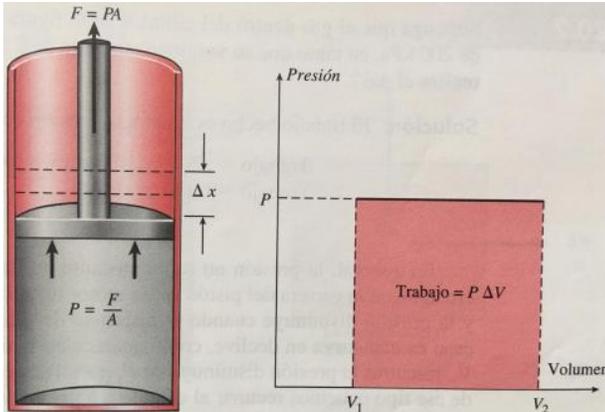
BIBLIOGRAFÍA

- Física. Principios con aplicaciones. Giancoli, Douglas C. 1997. Prentice_Hall Hispanoamericana S.A.
- Física. Conceptos y aplicaciones. Tippens, Paul E. 2007. McGraw-Hill Interamericana.

TRABAJO 4. PROCESOS TERMODINÁMICOS

1. PROCESOS ISOBÁRICOS. DIAGRAMA P-V.

Sea un gas encerrado en un cilindro, equipado con un embolo móvil y sin fricción. Consideremos el trabajo realizado por el gas que se dilata.



El embolo tiene un área de sección transversal A y descansa sobre una columna de gas que tiene una presión P . El calor puede fluir hacia adentro o afuera del gas a través de las paredes del cilindro. Es posible realizar trabajo sobre el gas empujando el embolo hacia abajo. También es posible que el gas efectúe trabajo a medida que se dilata el gas, moviendo el embolo hacia arriba. Como la presión es igual a la fuerza sobre unidad de área $P = F/A$, la fuerza F ejercida por el gas sobre el embolo será igual a:

$$F = P \cdot A$$

Como el trabajo es igual al producto de la fuerza por el desplazamiento, si el embolo se mueve hacia arriba una distancia Δx , el trabajo realizado será:

$$\Delta W = F \cdot \Delta x = (PA)\Delta x$$

Pero el aumento del volumen ΔV del gas es igual a $A\Delta x$. Entonces:

$$\Delta W = P \cdot \Delta V$$

Es decir, el trabajo neto es igual al producto de la presión constante por el cambio de volumen. El cambio de volumen ΔV es igual al *volumen final menos el volumen inicial*, de modo que una disminución en el volumen resulta en *trabajo negativo*, mientras que un aumento en el volumen significa *trabajo positivo*. *Un proceso isobárico es un proceso termodinámico que sucede a presión constante.*

2. PROCESOS ADIABÁTICOS

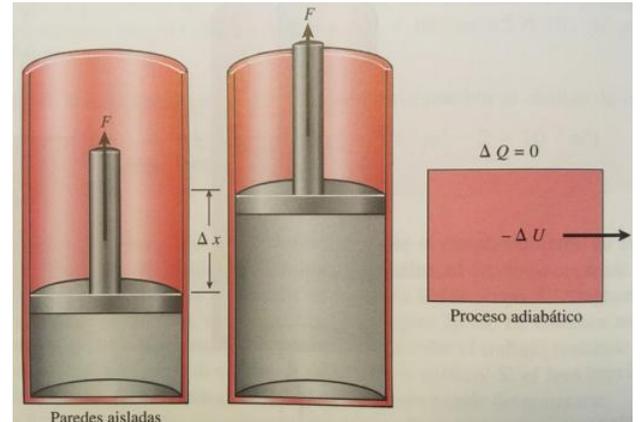
Supongamos que hay un sistema completamente aislado de sus alrededores, de modo que no puede haber un intercambio de energía térmica Q . *Un proceso adiabático es aquel en el que no hay intercambio de energía térmica ΔQ entre un sistema*

y sus alrededores. Se dice que el sistema está rodeado por paredes *adiabáticas*.

Al aplicar la primera ley de la termodinámica a un proceso en el que $\Delta Q = 0$ se obtiene

$$\Delta W = -\Delta U$$

Esta ecuación muestra que en todo proceso adiabático, el trabajo se realiza *a costa* de la energía interna. Generalmente, la disminución en la energía interna va acompañada de un descenso de la temperatura.



En la figura anterior, un embolo se eleva por la acción de un gas que se expande. Si las paredes del cilindro se aíslan y la dilatación ocurre con rapidez, el proceso será aproximadamente adiabático. A medida que el gas se expande, efectúa trabajo sobre el embolo, pero pierde energía interna y experimenta una caída en la temperatura.

Si el proceso se invierte, forzando al embolo a descender, entonces el trabajo se realizará sobre el gas y será negativo ($-\Delta W$) y habrá un incremento en la energía interna ΔU , de modo que

$$-\Delta W = +\Delta U$$

En este caso la temperatura se elevará.

3. PROCESOS ISOCÓRICOS

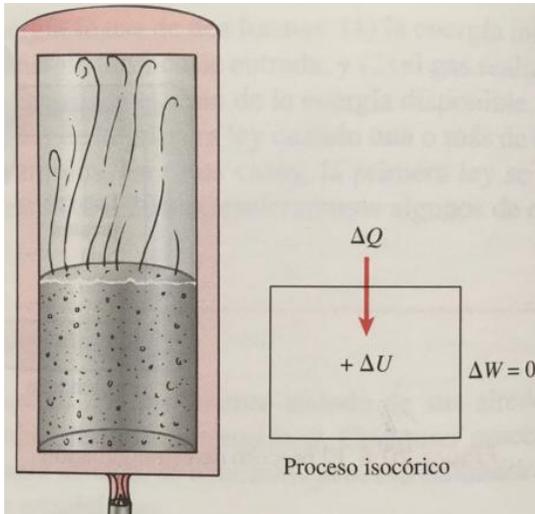
Cuando no se realiza trabajo, ni *por* el sistema ni *sobre* el sistema, este tipo de proceso se conoce como *proceso isocórico*. También se denomina *proceso isovolumétrico* porque no puede haber cambio de volumen sin la realización de trabajo. *Un proceso isocórico es aquel en el que el volumen del sistema permanece constante.*

Al aplicar la primera ley de la termodinámica a un proceso en el que $\Delta W = 0$ resulta:

$$\Delta Q = \Delta U$$

Por lo tanto, en un proceso isocórico toda la energía térmica absorbida por un sistema incrementa su

energía interna. En este caso, generalmente hay un incremento en la temperatura del sistema.



Un proceso isocórico se presenta cuando en un recipiente se calienta agua con un volumen fijo. A medida que se suministra calor, el aumento de la energía interna resulta en una elevación de la temperatura del agua hasta que empieza a hervir. Si se continúa incrementando la energía interna, se pone en marcha el proceso de vaporización. Sin embargo, el volumen del sistema, formado por el agua y su vapor, permanece constante y no se realiza trabajo externo.

Cuando se retira la flama, el proceso se invierte a medida que el calor deja el sistema a través del fondo del cilindro. El vapor de agua se condensará y la temperatura del agua resultante descenderá hasta igualar la temperatura ambiente. Este proceso representa una pérdida de calor y el correspondiente descenso de la energía interna, pero, nuevamente, no se realiza trabajo.

4. PROCESOS ISOTÉRMICOS

Un gas puede comprimirse en un cilindro de forma tan lenta que prácticamente permanece en equilibrio térmico con sus alrededores. La presión aumenta a medida que el volumen disminuye, pero la temperatura es prácticamente constante. *Un proceso isotérmico es aquel en el que la temperatura del sistema permanece constante.* Si no hay cambio de fase, una temperatura constante indica que no hay cambio en la energía interna del sistema. Al aplicar la primera ley a un proceso en el que $\Delta U = 0$, se obtiene: $\Delta Q = \Delta W$

En un *proceso isotérmico* toda la energía absorbida se convierte en trabajo de salida.

CUESTIONARIO

1. Cuando el trabajo hace que se aumente la energía interna de un sistema termodinámico, se trata de un proceso:
 - A. Isobárico.
 - B. Isotérmico.
 - C. Isocórico.
 - D. Adiabático.
2. Cuando la energía térmica de un sistema termodinámico es nula, se habla de un proceso:
 - A. Adiabático.
 - B. Isocórico.
 - C. Isobárico.
 - D. Isotérmico.
3. En un cilindro cerrado, se tienen 35 m^3 de oxígeno a una presión de 90 Pa . Al aumentar la temperatura el volumen aumenta a 47 m^3 . Este es un ejemplo de proceso:
 - A. Isocórico.
 - B. Adiabático.
 - C. Isotérmico.
 - D. Isobárico.
4. Cuando un volumen constante de un líquido, se calienta sin efectuar trabajo externo, se habla de un proceso:
 - A. Isotérmico.
 - B. Isovolumétrico.
 - C. Isobárico.
 - D. Isocórico.
5. Cuando en un sistema termodinámico de un gas contenido en su interior, la energía térmica es nula y el gas se expande, la temperatura puede:
 - A. Ser nula.
 - B. Aumentar.
 - C. Disminuir.
 - D. Ser constante.

CUADRÍCULA DE RESPUESTAS

| | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

BIBLIOGRAFÍA

- Física. Principios con aplicaciones. Giancoli, Douglas C. 1997. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A.
- Física. Conceptos y aplicaciones. Tippens, Paul E. 2007. McGraw-Hill Interamericana.

TRABAJO 5. SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

1. SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Cuando nos frotamos las manos vigorosamente, el trabajo hecho contra la fricción incrementa la energía interna y ocasiona una elevación de la temperatura. El aire de los alrededores constituye un gran depósito a una temperatura más baja, y la energía térmica se transfiere al aire sin que éste cambie su temperatura de manera considerable.

Cuando dejamos de frotarnos, la temperatura de nuestras manos vuelve a su estado original. En este caso, la energía mecánica se ha transformado en calor con una eficiencia del 100%. $\Delta W = \Delta Q$.

El proceso inverso, de capturar todo el calor transferido al aire y hacerlo volver a nuestras manos, provocando que ellas se froten espontánea e indefinidamente, no es posible. Es decir que no se puede convertir el 100% de la energía térmica en trabajo útil.

Esto constituye el fundamento de la **Segunda Ley de la Termodinámica: Es imposible que un sistema pueda extraer energía en forma de calor de una fuente térmica a temperatura uniforme y la convierta completamente en trabajo mecánico, volviendo al mismo estado inicial.**

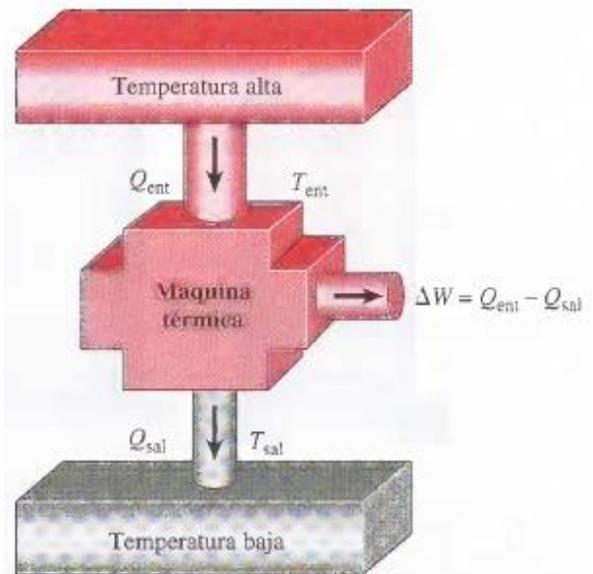
Existen muchos procesos irreversibles, por ejemplo, la conducción de calor. Si se coloca un cuerpo caliente en contacto con otro frío, el calor fluirá del cuerpo caliente al cuerpo frío hasta que estén a la misma temperatura. Sin embargo, el proceso inverso no se presenta nunca.

Otro enunciado de la segunda ley de la termodinámica dice:

Es imposible un proceso cuyo resultado sea transferir energía en forma de calor de un cuerpo frío a otro más caliente.

Lo anterior se comprende más, analizando el funcionamiento y la eficiencia de las máquinas térmicas. En ellas ocurren tres procesos:

- Una cantidad de calor Q_{ent} se suministra a la máquina desde un recipiente a alta temperatura T_{ent} .
- La máquina realiza un trabajo mecánico W_{sal} mediante la utilización de una parte del calor de entrada.
- Una cantidad de calor Q_{sal} se libera al recipiente de baja temperatura T_{sal} .



La **sustancia de trabajo** (agua en una máquina de vapor, aire y vapor de gasolina en los motores de combustión interna), inicialmente se encuentra en un estado termodinámico específico descrito por su temperatura, presión, volumen y número de moles. Pasa por una serie de procesos y vuelve a su estado inicial. En este proceso cíclico, las energías internas inicial y final son iguales y por lo tanto: $\Delta U = 0$.

Por consiguiente, el trabajo neto realizado en un ciclo completo está dado por:

$$\text{Trabajo neto} = \text{calor de entrada} - \text{calor de salida.}$$
$$\Delta W = Q_{ent} - Q_{sal}$$

LA EFICIENCIA de una **máquina térmica** se define como la razón del trabajo útil realizado por la máquina entre el calor suministrado a ésta, y generalmente se expresa en porcentaje:

$$\text{Eficiencia} = \frac{\text{Trabajo de salida}}{\text{Calor de entrada}}$$

También se puede escribir:

$$e = \frac{Q_{ent} - Q_{sal}}{Q_{ent}}$$

2. EFICIENCIA DE UNA MÁQUINA IDEAL

Es difícil predecir la eficiencia de una máquina real porque calcular las cantidades Q_{ent} y Q_{sal} es complicado. Las pérdidas por calor y fricción a través de las paredes del cilindro y alrededor del émbolo, la combustión incompleta del combustible e incluso las propiedades físicas de los diferentes combustibles son factores que dificultan medir la eficiencia de tales máquinas.

Sin embargo, podemos imaginar una **máquina ideal** que no se vea afectada por las dificultades prácticas. La eficiencia de esta máquina ideal, sólo depende de las cantidades de calor absorbidas y liberadas entre dos fuentes de calor bien definidas, y no dependen de las propiedades térmicas del combustible que se use.

Es decir, independientemente de los cambios internos de presión, volumen, longitud y otros factores, todas las máquinas ideales tienen la misma eficiencia cuando están funcionando entre las mismas dos temperaturas (T_{ent} y T_{sal}).

Una máquina ideal es aquella que tiene la más alta eficiencia posible para los límites de temperatura dentro de los que funciona.

Al definir la eficiencia de una máquina en términos de temperaturas de entrada y salida en vez de hacerlo en términos de calor de entrada o de salida, se obtiene una fórmula más útil. Para una máquina ideal se puede probar que la razón Q_{ent}/Q_{sal} es la misma que la razón de T_{ent}/T_{sal} .

Por lo tanto, la eficiencia de una máquina ideal puede expresarse como una función de las temperaturas absolutas de las fuentes de entrada y de salida. Es decir:

$$e = \frac{T_{ent} - T_{sal}}{T_{ent}}$$

Ninguna máquina que opere entre las mismas dos temperaturas puede ser más eficiente que lo que indica la ecuación anterior. Esta eficiencia ideal representa entonces el límite superior de la eficiencia de cualquier máquina real. Cuanto mayor es la diferencia de temperatura entre dos fuentes, mayor es la eficiencia de cualquier máquina.

EJEMPLO 1.

Una máquina que funciona entre 2 depósitos a 500°K y 400°K , absorbe 900 J de calor del depósito a más alta temperatura durante cada ciclo. a)

Calcular su eficiencia, b) hallar el trabajo de salida, c) determinar el calor que libera al medio o entorno.

a) $e = \frac{T_{ent} - T_{sal}}{T_{ent}}, \quad e = \frac{500^{\circ}\text{K} - 400^{\circ}\text{K}}{500^{\circ}\text{K}} = \frac{100^{\circ}\text{K}}{500^{\circ}\text{K}} = 0,20$

$e = 20\%$.

b) Como: $e = \frac{W_{sal}}{Q_{ent}}$, entonces: $W_{sal} = e \cdot Q_{ent}$

$W_{sal} = 0,20 \cdot 900\text{ J}, \quad W_{sal} = 180\text{ J}.$

c) Según la Primera Ley de la Termodinámica, el trabajo neto es igual al intercambio de calor, es decir:

$W_{sal} = Q_{ent} - Q_{sal}$, de donde resulta:

$Q_{sal} = Q_{ent} - W_{sal} = 900\text{ J} - 180\text{ J}.$

$Q_{sal} = 720\text{ J}.$

CUESTIONARIO

➤ Responda las preguntas 1 y 2 según el ejercicio siguiente: Un motor que pierde 400 J de calor en cada ciclo, tiene una eficiencia del 37% .

1. El calor absorbido en cada ciclo es:

- A. $634,92\text{ J}.$
- B. $586,37\text{ J}.$
- C. $421,59\text{ J}.$
- D. $374,38\text{ J}.$

2. El trabajo realizado corresponde a:

- A. $496,13\text{ J}.$
- B. $385,41\text{ J}.$
- C. $234,92\text{ J}.$
- D. $153,75\text{ J}.$

➤ Responda las preguntas 3 y 4 según el ejercicio siguiente: La eficiencia de una máquina térmica es del 28% y realiza un trabajo de $576\text{ J}.$

3. El calor que absorbe en cada ciclo es de:

- A. $1384,32\text{ J}.$
- B. $2057,14\text{ J}.$
- C. $4891,56\text{ J}.$
- D. $8634,65\text{ J}.$

4. El calor que cede es igual a:

- A. $7143,52\text{ J}.$
- B. $5921,76\text{ J}.$
- C. $3875,14\text{ J}.$
- D. $1481,14\text{ J}.$

5. Un motor desarrolla 560 J de trabajo en cada ciclo y desecha 980 J hacia el medio. Calcular su eficiencia.

- A. $36,36\%$.
- B. $45,45\%$.
- C. $52,52\%$.
- D. $67,67\%$.

CUADRÍCULA DE RESPUESTAS

| | A | B | C | D |
|---|---|---|---|---|
| 1 | | | | |
| 2 | | | | |
| 3 | | | | |
| 4 | | | | |
| 5 | | | | |

BIBLIOGRAFÍA

- Física. Principios con aplicaciones. Giancoli, Douglas C. 1997. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A.
- Física. Conceptos y aplicaciones. Tappens, Paul E. 2007. McGraw-Hill Interamericana.