

## Tema 6. El calor.

### 1. Temperatura.

Intuitivamente la temperatura es la propiedad que proporciona la sensación de calor o de frío. Pero las sensaciones son subjetivas y no sirven para medir una magnitud física, como es la temperatura.

Por ejemplo, si se saca del refrigerador un recipiente metálico con cubos de hielo y un envase de cartón con verduras congeladas, se siente más frío el metal que el cartón, aunque ambos están a la misma temperatura; la misma sensación se nota cuando se pisa la baldosa del piso solo y la alfombra. Esto se debe a que el metal o la cerámica es mejor conductor del calor que el cartón o la tela.

A partir de la teoría cinética de los gases, se ha encontrado la siguiente relación:

$$\overline{E_c} = \frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} kT$$

k es la constante de Boltzmann. Experimentalmente se demuestra que tiene el mismo valor para cualquier gas:  $k = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$

De lo que se deduce, que la energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvin. Por tanto:

La *temperatura* es una medida de la energía cinética media de las partículas de un sistema.

Un sistema está a mayor temperatura que otro si la energía cinética media de sus partículas es mayor.

La temperatura se mide con un termómetro. Los *termómetros* son dispositivos para definir y medir la temperatura de un sistema. Todos los termómetros se basan en el cambio de alguna propiedad física con la temperatura, como:

- ✓ El cambio de volumen de un líquido, *termómetro de mercurio*. El termómetro clínico es un termómetro graduado de 35 a 42 °C
- ✓ El cambio en la longitud de un sólido, *termómetro de sólidos*. El calentamiento o enfriamiento de una lámina bimetálica hace que ésta se curveen un sentido u otro.
- ✓ El cambio en la presión de un gas a volumen constante, *termómetro de gas*. Los gases más empleados son el hidrógeno y el helio por la temperatura baja a la que se licúan. Se puede emplear hasta temperaturas del orden de 200 °C.
- ✓ El cambio en la resistencia de un conductor, *termómetro de resistencia*. Se basa en el aumento de la resistividad de los metales con la temperatura. Midiendo la resistividad de un hilo de platino introducido en un recinto se puede conocer la temperatura de éste.

- ✓ El cambio en el color de objetos a muy alta temperatura, *pirómetros*. Se basan en el hecho de que la intensidad con que radia calor un cuerpo negro, u otro de poder emisor conocido, es función de su temperatura

### 1.1. Escalas termométricas.

Son escalas graduadas que permiten medir la temperatura. Se utilizan unos puntos fijos que son fáciles de reproducir. Las escalas más comunes son:

#### a) Escala Celsius o centígrada.

Define la temperatura del punto de hielo como 0 °C y la temperatura del punto de vapor como 100 °C, en condiciones normales (1 atm de presión). El espacio entre estos dos puntos se divide en 100 partes iguales, cada una es un grado (°C).

#### b) Escala Fahrenheit.

Define la temperatura del punto de hielo como 32 °F y la temperatura del punto de vapor como 212 °C, en condiciones normales (1 atm de presión). El espacio entre estos dos puntos se divide en 180 partes iguales. Se utiliza sobre todo en países anglosajones.

#### c) Escala Kelvin.

Utiliza los mismos puntos fijos que la escala centígrada, pero toma como valor 0 el cero absoluto (0 K), temperatura a la cual las partículas de los gases no se mueven. Un grado centígrado equivale a un kelvin. El cero absoluto es un límite inalcanzable, es decir, ningún sistema puede alcanzar la temperatura de 0 K. Hasta ahora la temperatura más cercana al cero absoluto se ha obtenida por científicos del MIT, en 2003, quienes consiguieron enfriar un gas en un campo magnético hasta medio nanokelvin ( $5 \cdot 10^{-10}$  K). En esta escala se mide la temperatura en el Sistema Internacional de unidades.

La equivalencia entre las escalas termométricas es:

Puntos fijos e intervalos	Kelvin K	Celsius °C	Fahrenheit °F
Cero absoluto	0	-273,15	-459,7
Congelación del agua	273,5	0	32
Ebullición del agua	373,15	100	212
$\Delta T$	100	100	180

Las relaciones entre escalas son:

$$T (^{\circ} F) = 1.8 T (^{\circ} C) + 32$$

$$T (K) = T (^{\circ} C) + 273.15$$

## 2. El calor.

El *calor* es una forma de energía que se transfiere de un cuerpo a otro debido a una diferencia de temperatura.

Como cualquier forma de energía, su unidad en el Sistema Internacional es el julio (J).

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}$$

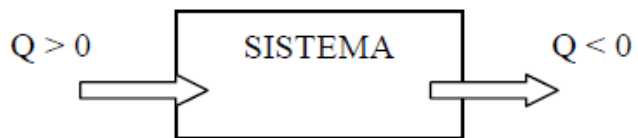
Otra unidad habitual para el calor es la caloría (cal). La caloría es la cantidad de energía necesaria para aumentar 1 °C la temperatura de 1 g de agua, desde 14,5 °C a 15,5 °C

$$1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

Para los intercambios de calor  $Q$  de un sistema con el medio exterior convenimos en que:

- Si el sistema absorbe calor,  $Q > 0$
- Si el sistema cede calor,  $Q < 0$



## 3. Efectos del calor.

Cuando un cuerpo recibe energía en forma de calor, los posibles efectos son:

- Un aumento de la temperatura.
- Un cambio del estado de agregación.
- Una dilatación.

### 3.1. Calor transferido con la variación de la temperatura.

La temperatura de un cuerpo generalmente aumenta cuando se le transfiere energía. La cantidad de calor,  $Q$ , necesaria para elevar la temperatura de un sistema es proporcional a la variación de temperatura y a la masa de su sustancia:

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

en donde  $C$  es la *capacidad calorífica* de una sustancia, que se define como la cantidad de calor necesaria para aumentar 1 °C la temperatura de una sustancia. El *calor específico*,  $c$ , es la capacidad calorífica por unidad de masa, es decir, la cantidad de calor necesaria para aumentar en un grado la temperatura de un cuerpo de 1 kg de masa.

$$c = \frac{C}{m}$$

La unidad de calor específico en el SI es  $\frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$ . Una unidad muy utilizada es  $\frac{\text{cal}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$

Tabla 1. Calores específicos de algunos sólidos y líquidos:

Sustancia	c, kJ/kg·K	c, kcal/kg·K o Btu/lb·F°
Agua	4,18	1,00
Alcohol etílico	2,4	0,58
Aluminio	0,900	0,215
Bismuto	0,123	0,0294
Cobre	0,386	0,0923
Hielo (-10 °C)	2,05	0,49
Mercurio	0,140	0,033
Oro	0,126	0,0301
Plata	0,233	0,0558
Plomo	0,128	0,0305
Tungsteno	0,134	0,0321
Vidrio	0,840	0,20
Zinc	0,387	0,0925

### 3.1.1. Equilibrio térmico.

Cuando se mezclan dos sustancias a distinta temperatura, la caliente cede calor a la fría hasta quedar ambas a la misma temperatura, lo que se denomina alcanzar el equilibrio térmico, y, si no hay influencia del medio externo, la cantidad de calor absorbida por una es igual a la desprendida por la otra.

### 3.1.2. Determinación del calor específico. Calorímetro.

El calor específico de un cuerpo puede medirse convenientemente calentándolo primero a una cierta temperatura, por ejemplo el punto de ebullición del agua, situándolo a continuación en un baño de agua, de masa y temperatura conocida, y midiendo la temperatura final de equilibrio entre el cuerpo y el baño. Si el sistema en su totalidad está aislado térmicamente de su entorno, el calor que sale del cuerpo es igual al que entra en el agua y en el recipiente. Este procedimiento se denomina calorimetría y el recipiente aislado que contiene al agua, *calorímetro*.



Se  $m$  la masa del cuerpo u objeto,  $c$  su calor específico y  $T_{io}$  su temperatura inicial. Si  $T_f$  es la temperatura final del cuerpo dentro del baño, el calor que sale del cuerpo es:

$$Q_{\text{sale}} = m \cdot c \cdot (T_{io} - T_f)$$

Si  $T_{ia}$  es la temperatura inicial del agua, y  $T_f$  su temperatura final, el calor absorbido por el agua es:

$$Q_{\text{entra}} = m_a \cdot c_a \cdot (T_f - T_{ia})$$

en donde  $m_a$  y  $c_a = 4,18 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K}$  son la masa y el calor específico del agua.

Igualando estas cantidades de calor, puede obtenerse el calor específico del objeto:

$$Q_{\text{sale}} = Q_{\text{entra}}$$

$$m \cdot c \cdot (T_{\text{io}} - T_f) = m_a \cdot c_a \cdot (T_f - T_{\text{ia}})$$

Hay que tener en cuenta, para una determinación precisa, que el vaso calorimétrico también se calienta, desde  $T_{\text{ia}}$ , temperatura inicial del agua y de su recipiente hasta  $T_f$  su temperatura final (la temperatura final del cuerpo y del agua será la misma, puesto que finalmente alcanzan el equilibrio). En consecuencia:

$$Q_{\text{sale}} = Q_{\text{entra}}$$

$$m \cdot c \cdot (T_{\text{io}} - T_f) = m_a \cdot c_a \cdot (T_f - T_{\text{ia}}) + m_c \cdot c_c \cdot (T_f - T_{\text{ia}})$$

en donde  $m_c$  y  $c_c$  son la masa y el calor específico del recipiente.

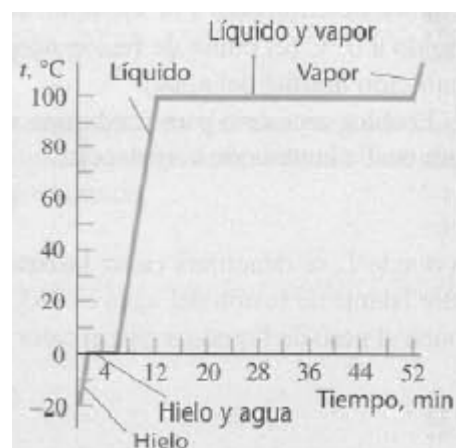
### 3.2. Calor en el cambio de estado de una sustancia.

Cuando se suministra calor al hielo a  $0^\circ\text{C}$ , la temperatura del hielo no se modifica. En su lugar, el hielo se funde. Esto es un ejemplo típico de *cambio de fase o de estado*. Se clasifican los cambios en dos grupos:

- Progresivos: Son los que se verifican con absorción de calor. Van acompañados, generalmente, de un aumento de volumen: fusión, vaporización y sublimación.
- Regresivos: Se verifican con desprendimiento de calor y, en general, con disminución de volumen: solidificación, licuefacción o condensación y sublimación inversa.



El hecho de que la temperatura permanezca constante durante un cambio de fase puede entenderse en función de la teoría molecular. Las moléculas de un líquido están muy próximas unas de otras y ejercen fuerzas atractivas entre sí, mientras que las moléculas de un gas están muy separadas. Convertir una sustancia de líquido a vapor requiere la energía necesaria para vencer la atracción intermolecular del líquido. A medida que el agua se calienta, el movimiento de sus moléculas aumenta y la temperatura sube. Cuando la temperatura alcanza el punto de ebullición, las moléculas no pueden ya aumentar su energía cinética y permanecen en el líquido. Cuando el agua líquida se vaporiza, el calor añadido se emplea en vencer las fuerzas atractivas entre las moléculas, que se separan cada vez más en la fase gaseosa. La energía suministrada al líquido para vaporizarlo incrementa de este modo la energía potencial de las moléculas, pero no su energía cinética. Como la temperatura es una medida de la energía



cinética media de traslación de las moléculas, la temperatura permanece constante durante el cambio de fase.

### 3.2.1. Temperatura y presión de cambio de fase.

La temperatura a la que tiene lugar el cambio de fase depende de la sustancia de la que se trate, del cambio que se trate y de la presión, y se denomina temperatura de solidificación, vaporización o ebullición, etc. A esta temperatura coexisten las dos fases. Veamos varios ejemplos:

- ✓ El agua sólida se congela a 0 °C (solidificación) cuando se encuentra a la presión atmosférica. Sin embargo, la leche se congela a -1 °C a esa misma presión.
- ✓ Para una misma sustancia y una misma presión, la temperatura de solidificación es igual que la de fusión (0°C para agua a presión atmosférica, 1336 K para el oro), pero es distinta a la temperatura de vaporización o condensación (100 °C en el caso del agua a presión atmosférica, 3081 K para el oro).
- ✓ Para una misma sustancia y un mismo cambio de fase, la temperatura de cambio de fase suele aumentar con la presión. Así, el agua líquida hierve (vaporización) a 100 °C a la presión atmosférica, pero si aumentamos la presión a 200 kPa, hervirá a 120 °C (olla a presión), mientras que si disminuimos la presión a 2 kPa (haciendo el vacío en el recipiente que la contiene), hervirá a 17,5 °C. En todos los casos, la condensación del vapor obtenido ocurrirá a esas mismas temperaturas.

### 3.2.2. Calor latente de cambio de estado o calor latente.

En una sustancia pura, un cambio de fase a una presión dada tiene lugar sólo a una temperatura determinada. Por ejemplo, el agua pura a una presión de 1 atm pasa de sólido a líquido a 0 °C (el punto de fusión normal del agua) y de líquido a gas a 100 °C (el punto de ebullición normal del agua).

Se denomina *calor latente* para una sustancia determinada a la energía que es necesario aportar por unidad de masa para que una sustancia cambie de estado, es decir, es el número de calorías necesarias para cambiar de estado una unidad de masa, sin variar la temperatura.

El calor necesario para fundir una sustancia de masa  $m$  sin cambiar su temperatura es proporcional a la masa de la sustancia:

$$Q_f = m \cdot L_f$$

donde  $L_f$  es el *calor latente* de fusión de la sustancia, J/kg (SI).

Para el paso de líquido a gas:

$$Q_v = m \cdot L_v$$

donde  $L_v$  es el *calor latente* de vaporización.

Tabla 2. Puntos normales de fusión y ebullición, y calores latentes de fusión y de vaporización a 1 atm para diversas sustancias.

Sustancia	PF, K	$L_f$ , kJ/kg	PE, K	$L_v$ , kJ/kg
Agua	273,15	333,5	373,15	2257
Alcohol etílico	159	109	351	879
Azufre	388	38,5	717,75	287
Bromo	266	67,4	332	369
Cobre	1356	205	2839	4726
Dióxido de carbono	–	–	194,6 <sup>a</sup>	573 <sup>a</sup>
Helio	–	–	4,2	21
Mercurio	234	11,3	630	296
Nitrógeno	63	25,7	77,35	199
Oro	1336	62,8	3081	1701
Oxígeno	54,4	13,8	90,2	213
Plata	1234	-105	2436	2323
Plomo	600	24,7	2023	858
Zinc	692	102	1184	1768

El calor latente depende de la sustancia de la que se trate, de la transición que se realice y de la presión. Por ejemplo:

- ✓ El calor latente de fusión del agua a presión atmosférica (333,5 kJ/kg) es diferente del calor latente de fusión de la plata (1234 kJ/kg), y distinto del calor de vaporización del agua a esa misma presión (2257 kJ/kg).
- ✓ El calor latente de vaporización del agua a la presión atmosférica y 100 °C (2257 kJ/kg) es mayor que el de vaporización del agua a 200 kPa y 120 °C (2202 kJ/kg), pero menos que a 2 kPa y 17,5 °C (2459 kJ/kg).

En el cálculo del calor, hay que tener en cuenta en qué sentido se realiza el cambio de fase. El signo será positivo cuando sea necesario añadir calor a la sustancia (fusión o vaporización) y negativo cuando haya que quitarle calor (condensación o solidificación).

### 3.3. Dilatación térmica.

La *dilatación* es el aumento de tamaño (volumen, superficie o longitud) que experimentan las sustancias cuando se eleva su temperatura.

En el tendido de las vías de ferrocarril se deja un hueco libre entre raíl y raíl para su dilatación.

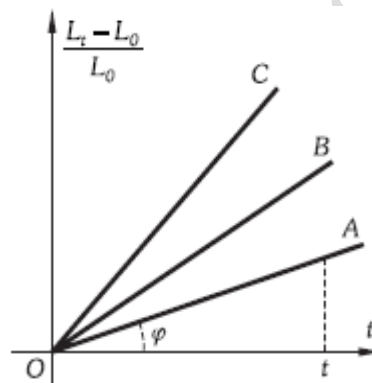
Según la teoría cinética, un aumento de temperatura supone un incremento de la agitación de las partículas del sistema, sea sólido, líquido o gas, lo que provoca una mayor separación entre las partículas, lo que se traduce en un aumento del tamaño.

### 3.3.1. Dilatación de sólidos.

Al calentar un sólido, este se dilata en todas las dimensiones, aunque, en general, el aumento de tamaño que experimenta es pequeño.

Si el sólido tiene forma de barra o de alambre, lo que mejor se aprecia es la variación de su longitud y se habla de *dilatación lineal*. Si se tiene forma de lamina se observa mejor la *dilatación superficial*. Y si no hay predominio de ninguna dimensión, se habla de dilatación *cúbica o volumétrica*.

Si a un alambre que inicialmente tiene una longitud inicial  $L_0$  a una temperatura  $T_0$  ( $0\text{ }^\circ\text{C}$ ) y aumentamos su temperatura hasta otro valor  $T$ , su longitud aumentará hasta  $L$ . Si representamos las variaciones media que corresponde a cada unidad de longitud o variaciones relativas de la longitud,  $\frac{L-L_0}{L_0}$ , frente a la temperatura,  $T$ , para barras de distintos metales A, B y C, obtenemos una recta si el intervalo de temperatura es relativamente pequeño.



La característica que diferencia la dilatación de cada metal es el coeficiente de dilatación o pendiente de su diagrama de dilatación:

$$pendiente = tg\varphi = \frac{L-L_0}{L_0 T}$$

El coeficiente de dilatación para un material dado se mide en  $^\circ\text{C}^{-1}$  o  $\text{K}^{-1}$ .

Los mismos resultados obtendríamos realizando medidas de superficie o volúmenes, en muestras de diversas sustancias.

El concepto físico de los coeficiente de dilatación es

Coeficiente de dilatación 

lineal
superficial
cúbico

 es el aumento medio que experimenta la unidad de 

longitud
superficie
volumen

al aumentar un grado su temperatura.

Si 

$L_0$
$S_0$
$V_0$

 es 

la longitud
la superficie
el volumen

 a  $0\text{ }^\circ\text{C}$  y 

$L$
$S$
$V$

 a  $T\text{ }^\circ\text{C}$ , 

$L-L_0$
$S-S_0$
$V-V_0$

 es el aumento para el intervalo de  $0\text{ }^\circ\text{C}$  a  $T\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $\Delta T$ , y:

$$\alpha = \frac{L-L_0}{L_0 \Delta T} \quad \beta = \frac{S-S_0}{S_0 \Delta T} \quad \gamma = \frac{V-V_0}{V_0 \Delta T}$$



es el aumento medio que corresponde a cada unidad de longitud, superficie o volumen, al aumentar la temperatura un grado (coeficientes de dilatación)

De la primera fórmula se obtiene:

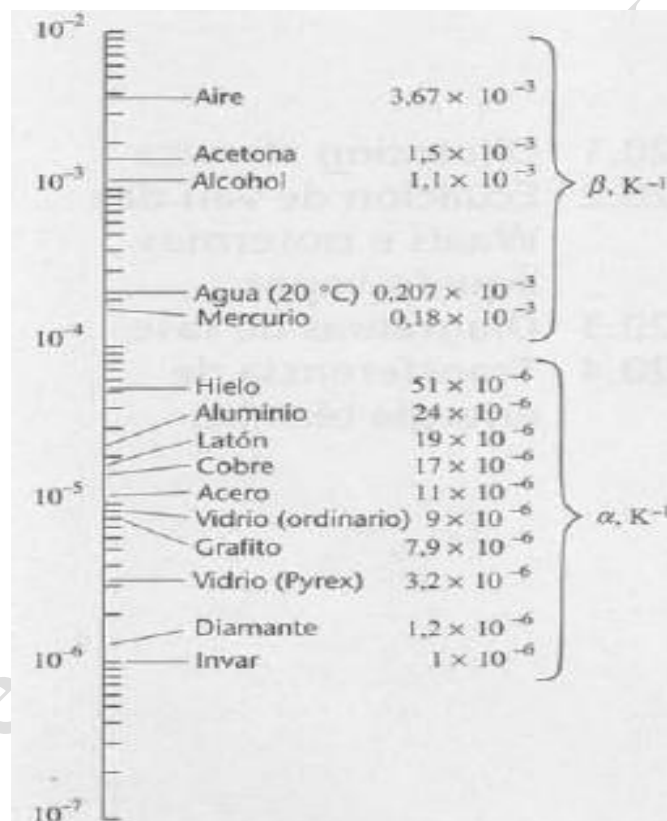
$$L - L_0 = L_0 \alpha \Delta T \Rightarrow L = L_0 + L_0 \alpha \Delta T \Rightarrow L = L_0 (1 + \alpha \Delta T)$$

Igualmente de las otras dos:

$$S = S_0 (1 + \beta \Delta T) \Rightarrow \beta = 2\alpha$$

$$V = V_0 (1 + \gamma \Delta T) \Rightarrow \gamma = 3\alpha$$

Tabla 3. Valores aproximados de los coeficientes de dilatación térmica para varias sustancias.



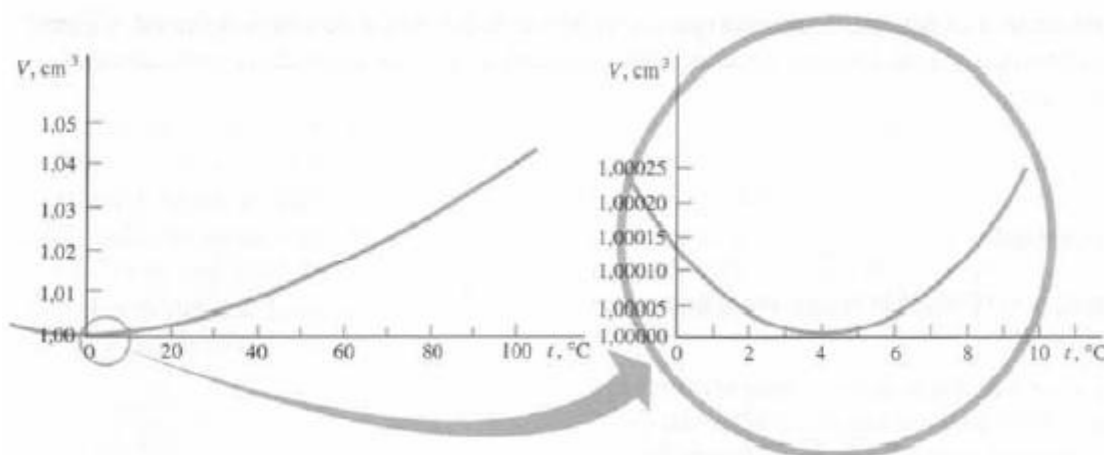
### 3.3.2. Dilatación de líquidos.

En los líquidos se considera, únicamente, la dilatación cúbica que obedece a las mismas leyes que las de los sólidos.

Tabla 4. Coeficientes de dilatación cúbica de algunos líquidos (en  $^{\circ}\text{C}^{-1}$ )

Mercurio	$18,2 \times 10^{-5}$
Agua (a $20^{\circ}$ )	$20,7 \times 10^{-5}$
Glicerina	$51 \times 10^{-5}$
Ácido acético	$107 \times 10^{-5}$
Alcohol etílico	$110 \times 10^{-5}$
Octano	$114 \times 10^{-5}$
Benceno	$121 \times 10^{-5}$
Acetona	$143 \times 10^{-5}$
Éter	$163 \times 10^{-5}$

Con respecto a las variaciones de la densidad con la temperatura, el agua es una excepción a la ley general, ya que tiene su máxima densidad y mínimo volumen a  $4^{\circ}\text{C}$ . Así, de  $0^{\circ}$  a  $4^{\circ}\text{C}$  la densidad del agua aumenta y el volumen disminuye; de  $4^{\circ}\text{C}$  en adelante la densidad disminuye y el volumen aumenta.



### 3.3.3. Dilatación de gases.

Los gases se dilatan mucho más que los sólidos y los líquidos. Para estudiar esta dilatación hay que tener en cuenta el efecto de la variación de la temperatura en la presión y en el volumen del gas.

A volumen constante, un aumento de la temperatura supone un incremento proporcional de presión, 2º ley de Charles. En este caso no hay dilatación.

A temperatura constante, al elevar la temperatura aumenta el volumen, ley de Boyle. Se cumple que:

$$V = V_0(1 + \alpha\Delta T)$$

donde  $\alpha$  es el coeficiente de dilatación isobárica,  $\alpha = 1/273,15^{\circ}\text{C}^{-1}$ .

Tabla 5. Coeficientes de dilatación isobárica al calentar los gases de 0 a 100 °C.

Gas	$p_0$	$\alpha_0^{100} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$
He	1 mm de Hg	1/273,4
H <sub>2</sub>	1 mm de Hg	1/273,2
CH <sub>4</sub>	1 atm	1/272,0
CO <sub>2</sub>	1 atm	1/268,7
SO <sub>2</sub>	1 atm	1/256,4

#### 4. Transmisión de calor.

Existen tres formas diferentes de transmisión de la energía térmica de un lugar a otro: conducción, convección y radiación.

En la *conducción*, la energía se transmite en forma de calor como consecuencia de las interacciones entre átomos o moléculas. Por ejemplo, si se calienta uno de los extremos de una barra sólida, los átomos de la red cristalina del extremo calentado vibran con mayor energía que los del extremo frío y, debido a la interacción de estos átomos con sus vecinos, esta energía se transporta a lo largo de la barra. Así, si se acerca una chapa metálica a una llama, se puede comprobar cómo la temperatura de la chapa va aumentando desde un extremo a otro. Los metales son buenos conductores del calor. Los líquidos conducen mal el calor y los gases mucho peor.

En la *convección*, el calor se transmite mediante un transporte directo de masa. Por ejemplo, el aire caliente próximo a suelo se expande o dilata, su densidad disminuye, y la fuerza ascensional que actúa sobre él debida al medio que lo rodea hace que suba. Por tanto, la energía térmica del aire caliente se transporta hacia arriba junto con la masa de aire caliente. Al subir, el aire más frío que tiene con mayor densidad, desciende. Es el responsable de las grandes corrientes oceánicas, así como de la circulación global de la atmósfera.

En la *radiación*, la energía térmica se transporta a través del espacio en forma de ondas electromagnéticas que se mueven a la velocidad de la luz. La radiación térmica, las ondas luminosas, las ondas de radio, las ondas de televisión y los rayos X son todas ellas formas de radiación electromagnética y difieren entre sí por sus longitudes de onda o frecuencias.

En muchas situaciones, se presentan los tres mecanismos simultáneamente, aunque alguno de ellos puede predominar sobre los otros. Por ejemplo, las estufas transfieren calor por radiación y por convección. Si el elemento calefactor es cuarzo, predomina la radiación. Si el elemento calefactor es un metal, predomina la convección y el aire se eleva para ser remplazado por aire más frío.

#### 5. Intercambios de trabajo y calor.

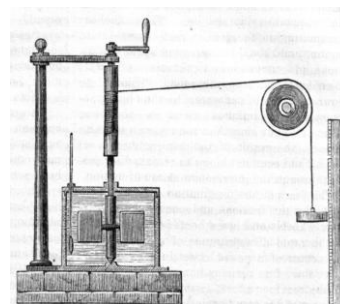
Los cuerpos intercambian energía con el exterior en forma de trabajo o calor. De esta relación se ocupa una rama de física llamada *termodinámica*. La termodinámica es la ciencia que trata de los cambios de energía que se producen en los procesos físicos y químicos.

Vamos a ver cómo se producen las transformaciones de trabajo y calor y al revés.

### 5.1. Transformaciones de trabajo en calor: equivalente mecánico del calor.

En 1845 el físico británico James Prescott Joule realizó un experimento para determinar la equivalencia entre el calor y el trabajo.

Joule en su experimento el agua se encuentra en un recinto de paredes aislantes para evitar la transmisión del calor. Cuando las pesas caen a velocidad constante, hacen girar una rueda de paletas que produce trabajo sobre el agua. Si el rozamiento es despreciable, el trabajo es igual a la pérdida de energía potencial, produciéndose un aumento de temperatura del agua.



Con este experimento pudo determinar que el trabajo necesario para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1 °C es de 4,184 J. Este resultado según el cual 4,184 J de energía mecánica es equivalente a 1 cal de energía térmica se conoce con el nombre de equivalente mecánico del calor.

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

#### 5.1.1. Energía interna

Cuando nos referimos a la energía que un cuerpo posee en su interior utilizamos el término energía interna.

La *energía interna*,  $U$ , de un cuerpo es la suma de las energías cinética y potencial de sus partículas microscópicas (átomos, moléculas, iones, etc). La energía cinética engloba los movimientos de traslación, rotación y vibración de las partículas. La energía potencial está determinada por las fuerzas atractivas y repulsivas entre las partículas.

Cuando un cuerpo intercambia calor o trabajo con el medio exterior, lo hace variando su energía interna en una cantidad  $\Delta U$ .

#### 5.1.2. Primer principio de la termodinámica.

La relación entre el calor ( $Q$ ), el trabajo ( $W$ ) y las variaciones de energía interna ( $\Delta U$ ) viene dada por la ley de la conservación de la energía, expresada en la forma conocida como el primer principio de la termodinámica

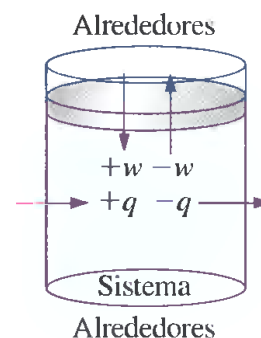
El *primer principio de la termodinámica* establece que: “La variación de energía interna,  $\Delta U$ , de un sistema es igual a la suma del calor,  $Q$ , intercambiado entre el sistema y su entorno, y el trabajo,  $W$ , realizado por o sobre el sistema”.

Matemáticamente, se expresa: 
$$\Delta U = Q + W$$

Para determinar cuantitativamente la variación de energía interna de un sistema, hay que tener en cuenta el criterio de signos que aparece en la tabla 6 y en la figura.

Tabla 6. Criterio de signos para trabajo y calor

Proceso	Signo
Trabajo realizado por el sistema sobre el entorno	-
Trabajo realizado sobre el sistema por el entorno	+
Calor absorbido por el sistema	+
Calor cedido por el sistema	-



### 5.2. Transformaciones de calor en trabajo: máquinas térmicas.

Una máquina térmica es un dispositivo cíclico cuyo propósito es convertir la máxima cantidad posible de calor en trabajo.

Todas ellas contienen una sustancia de trabajo que absorbe una cantidad de calor  $Q_c$ , realiza un el trabajo  $W$  y cede el calor  $Q_f$  cuando vuelve a su estado inicial, en donde  $Q_c$ ,  $W$  y  $Q_f$  representan cantidades positivas.

Las máquinas son de dos tipos:

- De combustión externa.

La combustión tiene lugar fuera de la máquina. El agua es la sustancia de trabajo. Son de este tipo la máquina de vapor.

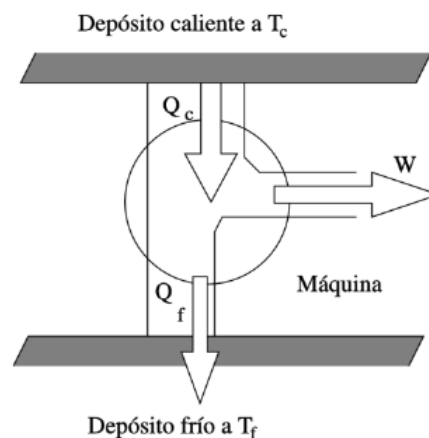
- De combustión interna.

La combustión se tiene lugar dentro de la propia máquina. Una mezcla de aire y combustible comprimido es la sustancia de trabajo. Son de este tipo el motor de gasolina y el motor diesel.

Una máquina térmica extrae calor  $Q_c$  de un foco caliente a temperatura  $T_c$ , realiza un trabajo  $W$  y elimina calor  $Q_f$  a un foco frío a temperatura  $T_f$ . El trabajo realizado por la máquina es igual al calor que fluye hacia la misma.  $W = Q_c - Q_f$

Se defina rendimiento de una máquina  $\eta$  como el cociente entre el trabajo realizado y el calor absorbido del foco caliente.

$$\eta = \frac{W}{Q_c} = \frac{Q_c - Q_f}{Q_c} = 1 - \frac{Q_f}{Q_c}$$



Los rendimientos de las máquinas térmicas tienen valores del orden del 40 %, mientras que los motores de combustión interna pueden alcanzar valores próximos al 50 %. Es imposible construir una máquina térmica con un rendimiento del 100 %, ya que esto significaría que todo el calor absorbido del foco caliente se convertiría en trabajo y el foco frío no recibiría ninguna cantidad de calor.

### 5.2.1. Máquinas frigoríficas o refrigeradores.

Una máquina frigorífica es una máquina térmica que funciona en sentido inverso.

La máquina frigorífica extrae calor  $Q_f$  de un foco frío y cede calor  $Q_c$  a un foco caliente utilizando para ello un trabajo  $W$ .

Una medida de la eficiencia de un refrigerador es la razón  $Q_f/W$  del calor extraído del foco de baja temperatura y el trabajo realizado sobre el refrigerador, que recibe el nombre de eficiencia.

$$\varepsilon = \frac{Q_f}{W}$$

pero al ser  $Q_f + W = Q_c \Rightarrow \varepsilon = \frac{Q_f}{W} = \frac{Q_f}{Q_c - Q_f} = \frac{1}{\frac{Q_c}{Q_f} - 1} = \frac{1}{\frac{T_c}{T_f} - 1} = \frac{T_f}{T_c - T_f}$

Cuanto mayor es la eficiencia, mejor es el refrigerador. Los refrigeradores ordinarios tienen eficiencias del orden de 5 ó 6,

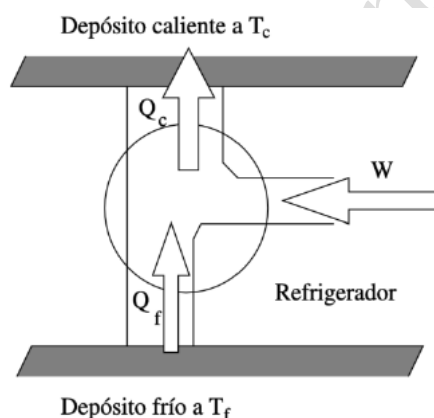
### 5.2.2. Bombas de calor.

Una bomba de calor es un refrigerador cuyo objetivo es calentar un cuerpo o sistema. Por ejemplo, si utilizamos una bomba de calor para calentar una casa, lo que estamos haciendo es extraer calor del aire frío del exterior de la casa para cederlo al aire más cálido del interior. Si se efectúa un trabajo  $W$  sobre una bomba calor para extraer un trabajo  $Q_f$  del foco frío y ceder un calor  $Q_c$  al foco caliente, el coeficiente de eficiencia de la bomba de calor se define de la forma:

$$\varepsilon = \frac{Q_c}{W}$$

Utilizando la relación  $W = Q_c - Q_f$ , la expresión anterior puede escribirse como:

$$\varepsilon = \frac{Q_c}{W} = \frac{Q_c}{Q_c - Q_f} = \frac{1}{1 - \frac{Q_f}{Q_c}}$$



## Ejercicios

- Contesta:
  - ¿Cuántos grados centígrados hay entre el punto de fusión del agua y el punto de ebullición del agua?
  - ¿Cuántos kelvin hay entre esos dos puntos?
- Calentamos una cierta cantidad de agua de forma que su temperatura aumenta  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
  - ¿Tendremos que aplicar más o menos calor para que su temperatura aumente  $10\text{ K}$ ?
  - ¿Y para que aumente  $10\text{ }^{\circ}\text{F}$ ?
- Encuentra un valor de la temperatura medida en la escala centígrada que coincida con el mismo valor de la temperatura medida en la escala Fahrenheit. ¿Podrás encontrar un valor de temperatura que coincida tanto si se mide en escala centígrada como si se mide en escala absoluta?
- ¿Existe algún límite para el valor más alto de temperatura que se puede alcanzar? ¿Y para el valor más bajo?
- ¿Qué relación existe entre la temperatura y el movimiento de las partículas de los cuerpos?
- Calcula la cantidad de calor que se necesita para aumentar  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$  la temperatura de una botella con  $2\text{ l}$  de agua.
- Introducimos un cilindro de  $50\text{ g}$  de cobre con una temperatura de  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  en un calorímetro que contiene  $100\text{ g}$  de agua a  $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ . La temperatura de equilibrio es  $23,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcula el calor específico para el cobre.
- Para medir el calor específico del plomo se calientan  $600\text{ g}$  de perdigones de este metal a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  y se colocan en un calorímetro de aluminio de  $200\text{ g}$  de masa que contiene  $500\text{ g}$  de agua inicialmente a  $17,3\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Si la temperatura final del sistema es  $20,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuál es el calor específico del plomo? Dato: calor específico del aluminio del calorímetro =  $0,900\text{ kJ/kg} \cdot \text{K}$ .
- Calcula el calor necesario para vaporizar  $2\text{ L}$  de agua líquida a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- ¿Qué cantidad de calor tienen que perder  $5\text{ kg}$  de agua líquida a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  para que se congelen?
- ¿Qué cantidad de hielo a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  podremos derretir si disponemos de  $100\text{ kJ}$ ?
- Explica si es igual de grave que se derrame sobre ti agua a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  o que te alcance un chorro de vapor de agua a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- ¿Qué cantidad de calor hace falta para que fundan  $20\text{ g}$  de hielo que se encuentran a  $-15\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- ¿Cuál será la temperatura final si se mezclan  $200\text{ g}$  de hielo a  $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $0,5\text{ kg}$  de agua a  $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- ¿Qué cantidad de hielo fundirá si se mezclan  $1\text{ kg}$  de hielo a  $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $1\text{ kg}$  de agua a  $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- Si mezclamos  $10\text{ kg}$  de hielo a  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $10\text{ kg}$  de agua a  $5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuál será el resultado de la mezcla?
- ¿Qué tamaño tendrá una vara de aluminio de  $5\text{ m}$  de longitud y  $2\text{ kg}$  de masa si su temperatura aumenta  $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? ¿Cuánto calor se le comunica?
- En los inviernos de Zamora se pueden alcanzar temperaturas de  $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$ ; y en verano, de  $42\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es la máxima variación de longitud que podrían experimentar los raíles de la vía si miden  $15\text{ m}$  de longitud y son de hierro?
- Explica por qué no se deben meter en el congelador botellas de agua completamente llenas. ¿Qué puede pasar?

20. Imagina que estás cocinando y necesitas coger una cuchara de madera o una de metal. Ambas están en el mismo cajón y, teóricamente, a la misma temperatura. Sin embargo, cuando tocas la de metal, parece más fría. ¿Podrías explicarlo?
21. Explica el viejo refrán que dice: «Lo que quita el calor, también quita el frío».
22. Explica por qué se suelen colocar los radiadores de calefacción debajo de las ventanas.
23. Un recipiente contiene 2 kg de agua a una temperatura de 60 °C. Con un agitador se realiza un trabajo sobre el sistema de 30 kJ y el sistema transfiere al medio ambiente 10,5 kJ en forma de calor. Calcula la variación de energía interna que experimenta el sistema.
24. Una máquina térmica consume 30000 J en cada ciclo y produce un trabajo de 15 000 J.
- ¿Cuál es el rendimiento en % de la máquina?
  - ¿Podría obtenerse un valor superior al 100%?
25. El foco caliente de una máquina térmica produce 100 kJ/min y cede al foco frío 60 kJ/min. Calcula:
- El trabajo desarrollado por la máquina en un minuto y en media hora.
  - El rendimiento de la máquina.
  - La potencia desarrollada por la máquina.
26. Razona si las frases relativas a un vaso con agua están expresadas correctamente.
- Contiene mucho calor.
  - Se encuentra a temperatura elevada.
  - Tiene mucha energía.
  - Está muy fría.
27. Expresa en kelvin las temperaturas: a) 24 °C. b) -10 °C. c) 72 °F. d) -460 °F.
28. Razona la veracidad de las frases:
- El calor específico sirve para identificar a las sustancias puras.
  - Masas iguales de sustancias diferentes adquieren la misma cantidad de calor para un mismo aumento de temperatura.
  - El cuerpo que está a más temperatura cede calor al que está a menos temperatura, hasta que alcanzan la misma temperatura.
  - La cantidad de calor absorbida por el cuerpo caliente ha de ser igual a la cedida por el cuerpo frío.
29. Una bañera contiene 50 L de agua a 25 °C. ¿Cuánto tiempo será preciso abrir el grifo para que salga agua caliente a 80 °C y conseguir que la temperatura final del agua sea de 40 °C? Dato: caudal del grifo = 5 L/min.
30. Una bola de hierro de 100 g a 200 °C se introduce en un calorímetro que contiene 100 g de agua a 20 °C. ¿Qué temperatura alcanza el agua? Datos: calor específico del hierro = 460 J/(kg · K); calor específico del agua = 4180 J/(kg · K).
31. Si comunicas la misma cantidad de calor a 100 g de las diferentes sustancias que se indican:
- Agua.
  - Aluminio.
  - Aceite.
- ¿En qué caso se produce un mayor aumento de temperatura? Razona la respuesta.  
Datos: calor específico [J/(kg · K)]: agua = 4180; aluminio = 878; aceite = 1670.



- 32.** Desde una altura de 10 m se deja caer una bola de plomo de 10 kg en el interior de un calorímetro que contiene 500 g de agua. Determina:
- La energía potencial de la bola.
  - El calor que absorbe el agua.
  - La variación de la temperatura del agua.
- Datos: calor específico del plomo = 125 J/(kg · K); calor específico del agua = 4180 J/(kg · K).
- 33.** En un vaso calorimétrico se han introducido 50 g de hielo a -20 °C. A continuación se añaden 150 g de agua a 80 °C y se cierra rápidamente de forma hermética.
- Comprueba que se llega a fundir todo el hielo.
  - Calcula la temperatura final de la mezcla cuando se alcance el equilibrio.
- Datos: calor de fusión del hielo = 334,4 kJ/kg; calor específico del hielo = 2090 J/(kg · K); calor específico del agua = 4180 J/(kg · K).
- 34.** Un bloque de hielo de 0,05 m<sup>3</sup> que se encuentra a 0 °C cae desde una altura de 20 m. Calcula:
- La energía mecánica del bloque.
  - El calor producido al chocar contra el suelo.
  - La masa de hielo que se fundirá si todo el calor es absorbido por el bloque.
- Dato: calor latente de fusión del hielo = 334,4 kJ/kg.
- 35.** A un vaso calorimétrico que contiene 500 g de agua a 20 °C se hacen llegar 25 g de vapor de agua a 105 °C. Calcula la temperatura final de la mezcla suponiendo que no hay pérdidas de calor al ambiente ni al propio calorímetro. Datos: calor específico del agua = 4180 J/(kg · K); calor de vaporización del agua = 2248,8 kJ/kg, calor específico del vapor de agua = 1920 J/(kg · K).
- 36.** Indica si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones.
- El agua puede llegar a hervir a 120 °C.
  - La fusión es el cambio de estado líquido a sólido.
  - El calor específico de una sustancia depende de la temperatura.
  - El calor de fusión de una sustancia es igual al calor de vaporización.
- 37.** ¿Dónde hervirá el agua a mayor temperatura?
- ¿En Barcelona o en Madrid?
  - ¿En el Himalaya o en Sierra Nevada?
  - En una olla a presión o en un cazo.
  - En un día de borrasca o en un día de anticiclón.
- Razona la respuesta.
- 38.** Un cable de acero tiene una longitud de 25,000 m a 22 °C. Calcula la longitud del cable a:
- 10 °C.
  - 40 °C.
- Dato:  $\alpha_{\text{acero}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ .
- 39.** Un cable de acero tiene una longitud de 500 cm a 0 °C. Calcula la temperatura que debe tener para que su longitud sea de:
- 499 cm.
  - 503 cm.
- Dato:  $\alpha_{\text{acero}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$ .

40. Una plancha de cobre de  $10,0002 \text{ m}^2$  de superficie está inicialmente a  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ . ¿Cuál será su superficie a las siguientes temperaturas?
- a)  $100 \text{ }^\circ\text{C}$ . b)  $-20 \text{ }^\circ\text{C}$ .
- Dato:  $\alpha_{\text{cobre}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ .
41. Un sistema consiste en  $3 \text{ kg}$  de agua. Sobre él se realiza un trabajo de  $25 \text{ kJ}$  agitándolo con una rueda de paletas. Durante este tiempo,  $15 \text{ kcal}$  de calor se escapan del sistema debido a un deficiente aislamiento. ¿Cuál es la variación de la energía interna del sistema?
42. El siguiente experimento permite determinar la equivalencia entre el calor y el trabajo. Se hace caer un bloque de  $50 \text{ kg}$  atado a una cuerda de  $3 \text{ m}$  de altura que provoca la rotación de unas palas en el interior de un calorímetro con un litro de agua inicialmente a  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calcula:
- a) La energía potencial del bloque.  
b) El calor que absorbe el agua.  
c) La temperatura final del agua.
43. Un motor quema  $2 \text{ kg}$  de combustible con un poder calorífico de  $2500 \text{ kJ/kg}$  y utiliza la energía liberada para elevar  $4 \text{ t}$  de agua hasta una altura de  $40 \text{ m}$ .
- a) ¿Qué energía se produce al quemar el combustible?  
b) ¿Qué cantidad de energía se necesita para elevar el agua?  
c) ¿Qué porcentaje de calor se transforma en trabajo?
44. Una hora antes de que empiecen a llegar los invitados nos damos cuenta de que hemos olvidado comprar cubitos de hielo para las bebidas. Rápidamente ponemos un litro de agua a  $10 \text{ }^\circ\text{C}$  en la bandeja de cubitos y la colocamos en el congelador. ¿Tendremos a tiempo el hielo para los invitados? En la etiqueta de especificaciones del refrigerador consta que el aparato tiene un coeficiente de eficiencia de  $5,5$  y una potencia de  $550 \text{ W}$ . Se estima que sólo el  $10 \%$  de la potencia se emplea para fabricar los cubitos.