

ENERGÍA Y CALOR

TEMPERATURA

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

Es una magnitud común a dos cuerpos que están en equilibrio térmico.

Cuando se ponen en contacto dos cuerpos a diferentes temperaturas, se produce una transferencia de energía de uno a otro hasta que sus temperaturas se igualan. Se ha llegado al Equilibrio Térmico.

Teoría Cinética y Movimiento Térmico

Partimos de dos supuestos:

- La materia está formada por partículas que ejercen fuerzas entre sí.
- Estas partículas están en continuo movimiento, caótico y desordenado, llamado movimiento térmico.



Las partículas del cuerpo con mayor temperatura vibran más rápido que las del cuerpo con menor temperatura.

Cuando los ponemos en contacto las partículas más rápidas transfieren energía a las más lentas al chocar unas con otras.

Esos choques se propagan entre todas las partículas hasta alcanzar el equilibrio térmico.

Cuando se alcanza el equilibrio térmico, la energía cinética de las partículas es la misma.

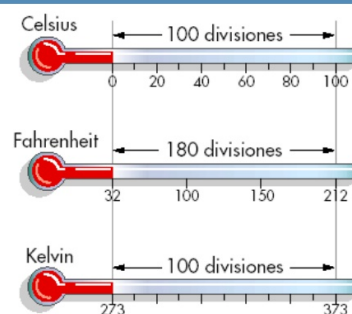
Medida de la Temperatura

La temperatura se mide con los termómetros.

El termómetro es un instrumento con alguna propiedad que varía con la temperatura, como longitud, resistencia eléctrica...

Para medir la temperatura usamos tres escalas termométricas, la Celsius, la Fahrenheit y la escala absoluta cuya unidad es el Kelvin.

Equivalencias Termométricas



- Escala Celsius: asigna el valor 0°C a la temperatura de fusión del agua, y 100°C a la temperatura de ebullición. Se divide este intervalo en 100 partes y cada una se llama grado Celsius.
- Escala Fahrenheit: asigna el valor de 32°F al punto de fusión del agua, y 212°F al punto de ebullición. El intervalo se divide en 180 partes y cada una se llama grado Fahrenheit.

$$T^{\circ} (F) = 1,8 T^{\circ} (C) + 32$$

- Escala absoluta o Kelvin: Es la escala científica. El cero de esta escala o cero absoluto (0 K) es el punto en el que las partículas carecen de movimiento.

$$T^{\circ} (K) = ^{\circ}C + 273$$

CALOR

El calor es el proceso de transferencia de energía de un cuerpo a otro como consecuencia de la diferencia de temperatura entre ellos.

Los cuerpos no tienen calor. El calor es un mecanismo de intercambio de energía.

El calor se mide en Julios, pero con frecuencia se utiliza como unidad de medida la caloría (Cal)

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \quad \text{y} \quad 1 \text{ J} = 0,24 \text{ cal}$$

Los procedimientos de transferencia de energía mediante calor son:

- Conducción: es un mecanismo de transporte de energía sin transporte de materia.
- Convección: hay transporte de materia, las partículas calientes desplazan a las frías.
- Radiación: es el conjunto de ondas electromagnéticas que emite un cuerpo. Es un mecanismo de transporte de energía sin transporte de materia.

Capacidad Calorífica y Calor Específico

Dos cuerpos de la misma masa pero de distinto material puestos en contacto con el mismo foco de calor, experimentan incrementos de temperatura diferentes.

Tienen distinta Capacidad Calorífica.

Capacidad Calorífica es la energía en forma de calor que hay que comunicar a un cuerpo para que su temperatura aumente 1 K.

La capacidad calorífica se mide en J/K y depende de la masa del cuerpo.

Es más útil la capacidad calorífica por unidad de masa, también llamada Calor Específico.

Calor Específico

Es la energía que absorbe mediante calor un kilogramo de una sustancia para aumentar 1 kelvin su temperatura. La unidad de C_e en el S.I. es el $J\ kg^{-1}\ K^{-1}$

La energía (en forma de calor) que hay que transferir a un cuerpo de masa m para cambiar su temperatura viene dada por la siguiente expresión:

$$Q = m C_e (T_f - T_0)$$

En la expresión anterior la temperatura es recomendable expresarla en Kelvin, aunque la variación de temperatura es la misma en Kelvin que en $^{\circ}C$

Problemas de Equilibrio Térmico

En un proceso de mezcla de dos sustancias a distinta temperatura sin que se produzca cambio de estado, la cantidad de calor que cede el cuerpo que se encuentra a mayor temperatura es la misma que la cantidad de calor que absorbe el cuerpo frío.

$$Q_{cedido} + Q_{absorbido} = 0$$

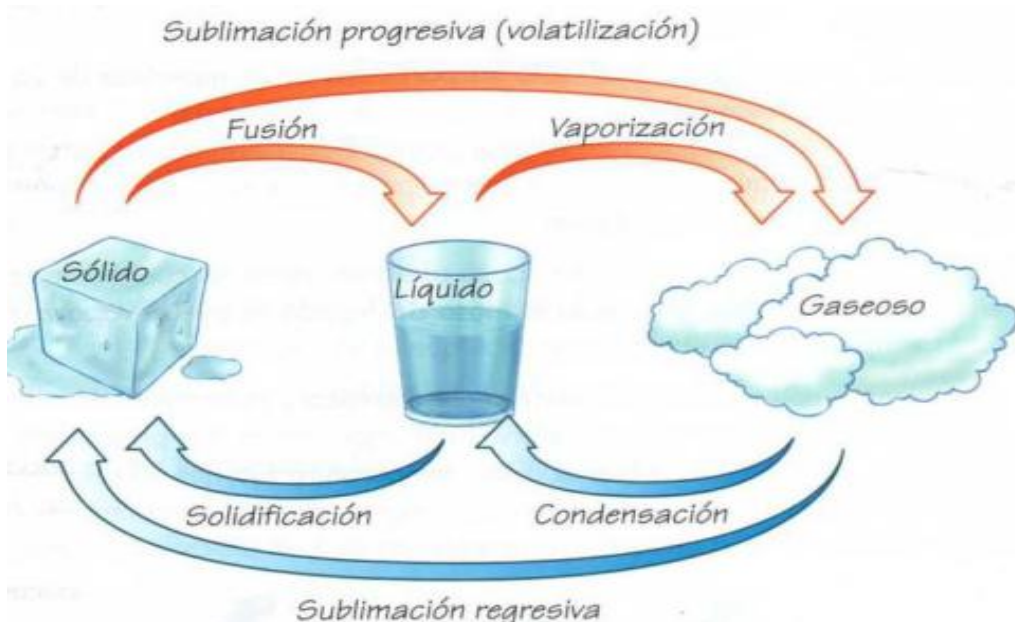
$$m_1 C_e \Delta T + m_2 C_e \Delta T = 0$$

$$m_1 C_e (T_e - T_1) + m_2 C_e (T_e - T_2) = 0$$

Siendo T_e la temperatura en el equilibrio térmico.

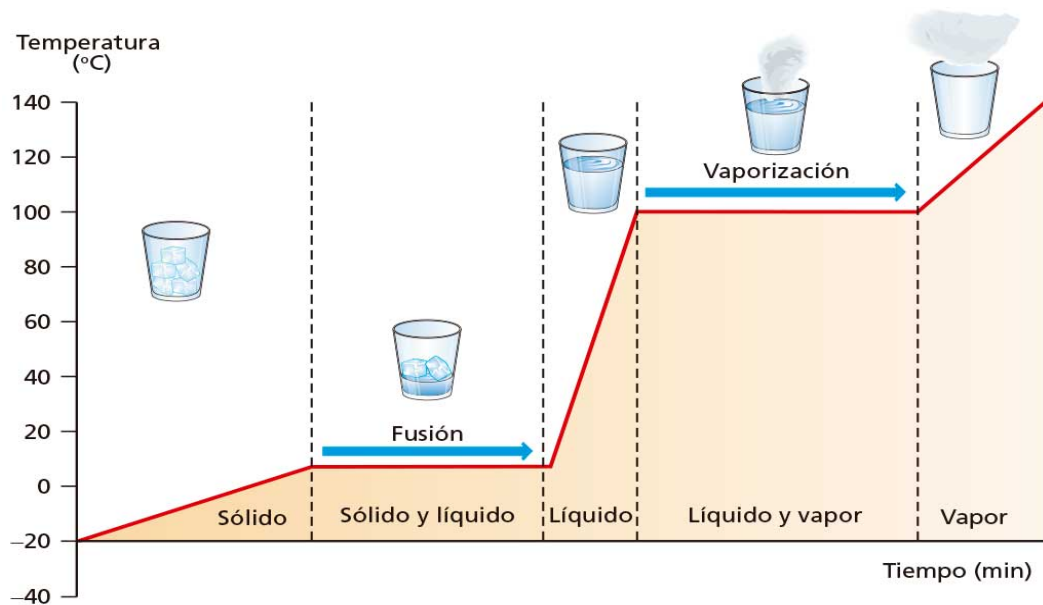
CAMBIOS DE ESTADO

La materia se puede encontrar en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. Recuerda los cambios de estado



Al transferir energía a un cuerpo mediante calor pueden suceder dos cosas:

- Si la temperatura del cuerpo no se corresponde con la temperatura de cambio de estado, se produce un incremento de la temperatura del cuerpo.
- Si la temperatura del cuerpo corresponde a la temperatura de cambio de estado, no se produce un aumento de temperatura, es decir, la energía suministrada no se emplea en aumentar la energía cinética de las partículas. En lugar de un incremento de temperatura, se produce un cambio de estado. La energía transferida se emplea en modificar la estructura interna de la sustancia.



El calor que se absorbe o se cede por unidad de masa en un cambio de estado es una constante para cada sustancia y para cada cambio de estado y se conoce con el nombre de **Calor Latente de cambio de estado L** .

La cantidad de calor puesta en juego en un cambio de estado es:

$$Q = m L$$

Para cada sustancia existen dos calores latentes, uno para el cambio de estado de sólido a líquido, *calor latente de fusión L_f* , y otro para el cambio de estado de líquido a vapor, *calor latente de ebullición L_e* .

Ejemplo:

Supongamos que tenemos un recipiente cerrado que contiene 500 gramos de hielo a la temperatura -20°C . Veamos que sucede si calentamos dicho recipiente utilizando una fuente de calor cuyo suministro sea constante.

Al calentar el recipiente observamos que la temperatura aumenta desde los -20°C iniciales hasta los 0°C , la temperatura de fusión del agua. Podemos calcular la energía que absorbe el hielo en esta primera etapa:

$$Q_1 = mC_e \Delta T = 0'5 \cdot 2100 \cdot (0 - (-20)) = 21000 \text{ J}$$

Al alcanzar la temperatura de fusión del agua, los cubitos de hielo empiezan a fundirse y aparece el agua líquida. Se está produciendo el cambio de estado. Durante todo el tiempo que dura el cambio de estado la temperatura permanece constante. Podemos calcular la energía absorbida durante el cambio de estado:

$$Q_2 = m \cdot L_f = 0'5 \cdot 334'4 = 167,2 \text{ KJ} = 167200 \text{ J}$$

Cuando todo el hielo se transforma en agua líquida termina el cambio de estado. A partir de ese momento la temperatura vuelve a aumentar hasta alcanzar los 100°C , la temperatura de ebullición del agua. Podemos calcular la energía absorbida por el agua en la tercera etapa:

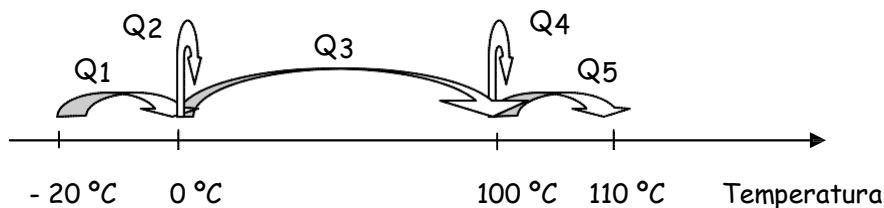
$$Q_3 = mC_e \Delta T = 0'5 \cdot 4180 \cdot (100 - 0) = 209000 \text{ J}$$

Al alcanzar los 100°C se produce el cambio de estado de agua líquida a vapor. Durante todo el tiempo que dura el cambio de estado la temperatura permanece constante. Podemos calcular la energía absorbida durante el cambio de estado:

$$Q_4 = m \cdot L_v = 0'5 \cdot 2257 = 1128'5 \text{ KJ} = 1128500 \text{ J}$$

Al concluir el cambio de estado de líquido a vapor, si continuamos calentando el recipiente, la temperatura aumentará por encima de los 100°C . Supongamos que calentamos hasta que el termómetro marca 110°C . Podemos calcular la energía absorbida en la última etapa:

$$Q_5 = mC_e \Delta T = 0'5 \cdot 1940 \cdot (110 - 100) = 9700 \text{ J}$$

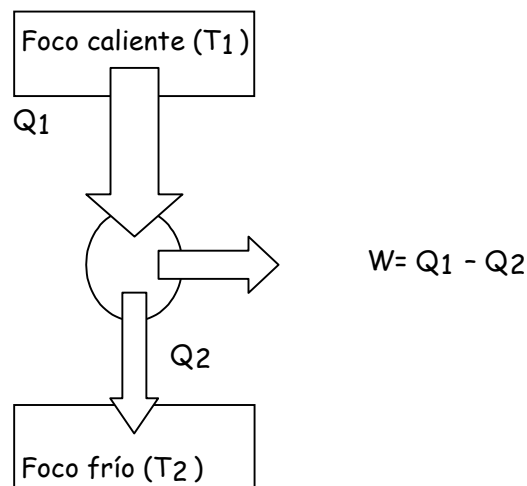


Máquinas térmicas y rendimiento

Las máquinas térmicas son dispositivos mecánicos que aprovechan una fuente de calor para realizar un trabajo mecánico. La experiencia establece que no es posible transformar íntegramente el calor en trabajo mecánico: una parte de la energía se transfiere en forma de calor.

El siguiente esquema corresponde a una máquina térmica:

La máquina toma calor de un foco caliente (Q_1), realiza un trabajo mecánico (W) y cede calor (Q_2) a un foco frío. El trabajo realizado es la diferencia entre el calor tomado del foco caliente y el cedido al foco frío.



Rendimiento de las máquinas térmicas

Las máquinas térmicas son unos dispositivos que no producen mucho trabajo mecánico, la mayor parte de la energía se desperdicia en calentar las piezas de la propia máquina. El rendimiento de la máquina es el cociente entre el trabajo mecánico realizado por la máquina y la energía tomada del foco caliente:

$$R = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1}$$

El rendimiento se puede expresar en función de las temperaturas de los focos

$$R = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

El balance energético de una máquina térmica es el siguiente:

E cedida por el foco caliente = Trabajo realizado por la máquina + E cedida al foco frío

LEY DE LOS GASES PERFECTOS (RELACIONADAS CON LA TEMPERATURA)

La presión, el volumen y la temperatura reciben el nombre de variables de estado, pues nos definen el estado del gas.

Magnitudes que caracterizan el estado físico de un sistema

❖ Temperatura (T)

❖ Presión (P)

❖ Volumen (V)

LEY DE BOYLE-MARIOTTE

A temperatura constante el producto de la presión que ejerce una determinada cantidad de gas por el volumen que ocupa es constante.

$$P_1V_1 = P_2V_2 = cte \quad (T^{\circ} \text{ constante})$$

PRIMERA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

El volumen que ocupa una determinada cantidad de gas a presión constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = cte \quad (\text{Presión constante})$$

SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

La presión que ejerce una determinada cantidad de gas a volumen constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = cte \quad (\text{Volumen constante})$$

La temperatura de 0 K = -273 °C (cero absoluto de temperatura) es el mínimo de temperatura posible.

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES PERFECTOS

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Esta expresión recibe el nombre de ecuación general de los gases perfectos y resulta muy útil para resolver problemas referentes a procesos en los que varían simultáneamente la presión, el volumen y la temperatura, o bien alguna de esas variables de estado se mantienen constantes.

IMPORTANTE:

Las unidades en todas las expresiones anteriores deben ser las siguientes

Temperatura en Kelvin

Presión en Atmósferas

Volumen en Litros

EJEMPLO 1

Calcular la cantidad de calor necesario para elevar la temperatura de 10 kg de cobre de 25°C hasta los 125 °C

Datos: $m = 10 \text{ kg}$ $T_{\text{inicial}} = T_i = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$
 $T_{\text{final}} = T_f = 125 \text{ }^\circ\text{C} = 398 \text{ K}$

Buscamos el calor específico del cobre \rightarrow $C_e = 390 \text{ J}/(\text{kg K})$

Para calcular el calor necesario aplicamos

$$Q = m \cdot C_e \cdot (T_f - T_i)$$

$$Q = 10 \cdot 390 \cdot (398 - 298) = 3.900.000 \text{ J} = 3,9 \cdot 10^6 \text{ J}$$

EJEMPLO 2:

Sumergimos un bloque de 500 g. de hierro a 90°C en 500 g. de agua a 10°C. Calcula la temperatura a la que se produce el equilibrio térmico.

Datos: $m_{\text{hierro}} = 0,5 \text{ kg}$ $m_{\text{agua}} = 0,5 \text{ kg}$
 $T_{i \text{ hierro}} = 90^\circ \text{ C}$ $T_{i \text{ agua}} = 10^\circ\text{C}$

Buscamos los calores específicos del agua y del hierro

$C_{e \text{ hierro}} = 452 \text{ J}/(\text{kg K})$ $C_{e \text{ agua}} = 4180 \text{ J}/(\text{kg K})$

El hierro cederá calor al agua y el agua absorberá calor del hierro.

Aplicando el principio de conservación de la energía tendremos:

$$Q_{\text{absorbido}} + Q_{\text{cedido}} = 0$$

$$m_{\text{Fe}} \cdot C_{e \text{ Fe}} \cdot (T_f - T_i) + m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{e \text{ H}_2\text{O}} \cdot (T_f - T_i) = 0$$

$$0,5 \cdot 452 \cdot (T_f - 90) + 0,5 \cdot 4180 \cdot (T_f - 10) = 0$$

En el equilibrio térmico el hierro y el agua acabarán a la misma temperatura

$$226 T_f - 20340 + 2090 T_f - 20900 = 0 \quad \rightarrow \quad 2316 T_f = 41240$$

$$T_f = 17,8^\circ\text{C}$$

Ejercicios de termodinámica (4° de ESO)

1. A una sartén de acero de 300 g de masa se le aumenta la energía interna en 200 J:
 - a) ¿Qué aumento de temperatura se produce?
 - b) Si su temperatura inicial es de 25 °C, ¿Cuál será la temperatura final?Dato: Calor específico del acero 450 J/kg·K (Sol: a) 1.48 °C; b) 26.48 °C.)
2. ¿Cuánto aumenta la energía interna de 500 g de agua si se aumenta su temperatura de 50 °C a 60 °C? (Sol: 20900 J.)
3. Un cubito de hielo de 30 g de masa se encuentra a -5 °C. Calcula la energía que hay que comunicar para que se pase al estado líquido.
Datos: Hielo $L_f = 334.4 \text{ J/g}$ $c_e = 2.13 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ (Sol: 10351.8 J.)
4. Se pone en contacto 500 g de agua a 10 °C con 500 g de hierro a 90° C. Calcula la temperatura a la que se produce el equilibrio térmico.
Datos: Hierro $c_e = 0.489 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ (Sol: 18.38 °C)
5. Se quiere fundir 1 kg de hielo a 0 °C echando agua a 60 °C. ¿Qué cantidad de agua se necesita?
Datos: Hielo $L_f = 334.4 \text{ J/g}$ (Sol: 1333.3 g.)
6. ¿Qué energía desprenden al aire 10 g de vapor de agua que se condensan en una ventana?
Datos: Vapor $L_e = 2257 \text{ J/g}$ (Sol: 22570 J)
7. ¿Cuánto calor hay que transferir para fundir una barra de hierro de masa 10 kg que se encuentra a 0 °C?
Datos: Temperatura de fusión del hierro 1535 °C, $L_f = 25.080 \text{ J/g}$, $c_e = 0.489 \text{ J/g}\cdot\text{K}$ (Sol: 7756950 J)
8. En un experimento se suministran 5820 J de energía en forma de calor y esto eleva la temperatura de un bloque de aluminio 30 °C. Si la masa del bloque de aluminio es de 200 g, ¿cuál es el valor del calor específico del aluminio? (Sol: 1.03 J/g·K)
9. A una mezcla formada por 30 g de agua y 60 g de alcohol ($c_e = 2.45 \text{ J/g}\cdot\text{K}$) a 45 °C le echamos 90 g de glicerina ($c_e = 2.43 \text{ J/g}\cdot\text{K}$) a 10 °C y esperamos hasta que alcance el equilibrio térmico. Calcula:
 - a) La temperatura final de la mezcla.
 - b) La cantidad de calor cedido por cada una de las sustancias.(Sol: a) 29.41 °C; b) El agua -1955 J, el alcohol -2292 J y 4247 J la glicerina.)
10. Ponemos en contacto 1 kg de agua a 60 °C con 200 g de hielo ($L_f = 334.4 \text{ J/g}$, $c_e = 2.13 \text{ J/g}\cdot\text{K}$) a -10 °C. Calcula la temperatura final de la mezcla. (Sol: 35.82 °C)

GASES IDEALES

1. En un recipiente de 5 L se introduce gas oxígeno a la presión de 4 atm. ¿Qué presión ejercerá si duplicamos el volumen del recipiente sin que varíe su temperatura?
2. ¿Cuál será el volumen que ocupa el gas del ejercicio anterior si la presión se triplica?
3. En un recipiente de 5 L se introduce gas oxígeno a la presión de 4 atm y se observa que su temperatura es de 27 °C. ¿Cuál será su presión si la temperatura pasa a ser de 127 °C sin que varíe su volumen?
4. Un gas ejerce una presión de 2 atm a 0 °C. ¿Cuál será su temperatura si ha pasado a ejercer una presión de 4 atm?
5. En un recipiente de 5 L se introduce gas oxígeno a la presión de 4 atm y se observa que su temperatura es de 27 °C. ¿Qué volumen ocupará a 127 °C si no varía la presión?
6. Un gas ocupa un volumen de 5 L a 0 °C ¿Cuál será su temperatura si ha pasado a ocupar un volumen de 10 L sin que varíe su presión?
7. Un recipiente de 5 L contiene gas a 2 atm y 27 °C ¿Cuál será el volumen que ocupa si la presión es de 4 atm y la temperatura no cambia?
8. ¿Qué volumen ocupará un gas a 300 K si a 250 K ocupaba 2 L y la presión no varía?
9. En un recipiente de 5 L tenemos un gas a 8 atm y 0 °C. Calcula la presión que ejercerá el gas si le dejamos expandirse hasta 10 L mientras aumentamos su temperatura hasta 50 °C.
10. Calcula el volumen de un gas que ocupa 2 L a 1 atm y 100 °C si disminuimos su temperatura hasta 0 °C al mismo tiempo que lo sometemos a 1520 mm Hg de presión.
11. Tenemos 10 L de un gas a una temperatura de 50 °C sometido a una presión de 740 mm Hg. Elevamos la temperatura del gas hasta los 80 °C. ¿Qué presión medida en mm Hg tendrá el gas?