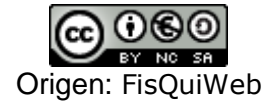


CALOR Y TEMPERATURA



Un hecho experimental cotidiano es que los objetos pueden estar a distintas temperaturas. Para medir la temperatura usamos los termómetros.

Pero... ¿qué estamos midiendo cuando determinamos la temperatura de un objeto?

Aunque la temperatura (en una u otra escala) se mide desde hace mucho tiempo (ver termómetro de Galileo), no fue hasta finales del s. XIX cuando se consiguió dar una explicación de su naturaleza gracias al desarrollo de la Física Estadística, la cual aplica los métodos matemáticos de esta ciencia (la estadística) para estudiar las propiedades observables (presión, temperatura...) de un sistema formado por un número muy elevado de partículas (átomos o moléculas).

La temperatura de un sistema está relacionada con la energía cinética media de traslación de sus moléculas:

$$\overline{E_c} = \frac{3}{2} k T$$

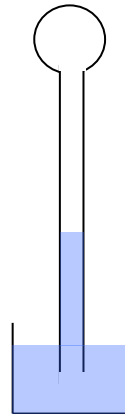
$$(k = 1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ J/K})$$

Donde k es la llamada constante de Boltzman.

La temperatura que aparece en la fórmula es la llamada **temperatura absoluta**. Su cero se correspondería con la temperatura de un sistema en el que las partículas que lo integran tuvieran una energía cinética de traslación nula.

El cero de la escala absoluta se corresponde con el valor - 273,15 °C.

La unidad de medida de temperaturas absolutas es el Kelvin (K) que es la unidad fundamental de temperatura del S.I.



Termómetro construido por Galileo en 1597. El aire contenido en el bulbo superior aumenta su presión al calentarse y empuja el agua hacia abajo. Si el aire se enfría, disminuye la presión, y el agua asciende. No se tenía en cuenta que la presión atmosférica también influye en que la columna de agua suba o baje.

Para pasar de la escala centígrada a la escala de temperaturas absolutas se puede usar la siguiente expresión:

$$K = 273,15 + C$$

Así 0 °C se corresponderán con:

$$K = 273,15 + C = 273,15 + 0 = 273,15 \text{ K}$$

O bien 300 K, serán:

$$C = K - 273,15 = 300 - 273,15 = 26,85 \text{ °C.}$$

El grado centígrado y el de la escala absoluta son iguales.

¿Qué ocurre cuando dos cuerpos a distintas temperaturas se ponen en contacto?

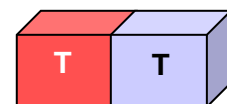
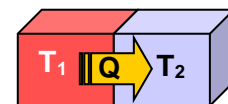
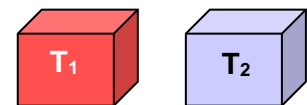
Teniendo en cuenta la interpretación de la temperatura dada más arriba, deberemos concluir que las moléculas del cuerpo que está a temperatura más alta tienen una energía cinética media superior a las del cuerpo que tiene menor temperatura. **Cuando se ponen en contacto se produce una transferencia de energía** entre las moléculas, de tal manera que las que tienen mayor energía cinética pierden una parte que pasa a las del otro cuerpo. En consecuencia, el cuerpo que estaba inicialmente a mayor temperatura experimentará un descenso, y aumentará la del que estaba a menor temperatura, hasta que ambas se igualen. **Una vez alcanzado en equilibrio, cesará el flujo de energía.**

Llamamos calor (Q) a la energía en tránsito que pasa de un cuerpo a otro cuando éstos están a distinta temperatura.

El calor, por tanto, es energía. O dicho más exactamente, **energía en tránsito de un cuerpo a otro**. Por consiguiente, sus unidades serán las establecidas para la energía (J), aunque a menudo, y por razones históricas, se mida en calorías (cal) o en kilocalorías (1 kcal = 10³ cal):

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

$$T_1 > T_2$$



¿Cuánto calor es necesario comunicar a una sustancia para que eleve su temperatura t °C?

La cantidad de calor necesaria depende de la sustancia de que se trate y de la masa de la misma y se puede calcular usando la expresión:

$$Q = m c_e (t_f - t_i) = m c_e \Delta t$$

Donde **Ce** es el **calor específico de la sustancia**.

El calor específico es una propiedad característica de las sustancias y es el calor necesario para elevar 1 grado (centígrado o kelvin) la temperatura de 1 g de sustancia.

Calores específicos medios entre 0 y 100 °C

Sustancia	Ce(cal/g °C)
Agua	1,000
Aluminio	0,217
Etanol	0,586
Cobre	0,095
Hierro	0,111
Zinc	0,092
Plomo	0,031

La unidad S.I. de calor específico es: $\frac{\text{J}}{\text{kg}\cdot\text{K}}$

... aunque normalmente se mide en: $\frac{\text{cal}}{\text{g}\cdot^{\circ}\text{C}}$

El calor específico de las sustancias, rigurosamente, varía con la temperatura. Esto es, 1 g de agua no absorbe el mismo calor para subir su temperatura 1 °C si la subida es de 20 a 21 °C, que de 99 a 100 °C. No obstante, como la variación es bastante pequeña se considera el calor específico medio entre 0 °C y 100 °C.

Si consideramos gases la situación es aún más delicada, ya que el calor específico de los gases es distinto si se mide a presión constante o a volumen constante.

Un dato interesante surge cuando se calcula el calor específico molar de los metales. Es decir, el calor necesario para elevar 1 grado la temperatura de 1 mol de metal.

Se observa que el valor obtenido es aproximadamente igual a **6 cal/mol °C para todos los metales**. Como sabemos que cuando tomamos 1 mol de un metal estamos cogiendo el mismo número de átomos metálicos ($6,02\cdot 10^{23}$), deducimos que se necesita muy aproximadamente la misma cantidad de energía por átomo metálico. Por tanto, el calor necesario para elevar la temperatura de una muestra de metal dependerá únicamente del número de átomos del metal.

El hecho de que el calor específico molar de muchos metales (y elementos sólidos) sea aproximadamente igual a 6 cal/mol. °C se conoce con el nombre de **Ley de Dulong y Petit**.

Ejemplo 1

- Calcular la cantidad de energía (en julios) que habrá que comunicar a un trozo de 250 g de cobre para elevar su temperatura 15 °C.
- Si el calor calculado en el apartado anterior lo pierde otro trozo de aluminio de igual masa. Calcular cuánto descenderá su temperatura.

Solución:

$$a) \quad Q = m c_e \Delta t = 250 \text{ g} \cdot 0,095 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}} \cdot 15^{\circ}\text{C} = 356,25 \text{ cal}$$

$$356,25 \text{ cal} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \text{ cal}} = 1484,38 \text{ J}$$

- b) Como el aluminio pierde calor, consideramos al calor como negativo:

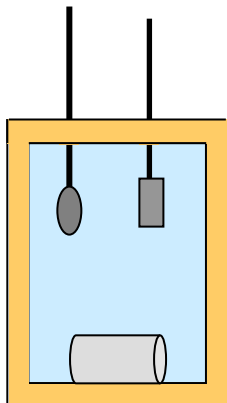
$$Q = m c_e \Delta t ; \quad \Delta t = \frac{Q}{m c_e} = \frac{-356,25 \text{ cal}}{250 \text{ g} \cdot 0,217 \frac{\text{cal}}{\text{g}^{\circ}\text{C}}} = -6,6^{\circ}\text{C}$$

Su temperatura baja 6,6 °C

Observar como perdiendo el mismo calor la temperatura del aluminio desciende prácticamente la mitad de lo que sube la del cobre, debido a que su calor específico es casi el doble.

Ejemplo 2.**Determinación del calor específico de un metal.**

Con el fin de determinar el calor específico de un metal se calienta un trozo de 100,0 g hasta 86 °C y a continuación se introduce en un calorímetro que contiene 300,0 g de agua a una temperatura de 21 °C. El agua del calorímetro se agita y tras unos minutos se alcanza el equilibrio entre la pieza metálica y el agua adquiriendo el conjunto una temperatura de 25 °C. Determinar el calor específico del metal.

Solución

El metal que está más caliente que el agua del calorímetro, cederá calor enfriándose, mientras que el agua aumenta su temperatura.

Cuando se alcanza el equilibrio el calor cedido por el metal será igual al ganado por el agua. Como ambos tienen signo opuesto, deberá cumplirse:

$$Q_{\text{Metal}} + Q_{\text{H}_2\text{O}} = 0$$

Datos:

$$m_M = 100,0 \text{ g}; \quad t_M = 86 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 300,0 \text{ g}; \quad t_{\text{H}_2\text{O}} = 21 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_F = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q_M = m_M c_{eM} (t_F - t_M)$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$m_M c_{eM} (t_F - t_M) + m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}}) = 0$$

$$c_{eM} = - \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}})}{m_M (t_F - t_M)} = - \frac{300,0 \cancel{\text{g}} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g }^\circ\text{C}} \cdot 4 \cancel{^\circ\text{C}}}{100,0 \cancel{\text{g}} \cdot (-61) \cancel{^\circ\text{C}}} = 0,197 \frac{\text{cal}}{\text{g }^\circ\text{C}}$$

$$0,197 \frac{\cancel{\text{cal}}}{\cancel{\text{g }^\circ\text{C}}} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \cancel{\text{cal}}} = 0,821 \frac{\text{J}}{\text{g }^\circ\text{C}}$$

$$0,197 \frac{\cancel{\text{cal}}}{\cancel{\text{g }^\circ\text{C}}} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \cancel{\text{cal}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \text{ kg}} = 820,8 \frac{\text{J}}{\text{kg K}}$$

El metal considerado debe ser aluminio ya que el valor calculado para el calor específico está muy próximo al tabulado para este metal: 0,217 cal/g °C.

Por tanto se ha cometido un error:

$$E_a = V_{\text{medido}} - V_{\text{verdadero}} = 0,197 - 0,217 = -0,0253 \text{ (error por defecto)}$$

$$E_r = \frac{|E_a|}{V_{\text{verdadero}}} 100 = \frac{0,0253}{0,217} 100 = 11,6 \%$$

El error que se ha cometido, como puede verse es bastante alto. El resultado puede mejorarse considerando el **equivalente en agua del calorímetro**.

Aunque no lo hemos considerado, el calorímetro, el agitador o el termómetro, absorben cierta cantidad de calor que, en consecuencia, no se emplea en calentar el agua. Puede tenerse esto en cuenta calculando la masa de agua que absorbería el mismo calor e incrementar la masa de agua en esa cantidad. **Esta masa de agua es el equivalente en agua del calorímetro**.

En la experiencia anterior se ha calculado experimentalmente el equivalente en agua del calorímetro encontrándose que vale $k = 42,5 \text{ g}$.

Repitamos el cálculo introduciendo ahora el equivalente en agua del calorímetro:

Datos:

$$m_M = 100,0 \text{ g}; t_M = 86 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = (300,0 + 42,5) \text{ g} = 342,5 \text{ g}; t_{\text{H}_2\text{O}} = 21 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$t_F = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$Q_M = m_M c_{eM} (t_F - t_M)$$

$$Q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$m_M c_{eM} (t_F - t_M) + m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}}) = 0$$

$$c_{eM} = - \frac{m_{\text{H}_2\text{O}} c_{e\text{H}_2\text{O}} (t_F - t_{\text{H}_2\text{O}})}{m_M (t_F - t_M)} = - \frac{342,5 \cancel{\text{g}} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g }^\circ\text{C}} \cdot 4 \text{ }^\circ\cancel{\text{C}}}{100,0 \cancel{\text{g}} \cdot (-61) \text{ }^\circ\cancel{\text{C}}} = 0,225 \frac{\text{cal}}{\text{g }^\circ\text{C}}$$

$$0,225 \frac{\cancel{\text{cal}}}{\text{g }^\circ\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \cancel{\text{cal}}} = 0,938 \frac{\text{J}}{\text{g }^\circ\text{C}}$$

$$0,225 \frac{\cancel{\text{cal}}}{\cancel{\text{g}} \text{ }^\circ\text{C}} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \cancel{\text{cal}}} \cdot \frac{1000 \cancel{\text{g}}}{1 \text{ kg}} = 937,5 \frac{\text{J}}{\text{kg K}}$$

Con lo que el error será ahora:

$$E_a = V_{\text{medido}} - V_{\text{verdadero}} = 0,225 - 0,217 = 0,008 \text{ (error por exceso)}$$

$$E_r = \frac{|E_a|}{V_{\text{verdadero}}} 100 = \frac{0,008}{0,217} 100 = 3,7 \%$$

Ejemplo 3.

Se mezclan 800 g de agua a 20 ° C con 1000 g de agua a 70 ° C. Calcular cuál será la temperatura final de la mezcla.

Datos:

$$m_A = 800 \text{ g}; t_A = 20 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m_B = 1000 \text{ g}; t_B = 70 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$C_e = 1 \text{ cal/ g }^\circ$$

$$t_F = ?$$

Como el calor cedido por el agua a temperatura más alta deberá de ser igual (pero de signo contrario) a la ganada por el agua a temperatura más baja, deberá de cumplirse:

$$Q_A + Q_B = 0$$

$$Q_A = m_A c_e (t_F - t_A)$$

$$Q_B = m_B c_e (t_F - t_B)$$

$$m_A \cancel{c_e} (t_F - t_A) + m_B \cancel{c_e} (t_F - t_B) = 0$$

$$m_A t_F - m_A t_A + m_B t_F - m_B t_B = 0$$

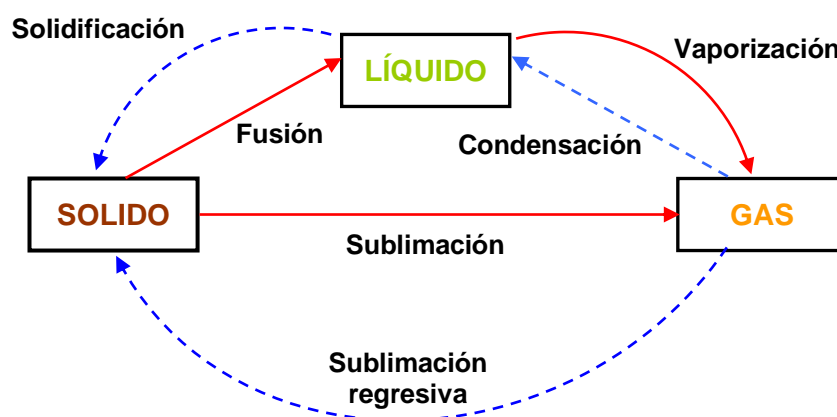
$$t_F (m_A + m_B) - (m_A t_A + m_B t_B) = 0$$

$$t_F = \frac{m_A t_A + m_B t_B}{m_A + m_B} = \frac{800 \cancel{\text{g}} \cdot 20 \text{ }^\circ\text{C} + 1000 \cancel{\text{g}} \cdot 70 \text{ }^\circ\text{C}}{(800 + 1000) \cancel{\text{g}}} = 47,8 \text{ }^\circ\text{C}$$

Uno de los efectos causados por el aumento (o disminución) de la temperatura es el cambio de agregación (cambio de estado) de la materia.

Los cambios de estado que absorben calor reciben el nombre de **cambios de estado progresivos**. Por el contrario los cambios de estado que necesitan que la sustancia se enfríe (desprenda calor) reciben el nombre de **cambios de estado regresivos**.

En la figura se representan **en rojo** y con línea continua los cambios de estado progresivos y **en azul** y con línea discontinua los regresivos.



Cambios de estado progresivos

- **Fusión.** Paso de sólido a líquido. **La temperatura de fusión es una propiedad característica de las sustancias.** Por tanto, puede servirnos para identificar a las sustancias. Varía con la presión. A medida que ésta disminuye la temperatura de fusión desciende.
- **Vaporización.** Paso de líquido a gas. Tiene lugar a cualquier temperatura y en la superficie libre del líquido (los líquidos se evaporan a cualquier temperatura). Sin embargo, si aumentamos la temperatura llega un momento que la evaporación se produce en todo el líquido, formándose grandes burbujas (llenas de vapor del líquido) que ascienden hasta la superficie. Decimos que el líquido comienza a hervir o que entra en **ebullición**. **La temperatura a la que un líquido hierve es otra propiedad característica llamada temperatura de ebullición.** Varía con la presión. A medida que ésta disminuye la temperatura de ebullición desciende.
- **Sublimación.** Paso directo de sólido a gas sin pasar por el estado líquido. Como la vaporización ocurre a cualquier temperatura (de ahí que podamos oler sustancias sólidas. Pequeñas porciones del sólido subliman y llegan en forma de vapor a nuestra nariz). La mayor parte de las sustancias necesitan encontrarse a presiones muy bajas para que la sublimación sea apreciable.

Cambios de estado regresivos

- **Solidificación.** Paso de líquido a sólido. Ocurre a la misma temperatura que la fusión. Varía con la presión.
- **Condensación.** Paso de gas a líquido.
- **Sublimación regresiva.** También llamada sublimación inversa o deposición. Paso directo de gas a sólido sin pasar por el estado líquido.

Fusión y ebullición

Como se ha dicho más arriba **cada sustancia tiene (a una presión dada) unas temperaturas de fusión y ebullición características que pueden servir para su identificación** (ver tabla).

Ocurre, además, que **mientras una sustancia está fundiendo o hirviendo su temperatura permanece invariable.**

Sustancia	T Fus (°C)	T Ebu (°C)
Agua	0	100
Aluminio	660	2400
Amoniaco	-78	-34
Butano	-138	-0,5
Etanol	-114	78,5
Hidrógeno	-259	-253
Hierro	1540	2800
Mercurio	- 39	357
Nitrógeno	- 210	-196
Plomo	328	1750
Wolframio	3387	5527

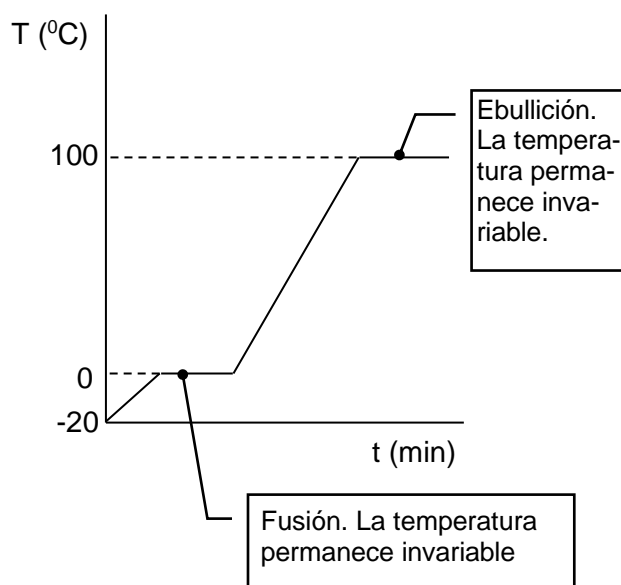
Imaginémonos que partimos de hielo a -20°C y empezamos a calentarlo (ver gráfica). Su temperatura empezará a subir. Cuando lleguemos a la temperatura de fusión (0°C) el hielo comenzará a transformarse en líquido (fusión). Mientras suceda esto, aunque se siga calentando, la temperatura de la mezcla hielo-agua permanecerá constante en 0°C . Cuando todo el hielo pase a líquido la temperatura comenzará a subir nuevamente hasta llegar a la temperatura de ebullición (100°C). Entonces, y mientras exista líquido, la temperatura permanecerá invariable.

Podemos explicar esto de la siguiente manera:

Cuando calentamos una sustancia le estamos dando energía que se emplea en aumentar la energía cinética media de sus moléculas, razón por la que su temperatura irá aumentando.

La energía (calor) que necesitamos darle para elevar su temperatura un determinado número de grados Δt lo calcularemos aplicando:

$$Q = m c_e \Delta t$$



Y... ¿qué ocurre cuando llegamos a la temperatura de cambio de estado? Según nos dice la experiencia, mientras la sustancia cambia de estado (funde, por ejemplo), su temperatura permanece invariable aunque sigamos comunicando energía. **Esto nos indica que la energía que estamos dando no se está empleando en aumentar la energía cinética de las moléculas, sino en romper enlaces entre ellas.** Proceso necesario para que la sustancia pase a otro estado (por ejemplo líquido) en el cual las interacciones entre las moléculas son más débiles.

La cantidad de calor que es necesario comunicar a una sustancia para que cambie de estado, una vez alcanzada la temperatura a la que éste se produce, depende de la sustancia y de su masa. **Se define el calor latente (L) o calor de transformación, como la cantidad de calor que hay suministrar a 1 kg de la misma para que cambie de estado. En el S. I el calor latente se expresa en J (ó kJ)/kg.**

Sustancia	L _{fusión} (kJ/kg) (1 atm)	L _{vap} (kJ/kg) (1 atm)
Agua	334	2246
Etanol	109	850
Aluminio	395	
Hierro	275	
Plomo	23	

De esta manera si conocemos el calor latente (L) de una sustancia, la cantidad de calor que hay que darle a m kg de ella para que cambie de estado se puede calcular según:

$$Q = m L$$

Ejemplo 4.

Calcular la cantidad de calor que es necesario comunicar a 500 g de hielo a -20°C para elevar su temperatura hasta 50°C .

Dato: $C_{e(\text{Hielo})} = 0,5 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$

Solución:

Podemos imaginar el proceso dividido en tres fases

- **Fase 1:** Aumento de la temperatura desde -20°C hasta 0°C (temperatura de fusión)
- **Fase 2:** Fusión a 0°C .
- **Fase 3:** Aumento de la temperatura desde 0°C hasta 50°C

Fase 1. Cálculo del calor que es necesario comunicar para elevar la temperatura de 500 g de hielo desde -20°C hasta su temperatura de fusión (0°C):

$$Q_1 = m c_{e(\text{hielo})} (t_2 - t_1) = 500 \text{ g} \cdot 0,5 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}} [0 - (-20)] ^{\circ}\text{C} = 5.000 \text{ cal}$$

$$5.000 \text{ cal} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \text{ cal}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 20,8 \text{ kJ}$$

Fase 2. Cálculo del calor necesario para que el hielo funda sin variar su temperatura (0°C)

$$Q_2 = m L = 0,5 \text{ kg} \cdot 334 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 167,0 \text{ kJ}$$

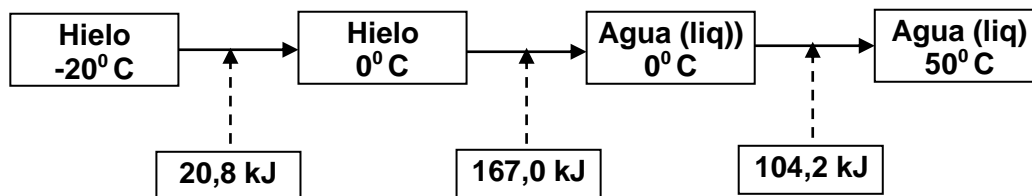
Fase 3. Cálculo del calor necesario para elevar la temperatura del agua desde 0°C hasta 50°C .

$$Q_3 = m c_{e(\text{agua})} (t_3 - t_2) = 500 \text{ g} \cdot 1 \frac{\text{cal}}{\text{g} \cdot ^{\circ}\text{C}} (50 - 0) ^{\circ}\text{C} = 2,5 \cdot 10^4 \text{ cal}$$

$$2,5 \cdot 10^4 \text{ cal} \cdot \frac{1 \text{ J}}{0,24 \text{ cal}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 104,2 \text{ kJ}$$

Calor total :

$$Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 = 20,8 \text{ kJ} + 167,0 \text{ kJ} + 104,2 \text{ kJ} = 292,0 \text{ kJ}$$



Imaginemos ahora la siguiente situación:

Un cuerpo de masa m desliza sobre una superficie con una velocidad v . Sobre él actúa una fuerza de rozamiento F_R . Describir lo que ocurre usando el concepto de energía.

En el estado inicial el cuerpo tiene energía cinética, pero debido a la acción de la fuerza de rozamiento irá perdiendo esa energía que será transferida al ambiente como calor. Cuando se detenga, el cuerpo tendrá una energía cinética nula, ya que la que tenía inicialmente se habrá convertido íntegramente en calor. Como puede observarse **no existe ninguna restricción para convertir la energía cinética en calor.**

Pero... ¿podemos convertir el calor en energía cinética del cuerpo? La respuesta es sí (una máquina de vapor convierte calor en energía cinética), pero **existen limitaciones:**

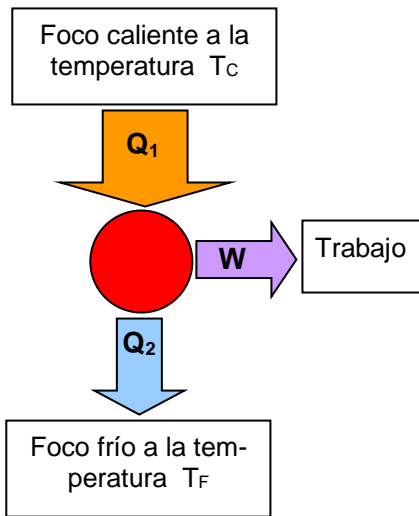
Para convertirla necesitaremos una máquina térmica y, para que ésta funcione, es necesario que el calor pase de un depósito que esté a mayor temperatura a otro que esté a menor.

Es decir:

- **No se puede convertir calor en trabajo (energía transferible o utilizable) mediante un proceso a temperatura constante (isotermo)**
- **No es posible transformar íntegramente calor en trabajo, ya que parte del calor se cede al depósito a temperatura más baja y no se aprovecha como trabajo útil.**

Las condiciones anteriores (en realidad dos negaciones) regulan la conversión del calor en trabajo y constituyen una de las formas de enunciar (históricamente fue la primera) lo que se conoce como **Segundo Principio de la Termodinámica**. Uno de los tres principios o leyes básicas en los que se asienta esta importan-

tísima parte de la Física (Termodinámica) que trata, fundamentalmente, de estudiar la manera en que la energía se transforma de una forma en otra.



Esquema de una máquina térmica (simbolizada por el círculo rojo) que cumple el Segundo Principio de la Termodinámica.

El calor absorbido Q_1 en el foco caliente es transformado parte en trabajo (W) y parte (Q_2) cedido al foco frío.

El rendimiento de una máquina térmica viene dado por el cociente entre el trabajo realizado (W) y la energía absorbida (Q_1)

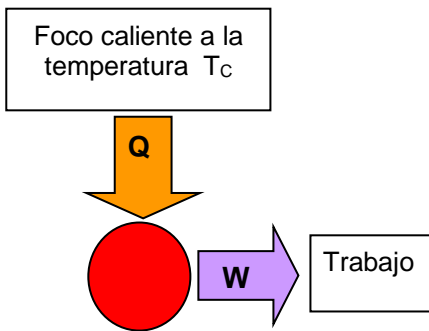
$$r = \frac{W}{Q_1}$$

El rendimiento de una máquina térmica no puede llegar al 100 %

Consideremos una máquina térmica ideal (imposible de construir en la realidad). El rendimiento puede calcularse considerando las temperaturas (absolutas, en K) de los focos:

$$r = \frac{W}{Q_1} = \frac{T_c - T_f}{T_c}$$

El rendimiento de una máquina térmica real sería inferior a éste.



Esquema de una máquina térmica que viola el Segundo Principio de la Termodinámica.

Esta máquina (imposible) convertiría todo el calor en trabajo. El rendimiento sería del 100 %

Debido a esta imposibilidad de transformar la totalidad del calor en trabajo (energía utilizable) se dice que el calor es una energía de "calidad inferior". De ahí que cuando la energía cinética se transforma en calor se dice que **la energía se degrada**.

Íntimamente ligado a todo lo dicho está el **concepto de reversibilidad** o irreversibilidad de un proceso.

Un proceso es irreversible si una vez realizado es imposible restituir al sistema a las condiciones iniciales. De esta manera, **cualquier proceso en el que cualquier tipo de energía sea transformada en calor es irreversible**, ya que no hay posibilidad de restituir al sistema a las condiciones iniciales.

¿Podríamos convertir el calor cedido y transformarlo en energía cinética del cuerpo?...Sí. Mediante una máquina térmica, pero no en su totalidad (Segundo Principio). La máquina deberá de funcionar tomando calor de un depósito a temperatura superior y cederlo a otro a temperatura inferior e, irremediadamente, en este proceso parte del calor tomado se cede a temperatura más baja no pudiendo convertirse en energía cinética. Al final del ciclo el cuerpo tendría menos energía que al principio. No se restituirían las condiciones de partida.

Ejemplo 5.

Se construye una máquina térmica ideal que opera entre 400 ⁽¹⁾ y 300 K. Calcular el rendimiento máximo (ideal) de dicha máquina.

Solución:

$$r = \frac{W}{Q_1} = \frac{T_c - T_f}{T_c} = \frac{(400 - 300) \text{ K}}{400 \text{ K}} = 0,25$$

Por tanto el rendimiento máximo (inalcanzable) de esa máquina sería del 25 %

Si suponemos que absorbe 100 J de energía a la temperatura superior seríamos capaces de obtener 25 J de energía útil, transferible (trabajo) y 75 J serían cedidos a la temperatura inferior.