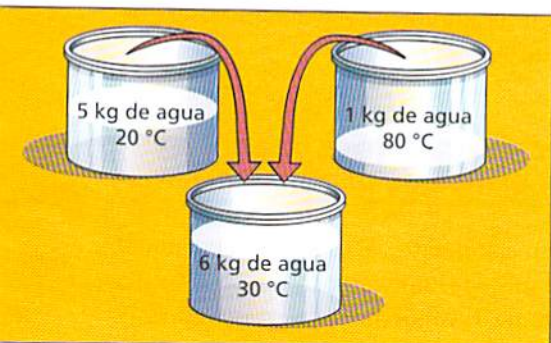


El resultado obtenido permite realizar predicciones cuantitativas sobre el valor de la **temperatura de equilibrio** de una mezcla de cantidades distintas del mismo material que inicialmente están a temperaturas diferentes.



Ejemplo de equilibrio térmico.

Si mezclamos una cantidad m_c de agua caliente a una temperatura T_c con otra cantidad m_f de agua a una temperatura menor T_f , ¿cuál será la temperatura final de la mezcla? Suponed que no hay pérdidas de calor y que, como afirma la teoría del calórico, el calor que desprende m_c al enfriarse hasta la temperatura de equilibrio final, es el calor que absorbe m_f para calentarse hasta dicha temperatura.

Según los resultados experimentales encontrados, la cantidad de calor que desprende el agua caliente al enfriarse desde T_c hasta T_{eq} es:

$$Q = c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot \Delta T = c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot (T_c - T_{eq})$$

Esta misma cantidad de calor es la que, al ser absorbida por m_f , produce un aumento de temperatura desde T_f hasta T_{eq} , que, según lo encontrado empíricamente, debe valer: $c_{\text{agua}} \cdot m_f \cdot \Delta T = c_{\text{agua}} \cdot m_f \cdot (T_{eq} - T_f)$.

Así pues, teóricamente, la temperatura de equilibrio no puede ser cualquiera, sino aquella que cumpla que:

Calor desprendido por m_c = Calor absorbido por m_f
(en valor absoluto⁴)

$$-c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot (T_{eq} - T_c) = c_{\text{agua}} \cdot m_f \cdot (T_{eq} - T_f)$$

de donde se obtiene:

$$T_{eq} = \frac{m_c \cdot T_c + m_f \cdot T_f}{m_c + m_f}$$

Si deseamos medir la cantidad de calor, es necesario que definamos una unidad de calor. ¿Cómo podemos hacerlo?

Puesto que el calor específico de una sustancia indica la cantidad de calor que le «cabe» a 1 kg de la misma por cada °C de aumento de su temperatura, podemos utilizar la expresión empírica $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$ para definir una unidad que mida la cantidad de calor, asignando un valor arbitrario al calor específico de alguna sustancia. Por convenio, se asigna el valor de 1 al calor específico

del agua y, de este modo, la unidad de calor será la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura⁵ de 1 kg de agua. Su nombre es kilocaloría y su símbolo kcal (si se tomara 1 gramo de agua, tendríamos la caloría, cal, que es la milésima parte de 1 kcal.)

Un método para determinar el calor específico de un material consiste en mezclar una cantidad de agua de masa y temperatura conocidas con otra cantidad de

masa y temperatura (diferente) también conocidas del material cuyo calor específico deseamos hallar. Puesto que podemos medir la temperatura de equilibrio térmico, procederemos de manera análoga a como hemos hecho anteriormente, y calcularemos el calor específico deseado.

⁴ Hemos puesto el signo — delante de la cantidad de calor desprendida por el agua caliente porque igualamos el valor absoluto de las cantidades de calor, y $(T_{eq} - T_c)$ es negativo.

⁵ Posteriormente se comprobó que el calor específico de una sustancia depende de la temperatura y, por tanto, se precisó que el aumento de 1 °C debía ser entre 14,5 °C y 15,5 °C. En experimentos escolares el calor específico del agua y los sólidos puede considerarse prácticamente constante. El de otros líquidos, no.

PROBLEMA

Se mezclan 200 g de agua a 70 °C con 100 g de agua a 10 °C. Medid experimentalmente la temperatura de equilibrio y comparad con el valor teórico. ¿A qué pueden ser debidas, si las hay, las diferencias?

Resultado: 50 °C, teórico. Las diferencias pueden deberse a que el recipiente también se calienta y no lo hemos tenido en cuenta. Además, parte del calor puede ir al aire. Esto hará necesario diseñar recipientes aislados térmicamente del aire y determinar el calor que puede absorber el recipiente. Cuando la mezcla se realiza en recipientes adecuados (calorímetros), el resultado experimental coincide bastante bien con el teórico.

EJERCICIOS

1. ¿Qué cantidad de calor deben absorber 2 kg de agua para pasar de 0 a 100 °C?

Resultado: 200 kcal.

2. Si se enfrían 200 litros de agua de 45 a 15 °C, ¿qué cantidad de calor se desprende?

Resultado: 6.000 kcal =
= 6.000.000 cal.

No obstante, si se desea una precisión aceptable, es necesario hallar la cantidad de calor que absorbe o desprende el recipiente por cada $^{\circ}\text{C}$ —es decir, su capacidad calorífica— y tenerlo en cuenta en los experimentos. Por ello, proponemos la realización de un trabajo práctico para determinar la capacidad calorífica de un calorímetro. Conviene que el trabajo se realice con el calorímetro que se vaya a usar posteriormente para determinar el calor específico de un material.

2.3. Determinación de la capacidad calorífica de un calorímetro y del calor específico de una sustancia

EXPERIENCIA



Si ponemos una masa m_{fr} de agua en un calorímetro, al cabo de un buen rato, ambos (el agua y el calorímetro) tendrán la misma temperatura T_{eq} . Si echamos una masa m_c de agua más caliente cuya temperatura T_c conocemos, y tapamos el calorímetro y agitamos lentamente, la temperatura de equilibrio que se alcanza no depende sólo de las masas y temperaturas del agua, sino también de la cantidad de calor que absorbe el calorímetro. Debemos considerar, pues, que se trata del contacto térmico de tres cuerpos y no de dos.

Según nuestra hipótesis sobre cómo se produce el calentamiento, el calor desprendido por el cuerpo más caliente es absorbido por los más fríos hasta alcanzar una temperatura de equilibrio. Por tanto, tendremos:

- Calor desprendido por el agua caliente:

$$Q = c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot \Delta T = c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot (T_{\text{eq}} - T_c)$$

- Calor absorbido por el agua fría:

$$Q' = c_{\text{agua}} \cdot m_{\text{fr}} \cdot \Delta T = c_{\text{agua}} \cdot m_{\text{fr}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}})$$

- Calor absorbido por el calorímetro:

$$Q'' = c_{\text{material calorímetro}} \cdot m_{\text{calorímetro}} \cdot \Delta T = C \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}})$$

Luego T_{eq} no puede ser cualquiera, sino que debe cumplir⁶ que:

$$-c_{\text{agua}} \cdot m_c \cdot (T_{\text{eq}} - T_c) = c_{\text{agua}} \cdot m_{\text{fr}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}}) + C \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}})$$

Como el calor específico del agua es $1 \text{ kcal}/(\text{kg} \cdot ^{\circ}\text{C})$, y podemos medir todas las temperaturas y las masas de agua caliente y fría, la capacidad calorífica del calorímetro será:

$$C = \frac{-m_c \cdot (T_{\text{eq}} - T_c) - m_{\text{fr}} \cdot (T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}})}{(T_{\text{eq}} - T_{\text{fr}})}$$

EJERCICIO

¿Qué quiere decir que la capacidad calorífica de un calorímetro es $0,002 \text{ kcal}/^{\circ}\text{C}$? Si inicialmente había agua a una temperatura de 22°C y al final se alcanza una temperatura de 48°C , ¿qué cantidad de calor habrá absorbido el calorímetro?

Resultado: Eso significa que ese calorímetro absorbe (o desprende) una cantidad de calor de $0,002 \text{ kcal}$ por cada grado que varía su temperatura. En el experimento descrito la cantidad de calor absorbida por el calorímetro ha sido $Q = 0,052 \text{ kcal}$.

Planificad y llevad a la práctica la determinación de la capacidad calorífica de un calorímetro.

Determinación del calor específico del hierro

Una vez determinada la capacidad calorífica del calorímetro que vamos a usar, podemos utilizarlo para determinar con bastante precisión el calor específico del hierro.

Si introducimos un trozo de hierro caliente en un calorímetro que contiene cierta cantidad de agua fría, el calor desprendido por el hierro al enfriarse hasta la temperatura de equilibrio térmico será igual al calor que absorben el agua y el calorímetro para calentarse hasta la temperatura de equilibrio.

⁶ Véase nota número 4.

Por tanto, la temperatura de equilibrio no puede ser cualquiera, sino que debe cumplir la condición anterior. Es decir:

$$-c_{Fe} \cdot m_{Fe} \cdot (T_{eq} - T_c) = c_{agua} \cdot m_{fr} \cdot (T_{eq} - T_{fr}) + C \cdot (T_{eq} - T_{fr})$$

Así, el calor específico del hierro será:

$$c_{Fe} = \frac{(c_{agua} \cdot m_{fr} + C) \cdot (T_{eq} - T_{fr})}{-m_{Fe} \cdot (T_{eq} - T_c)}$$

El procedimiento es el mismo que anteriormente: mezclar en el calorímetro una masa de agua, m_{fr} , a temperatura ambiente, T_{fr} , con un trozo de hierro de masa m_{Fe} , a una temperatura más elevada, T_c , y medir la temperatura de equilibrio, T_{eq} . Es necesario, no obstante, ser cuidadosos al medir las temperaturas y masas, y pensar cómo pueden eliminarse las posibles pérdidas de calor al manipular el trozo de hierro. Lo mejor es calentar el trozo de hierro al baño maría (así T_c será la del agua del baño) y después cogerlo con una pinza de madera, secarlo con un paño y echarlo rápidamente al calorímetro con el agua.

Planificad y realizad el trabajo práctico propuesto. Comparad con el valor dado en las tablas.

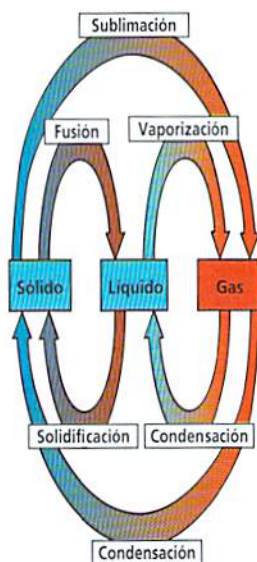
Calor específico	kcal/(kg · °C)	kJ/(kg · °C)	Calor específico	kcal/(kg · °C)	kJ/(kg · °C)
Hierro o acero	0,11	0,45	Alcohol etílico (25 °C)	0,58	2,4
Aluminio	0,22	0,9	Agua líquida	1	4,18
Plomo	0,031	0,13	Latón	0,09	0,37
Vidrio	0,20	0,84	Mercurio (0-100 °C)	0,033	0,14

CUESTIÓN

¿Qué quiere decir que el calor específico del aluminio es 0,22 kcal/(kg · °C)?

Resultado: Que para aumentar la temperatura de un trozo de aluminio en 1 °C, hace falta suministrarle una cantidad de calor de 0,22 kcal por cada kg de masa.

En el caso de los gases, se encuentra experimentalmente que su calor específico es distinto si se calienta el gas en un recipiente cerrado (a volumen constante) que si se calienta en un recipiente en el que puede variar su volumen manteniendo la presión constante (es menor a volumen constante que a presión constante). En concreto, el calor específico a presión constante del aire es 1,4 veces mayor, aproximadamente, que a volumen constante. A presión atmosférica constante, su valor es (entre 0 y 100 °C) 0,24 kcal/(kg · °C). En los sólidos y líquidos, la variación del calor específico con la presión es prácticamente despreciable.



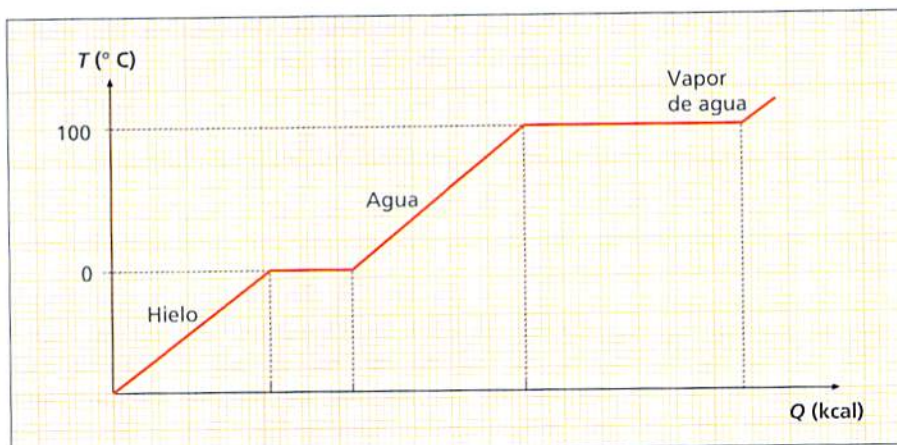
Cambios de fase.

2.4. Los cambios de fase. Calores latentes

Revisad los resultados experimentales de cursos anteriores –en caso contrario, obtened la información– sobre el comportamiento térmico de los cuerpos en los cambios de fase, concretamente cuando pasan de sólido a líquido y de líquido a gas o viceversa.

El resultado empírico más llamativo cuando se mide la temperatura en un cambio de fase es el siguiente: **en el caso de sustancias puras, a una presión dada, el cambio de fase se realiza a temperatura constante.** Mientras quede parte de la sustancia por pasar de una fase a otra, aunque se caliente (es decir, aunque se aporte calor) o se enfríe (se extraiga calor), la temperatura de la sustancia permanece constante.

Variación de la temperatura del agua pura cuando se calienta desde la fase sólida hasta la gaseosa (gráfica no cuantitativa).



Para que ocurran la fusión, ebullición y sublimación es necesario suministrar calor al cuerpo. En cambio, para que ocurran la solidificación y la condensación, es necesario que el cuerpo desprenda calor (que le ceda calor a otro cuerpo, a su entorno), para lo que el entorno debe estar más frío.

CUESTIONES

1. Hallad:

- La cantidad de calor que deben absorber 0,5 l de agua para pasar de líquido a 100 °C a vapor a esa misma temperatura, a presión normal.
- La cantidad de calor que deben desprender 0,5 l para pasar de agua a 0°C a hielo a 0 °C.

Resultado: a) $Q = 270,45$ kcal;
b) $Q = -40,05$ kcal.

2. Un día de invierno llueve abundantemente y luego la temperatura desciende por debajo de 0 °C. El agua de los charcos va enfriándose y comienza a congelarse. Analizad el efecto que tendrá este proceso en la temperatura del aire.

Resultado: Hará más lento el descenso de temperatura del aire cercano al suelo, pues el agua se congela porque cede calor al aire.

El calor que absorbe (o desprende) una cantidad de una sustancia para cambiar de fase, a una presión atmosférica determinada, es proporcional a su masa. La constante de proporcionalidad es característica de cada sustancia y se llama calor latente del cambio de fase correspondiente. Los representaremos como L_{fus} , L_{vap} , L_{sol} ...

Es decir, experimentalmente se encuentra que:

- La cantidad de calor que absorbe una masa, m , de una sustancia pura, para fundirse, es $Q_{\text{fus}} = L_{\text{fus}} \cdot m$.
- La cantidad de calor que cede una masa, m , de una sustancia pura, para solidificarse, es $Q_{\text{sol}} = L_{\text{sol}} \cdot m$.

Los calores latentes de una sustancia dada se determinan experimentalmente, y si en las expresiones anteriores ponemos $m = 1$ kg, vemos que el calor latente es la cantidad de calor que absorbe (o desprende) 1 kg de la sustancia considerada para cambiar de fase.

Si, como hemos hecho hasta aquí, el calor que entra en un cuerpo (que absorbe) se considera positivo y el que sale (que desprende o cede) como negativo, se cumple que:

$$Q_{\text{fus}} = -Q_{\text{sol}}; Q_{\text{vap}} = -Q_{\text{cond}}$$

	Temperatura (°C) durante la:		Calor latente (kcal/kg) de:	
	Fusión	Ebullición	Fusión	Vaporización
Etanol	-114	78,3	25,12	202,4
Hielo (agua)	0	100	80,1	540,9
Hierro	1.530	3.050	69,9	1.503,5
Mercurio	-39	356,5	2,75	68,1
Naftalina	80,3	218	36,1	75,5
Plomo	327,4	1.750	5,9	210

Temperaturas de fusión y ebullición y calores latentes correspondientes de algunas sustancias.



En el proceso de taladrado de una pieza metálica aumenta mucho la temperatura de todos los cuerpos. Cuanto menos afilada está la broca, mayor es el aumento de temperatura.

Una actividad en la que el calentamiento por fricción se produce espectacularmente era la que el científico (y también empresario, político, inventor...) Benjamin Thomson (1753-1814) tenía que supervisar: la fabricación de cañones para el ejército de Baviera a finales del siglo XVIII. En una etapa del proceso de fabricación se debían perforar longitudinalmente cilindros macizos de bronce (para hacer el hueco para los proyectiles). Para ello se utilizaban máquinas taladradoras con barrenas o brocas muy afiladas que producían virutas de bronce según iban perforando el cilindro. Durante el taladrado, el cilindro y las virutas se calentaban hasta tal punto (las virutas llegaban a ponerse «al rojo») que era necesario realizar la operación dentro de tanques de agua que, en ocasiones, llegaba a hervir.

¿Qué explicación podría darse de estos hechos con la teoría del calórico?

Puesto que todos los cuerpos aumentaban su temperatura (la concentración de calórico) y no se producían reacciones químicas, ni cambios de fase (en los que podría liberarse el calor latente), la explicación fue que en las láminas finas de bronce, en las virutas, «cabía» menos calórico por kg y °C que en los trozos macizos de bronce (es decir, el calor específico de las virutas era menor que el del cilindro) y, por tanto, cuando se cortaban virutas el exceso de calórico de éstas pasaba al cilindro y al agua.

Esta explicación podía contrastarse: podía medirse el calor específico de las virutas de bronce, y, además, el calor desprendido por las virutas debía ser proporcional a la masa de virutas que se producían.

Benjamin Thomson (que recibió el título de conde de Rumford) comprobó que el calor específico de las virutas de bronce era el mismo que el del cilindro de bronce y, algo más importante, que el calor producido (que medía por el aumento de temperatura del agua del tanque) era mayor ¡cuando la barrena tenía menos filo y producía, por tanto, menos masa de virutas! De hecho, mostró que cuando la broca no cortaba nada, no producía virutas, sino que sólo «frotaba» fuertemente el cilindro; el agua hervía mientras la taladradora siguiera girando.

¿Cómo podían explicarse los resultados de B. Thomson?

Para Thomson esto mostraba que el calor no era una sustancia que pasaba de unos cuerpos a otros, pues dada la enorme cantidad de calor que pasaba al agua, debería agotarse (al salir del cilindro y las virutas hacia el agua). Sin embargo, no se agotaba: **podía producirse de forma ilimitada a partir del movimiento**. Pesó, además, el cilindro, y luego el cilindro taladrado y las virutas producidas, sin obtener diferencia alguna. Según sus ideas, esto mostraba que el calor no era una sustancia, sino «una forma de movimiento», que era de «naturaleza mecánica».

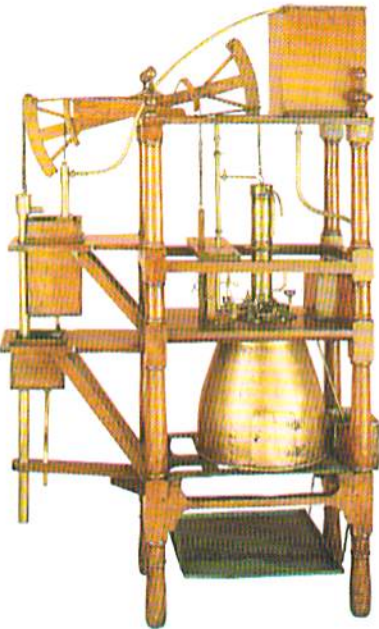
No obstante, aunque en las primeras décadas del siglo XIX se realizaron con frecuencia estudios que ponían en cuestión la teoría del calórico, ésta no se abandonó por la mayoría de los científicos. Una teoría científica no se abandona porque falle en explicar algunos fenómenos; pervive —aunque en campos limitados— hasta que la comunidad científica dispone de claras y reiteradas evidencias en contra y, sobre todo, hasta que aparece otra teoría alternativa que explica lo que era explicado por la anterior y aquello en lo que fallaba. Y el desarrollo de teorías hasta un punto en que sean aceptadas por toda la comunidad científica lleva tiempo.

Así, los trabajos pioneros de B. Thomson sólo «debilitaron» la teoría del calórico, que fue superada definitivamente hacia la mitad del siglo XIX. Durante ese tiempo una serie de factores contribuyeron a preparar el terreno para la explicación de los fenómenos caloríficos a partir del movimiento de los átomos y moléculas y de las fuerzas que se ejercen entre ellos:

- **El modelo atómico-molecular de Dalton había evolucionado.** Algunos científicos explicaron las propiedades de los gases, cuantitativamente, suponiendo que las moléculas estaban en movimiento y poseían energía cinética y cantidad de movimiento (hipótesis **cinético-molecular**).
- Se fueron acumulando descubrimientos sobre **conexiones entre fenómenos aparentemente muy distintos**, lo que favoreció el desarrollo de ideas comunes, unificadoras, a campos distintos de la ciencia. En concreto, se puso de manifiesto que:
 - **Las reacciones químicas podían producir corriente eléctrica.** La pila de Volta, inventada en 1800, se basaba en la reacción química que se produce entre metales distintos sumergidos en disoluciones salinas.
 - **La corriente eléctrica podía producir calentamiento** y utilizarse para elevar la temperatura del agua. Fue una de las primeras aplicaciones de la pila de Volta.
 - **La corriente eléctrica podía producir reacciones químicas.** Davy, a principios de siglo, consiguió descomponer muchas sustancias que hasta entonces se consideraban elementos.
 - **La corriente eléctrica podía producir efectos magnéticos**, como un imán (Oersted, 1820).
 - **El calor podía producir corriente eléctrica.** Seebeck, en 1822, consiguió producir una corriente eléctrica uniendo dos trozos de hilo de metales distintos, y calentando una de las uniones y enfriando la otra.
 - **La corriente eléctrica puede producir movimiento y viceversa.** Faraday, en torno a 1830, produjo una corriente eléctrica a partir del movimiento de una bobina y un imán, y viceversa: utilizando una bobina por la que circulaba corriente y un imán fabricó el primer motor eléctrico.
 - **El calor podía producir movimiento.** El auge de las máquinas térmicas, inventadas en el siglo XVI y desarrolladas durante el XVII y XVIII, había cambiado el modo de vida de países como Gran Bretaña, Francia y Alemania. En estas máquinas, el calor generado al quemar carbón hacía hervir el agua de una caldera hasta conseguir vapor de agua a una temperatura y presión muy elevadas, que se utilizaba para mover un pistón o una turbina, hasta que el agua se enfriaba y, si era de circuito cerrado, se devolvía de nuevo a la caldera para realizar otro ciclo idéntico.

Fue en esta «atmósfera científica y técnica» donde se abordó la desaparición de energía mecánica y la aparición de calentamiento, **desde un punto de vista cuantitativo**, que permitió relacionarlos y, al mismo tiempo, formular un principio de conservación que incluía los cambios mecánicos y térmicos.

Este avance se realizó de modo casi simultáneo e independiente por varios investigadores (algo que no es raro en la ciencia). No obstante, se le reconoce al inglés James Prescott Joule (1818-1889) la gloria de su invención, porque en sus trabajos (que inicialmente pasaron desapercibidos para la comunidad científica) aunó las hipótesis especulativas con resultados empíricos variados, cuantitativos y precisos. No obstante, no debe olvidarse que Joule leyó los trabajos del conde de Rumford, fue alumno de Dalton (el «padre» de la teoría atómico-molecular), participó en reuniones científicas, trabajó en equipo con William Thomson (lord Kelvin, 1824-1907) y Clausius (1822-1888), etc. **El avance científico, más aún en la actualidad, es fruto de una tarea colectiva en la que no se parte nunca de cero.**

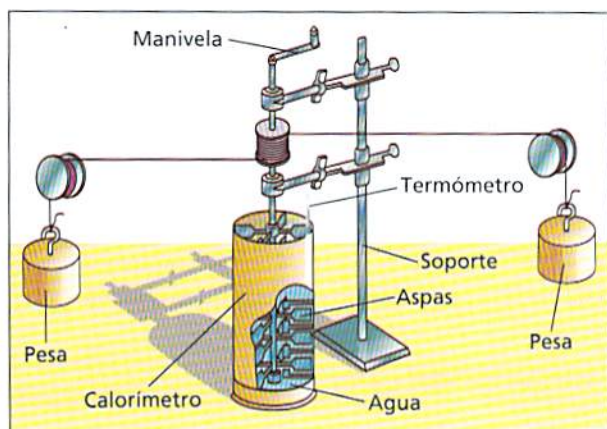


Máquina de vapor de Newcomen.

4 LA SUPERACIÓN DE LA SEPARACIÓN ENTRE MECÁNICA Y TERMOLOGÍA. LA INTERPRETACIÓN MECÁNICA DE LOS FENÓMENOS TÉRMICOS. PRINCIPIO DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA

4.1. Los trabajos de Joule sobre la producción de calentamiento a partir de la energía mecánica

El inglés J. P. Joule estudió el calentamiento de los cuerpos producido mediante trabajo mecánico. En la figura adjunta se muestra el dispositivo utilizado en una de sus investigaciones. Según las propias palabras de Joule:



«El aparato [...] consiste en una rueda de palas de bronce que gira horizontalmente en un recipiente con agua. Estas palas se mueven mediante pesas que se dejan caer [...]. Las palas se mueven con gran resistencia en el recipiente con agua, de modo que las pesas (de 4 libras cada una) descienden lentamente con una velocidad aproximada de 1 pie por segundo. La altura de las poleas sobre el suelo era de 12 yardas (11 m) y, en consecuencia, cuando las pesas habían descendido [...], tenían que ser elevadas de nuevo para renovar el movimiento de las palas. Después de repetir esta operación dieciséis veces, se medía el aumento de temperatura del agua».

El recipiente era un calorímetro, y, midiendo el aumento de temperatura, podía medir el calor que desprendería, al enfriarse a temperatura ambiente, el agua. El trabajo realizado por las pesas al descender con velocidad constante se empleaba **únicamente** en aumentar la temperatura. No producía ningún aumento de la energía mecánica del agua (no giraba cada vez más rápida: las palas pasaban muy ajustadas entre los topes de las paredes, de manera que había gran rozamiento).

Joule medía de esta forma el trabajo mecánico «**disipado**», es decir, el trabajo que no produce variación de energía mecánica, que se «gasta» en calentar (en este caso $P \cdot \Delta h$, siendo P el peso de las pesas y Δh su desplazamiento en la caída) y el calor que se producía debido a dicho trabajo. Hizo lo mismo en otros procesos en los que se realizaba trabajo mecánico cuyo único efecto era calentar un cuerpo. Y en todos ellos encontró que **la relación entre el trabajo mecánico disipado y el calor producido es siempre constante**. El promedio de los resultados experimentales es:

$$\frac{W \text{ (julios)}}{Q \text{ (calorías)}} = 4,184$$

Eso significa que cuando el trabajo se emplea únicamente en calentar, 4,184 J de trabajo producen el mismo efecto térmico que 1 cal.

Según las investigaciones llevadas a cabo por Joule, es equivalente calentar un cuerpo mediante trabajo mecánico que poniéndolo en contacto con otro cuerpo a una temperatura más elevada. Si un cuerpo pasa de un estado en que su temperatura es T_1 a otro en que su temperatura es T_2 , el cambio puede haberse realizado mediante trabajo mecánico, por calor o por una combinación cualquiera de ambos.

PROBLEMAS

1. Si el trabajo de 1 J se emplea únicamente en calentar, ¿a cuántas calorías equivaldría?
Resultado: 0,24 cal.
2. Se calientan 2 litros de agua en el calorímetro de palas de Joule dejando caer diez veces dos pesas de 1 kg que descienden 15 m de altura (a velocidad constante). Hallad el aumento de temperatura que se producirá en el agua.
Resultado: 0,35 °C.