

BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

XV. CALOR Y TERMODINÁMICA



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



Índice

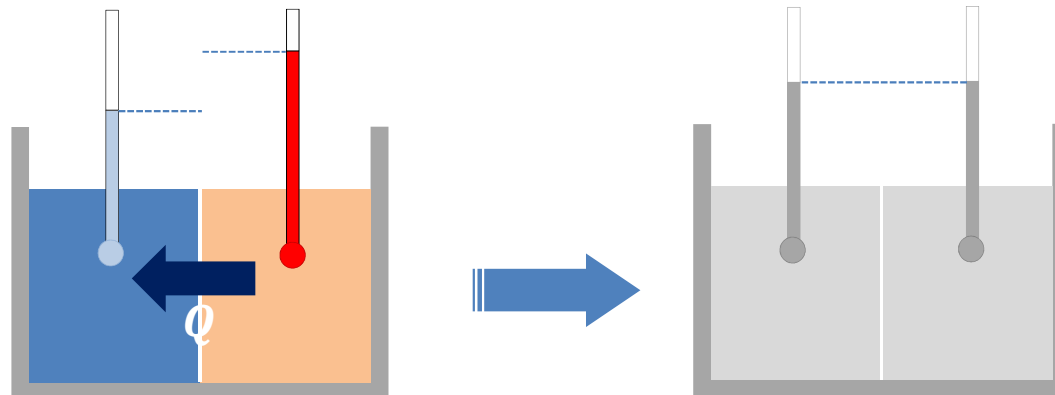
1. La naturaleza del calor
2. Medida del calor: capacidad calorífica y calor específico
3. Medida del trabajo en los procesos termodinámicos
4. Criterios de signos para el calor y del trabajo mecánico
5. El primer principio de la termodinámica
6. Algunas consecuencias del primer principio
7. Restricciones naturales al primer principio
8. Fuentes de energía aprovechable

1 La naturaleza del calor

- El **calor** es el medio por el que un sistema pierde energía mecánica.

1.1. Historia y evolución del concepto

- En la primera mitad del siglo XVIII se estableció que: Cuando se ponen en contacto dos cuerpos de diferente temperatura, la “**cantidad de calor**” que **cede uno era igual a la “cantidad de calor” que absorbe el otro** hasta alcanzar el equilibrio térmico. **Lavoisier** lo bautizó con el nombre de **calórico**.



- En 1797, **Benjamín Thompson**, relacionó el **calor con el trabajo mecánico**.
- En 1842, **Mayer** concluye que **todas las manifestaciones de la energía (trabajo, energía mecánica, calor) son convertibles unas en otras y son cuantitativamente indestructibles**.



1 La naturaleza del calor

1.2. El equivalente entre trabajo mecánico y calor

- ☞ **Joule** comprobó en un experimento célebre que se podía obtener el mismo incremento de temperatura de una masa de agua calentando (aportando calor al sistema), o bien agitando dicha masa de agua mediante unas paletas, pero sin calentar (es decir realizando trabajo sin aportar calor).



Equivalente mecánico del calor:

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

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

Una **caloría (1 cal)** es la cantidad de calor que es necesario transferir a 1 g de agua para elevar 1 °C su temperatura.



1 La naturaleza del calor

1.3. Precisiones sobre calor y trabajo mecánico

- ➡ **Los cuerpos no contienen calor.**
- ➡ La energía que contienen los cuerpos, cuya medida no da la **temperatura**, se denomina **energía térmica** y no es otra cosa que la energía cinética media de su movimiento molecular interno.
- ➡ **El calor es la transferencia de energía entre dos cuerpos que tienen diferente temperatura.**

El **calor** no es una forma de la energía sino un procedimiento de transferir energía térmica de un cuerpo a otro, cuando ambos tienen distintas temperaturas.

El **trabajo** no es una forma de la energía sino un procedimiento de transferir energía.



1 La naturaleza del calor

EJERCICIO 1

Si suponemos que la cubeta de Joule contiene 3 L de agua y una sola pesa de 25 kg, que se deja caer desde una altura de 5 m, ¿cuánto aumentará la temperatura del agua?

EJERCICIO 2

¿Qué masa total debería colgarse en el dispositivo de Joule si deseamos aumentar en un grado la temperatura de 5 L de agua y la altura de caída es de 10 m?

Capacidad calorífica

➡ **Capacidad calorífica (C)** de una sustancia es la relación entre el calor suministrado a un cuerpo y la variación de temperatura que produce en el mismo:

$$C = \frac{Q}{\Delta T}$$

➡ La **unidad** de capacidad calorífica en el SI es el **J/K**, si bien suele emplearse **cal/°C**.

➡ La capacidad calorífica depende de dos factores:

- La sustancia
- La masa considerada



2 Medida del calor

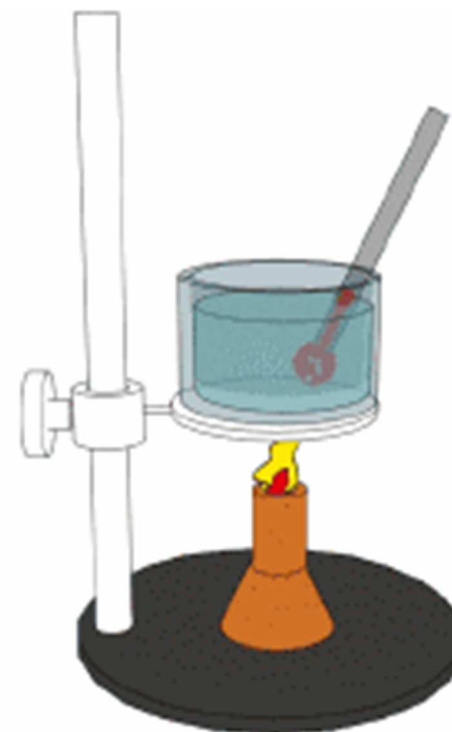
Calor específico

- ➡ La capacidad calorífica depende de la masa.
- ➡ El **calor específico (c)** de una sustancia es la capacidad calorífica por unidad de masa

$$c = \frac{C}{m} = \frac{Q}{m\Delta T}$$

- ➡ La **unidad** de capacidad calorífica en el SI es el **J/KgK**, si bien suele emplearse **cal/g°C**.
- ➡ El calor específico de toda sustancia varía con la temperatura.
- ➡ El calor suministrado sustraído de un cuerpo en función de la temperatura:

$$Q = C\Delta T = mc\Delta T$$





2 Medida del calor

EJERCICIO 3

Un bloque de aluminio de 0,5 kg está inicialmente a 15 °C. Si le agregamos 40 kJ, ¿cuál será su temperatura final? Dato: calor específico del Al = 0,216 cal/g°C.

EJERCICIO 4

Para calentar 300 g de cierta sustancia desde 15 °C hasta 35 °C, se requieren 25 000 cal. ¿Cuál es el calor específico de dicha sustancia?

EJERCICIO 5

¿Cuánto calor debe agregarse a 10 g de plata a 22 °C para fundirlos completamente? Expresa el resultado en calorías y en julios.

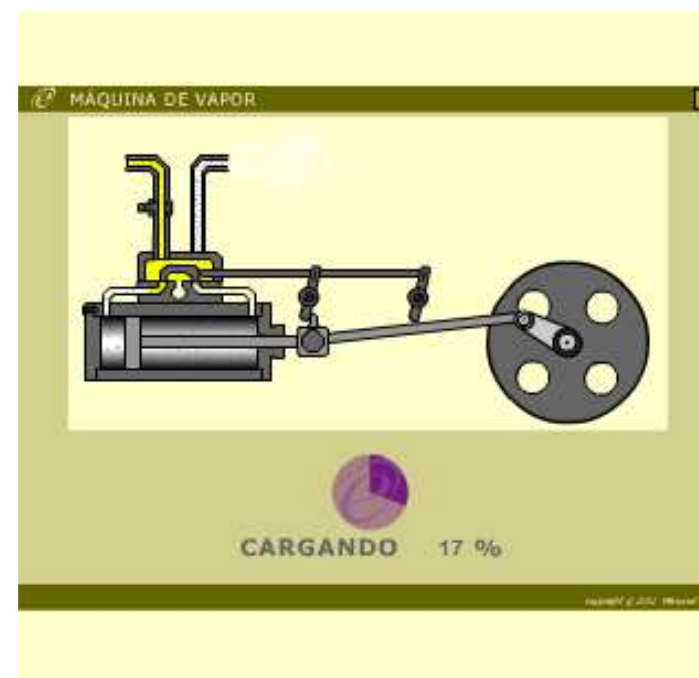
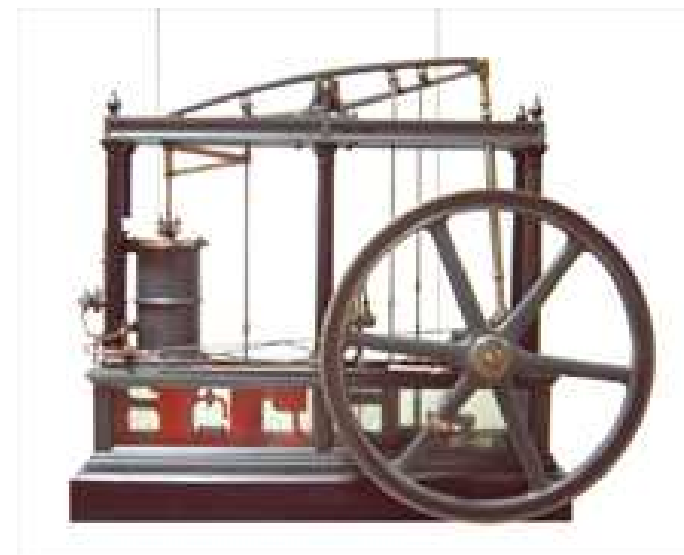
Datos: $L_{F(Ag)} = 21,1 \text{ cal/g}$; $t_{F(Ag)} = 961 \text{ °C}$

3 Medida del trabajo termodinámico

- La importancia histórica de la **máquina de Watt**, así como las demás máquinas de vapor, radica en el hecho de que empleaban **vapor de agua para realizar trabajo**.
- Cuando el gas encerrado en un cilindro con un pistón móvil se expande es porque la presión interior es mayor que la atmosférica:

$$p = \frac{F}{S} \quad \Rightarrow \quad F = pS$$

- Un **proceso cuasiestático** es aquel en el que una expansión se produce manteniendo constante la presión y que el pistón móvil se ha desplazado con velocidad constante.



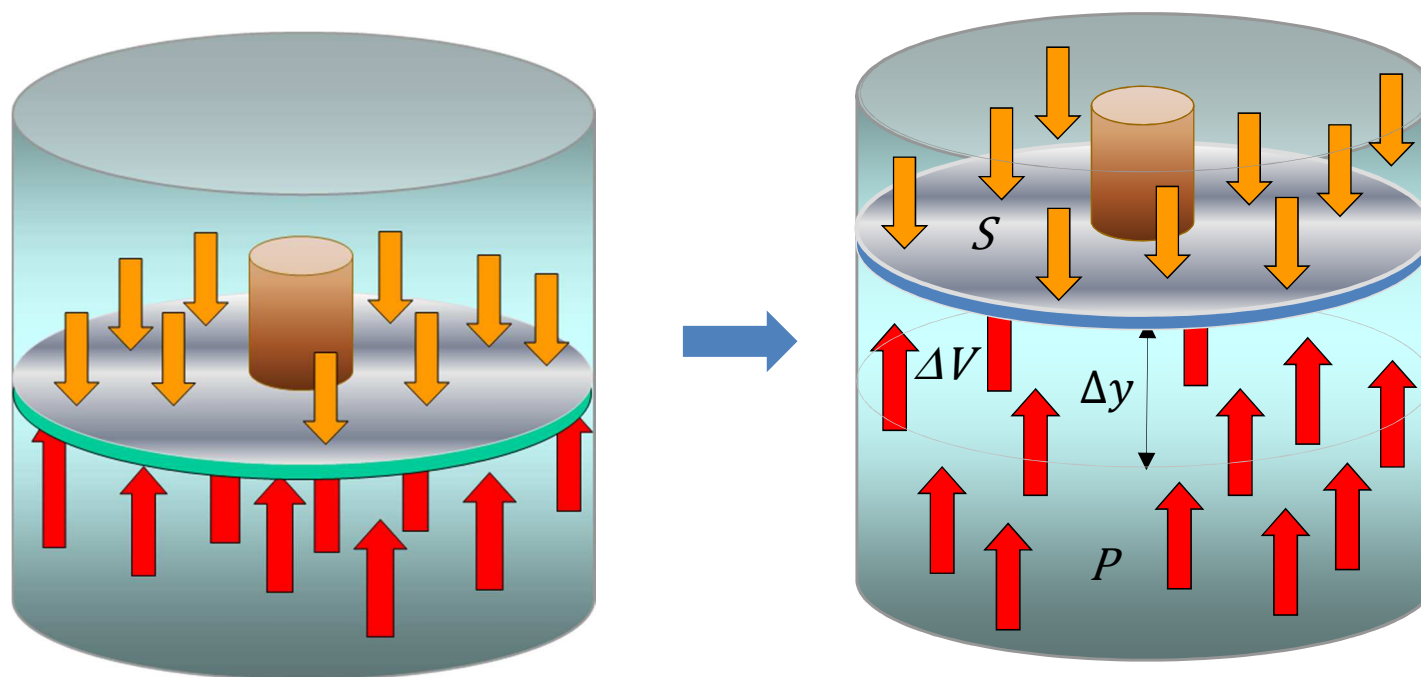
3 Medida del trabajo termodinámico

- ➡ Si el pistón se desplaza una altura Δy , el trabajo realizado por el gas sobre el pistón en la expansión será:

$$W = F\Delta y$$

- ➡ Teniendo en cuenta que $F = pS$:

$$W = pS\Delta y = p\Delta V$$





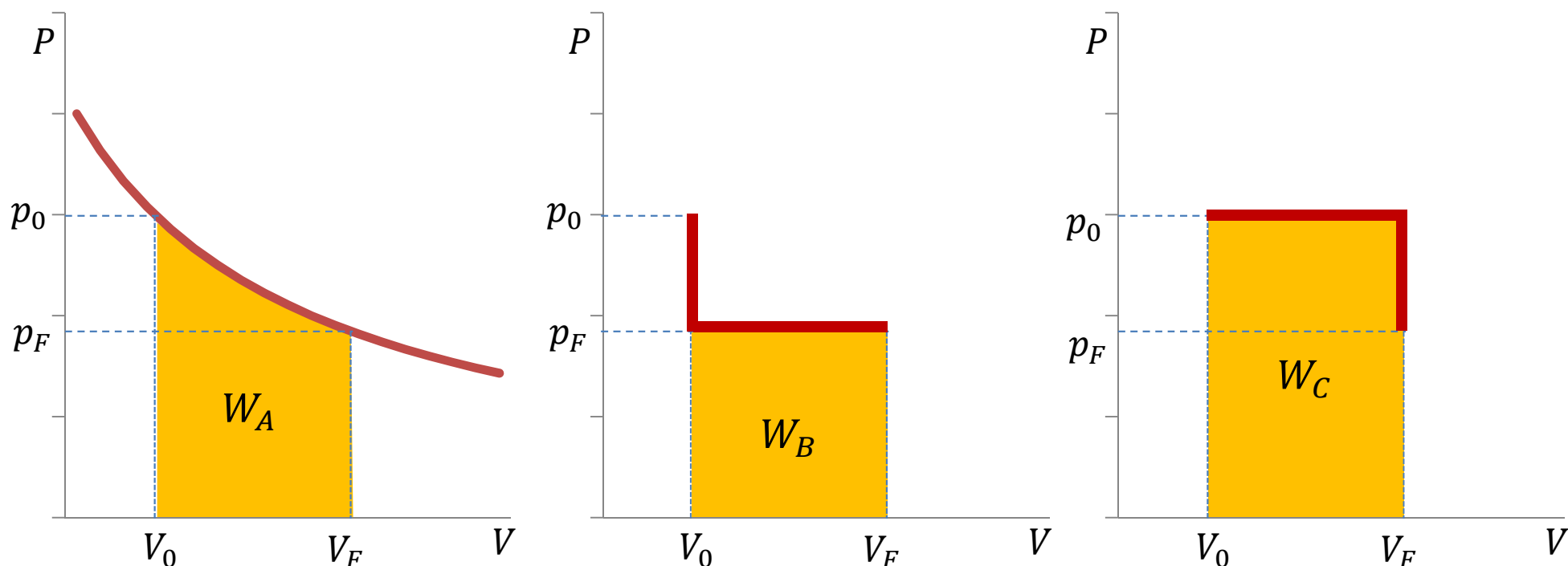
EJERCICIO 6

Si 3 L de gas se calientan a una presión constante de 1,5 atm hasta que su volumen se duplica, ¿cuál es, en julios, el trabajo realizado por el gas?

3 Medida del trabajo termodinámico

3.1. Medida del trabajo mediante diagramas presión-volumen

- El área encerrada bajo la gráfica p-V entre los valores del volumen inicial y final representa el trabajo realizado en el proceso.
- El **trabajo es una función de la trayectoria**, no es una función de estado. Con el calor sucede lo mismo.



EJERCICIO 7

Un gas ideal ocupa un volumen de 10 L a una temperatura de 300 K. Si se aumenta la temperatura hasta 450 K a una presión constante de 2 atm, ¿cuál es el trabajo realizado por el gas en la expansión? Representalo en un diagrama p-V.

EJERCICIO 8

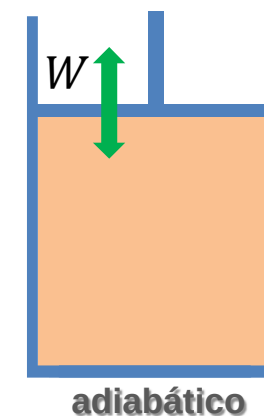
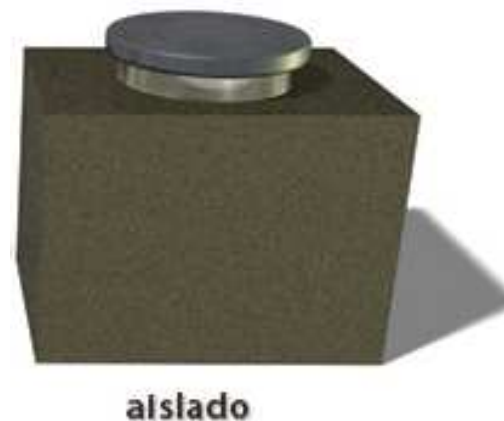
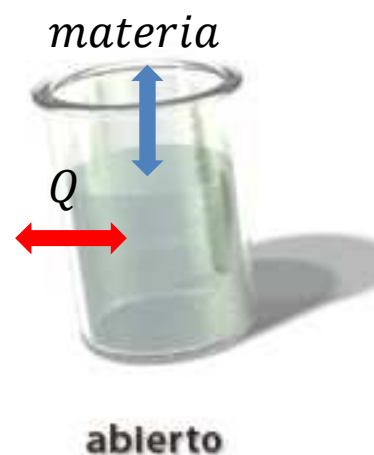
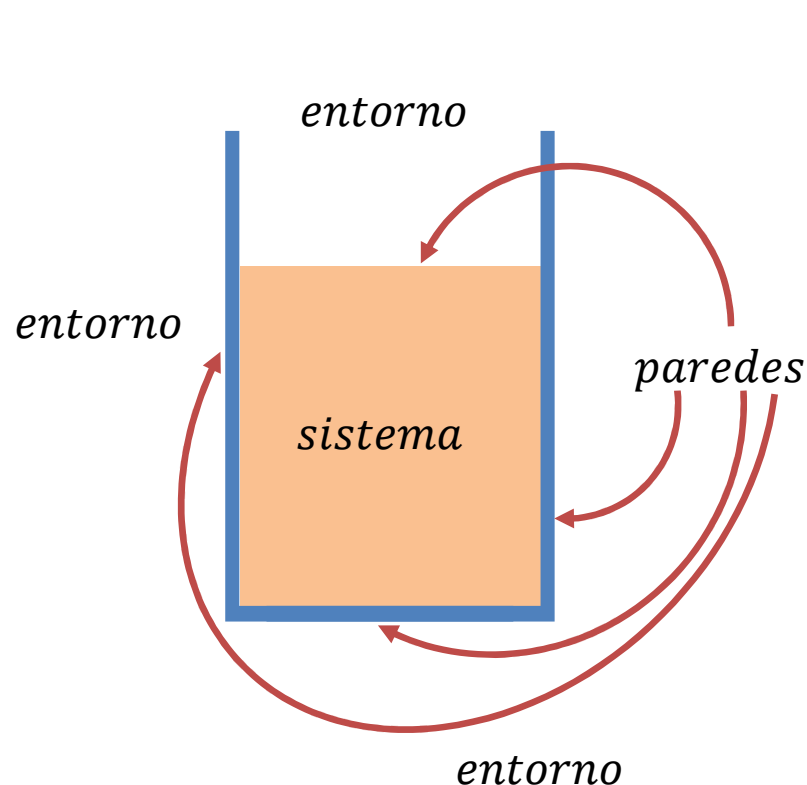
Sometemos 10 L de un gas que se halla inicialmente a una presión de 4 atm al siguiente proceso cíclico:

1. Se calienta a presión constante hasta que el volumen se duplica.
2. Se enfría a volumen constante hasta que la presión es de 2 atm.
3. Se comprime por enfriamiento a presión constante hasta que el volumen se iguala con respecto al inicial.
4. Se calienta a V constante hasta que la presión aumenta y alcanza el valor inicial.

Calcula por métodos gráficos el trabajo realizado en todo el proceso.

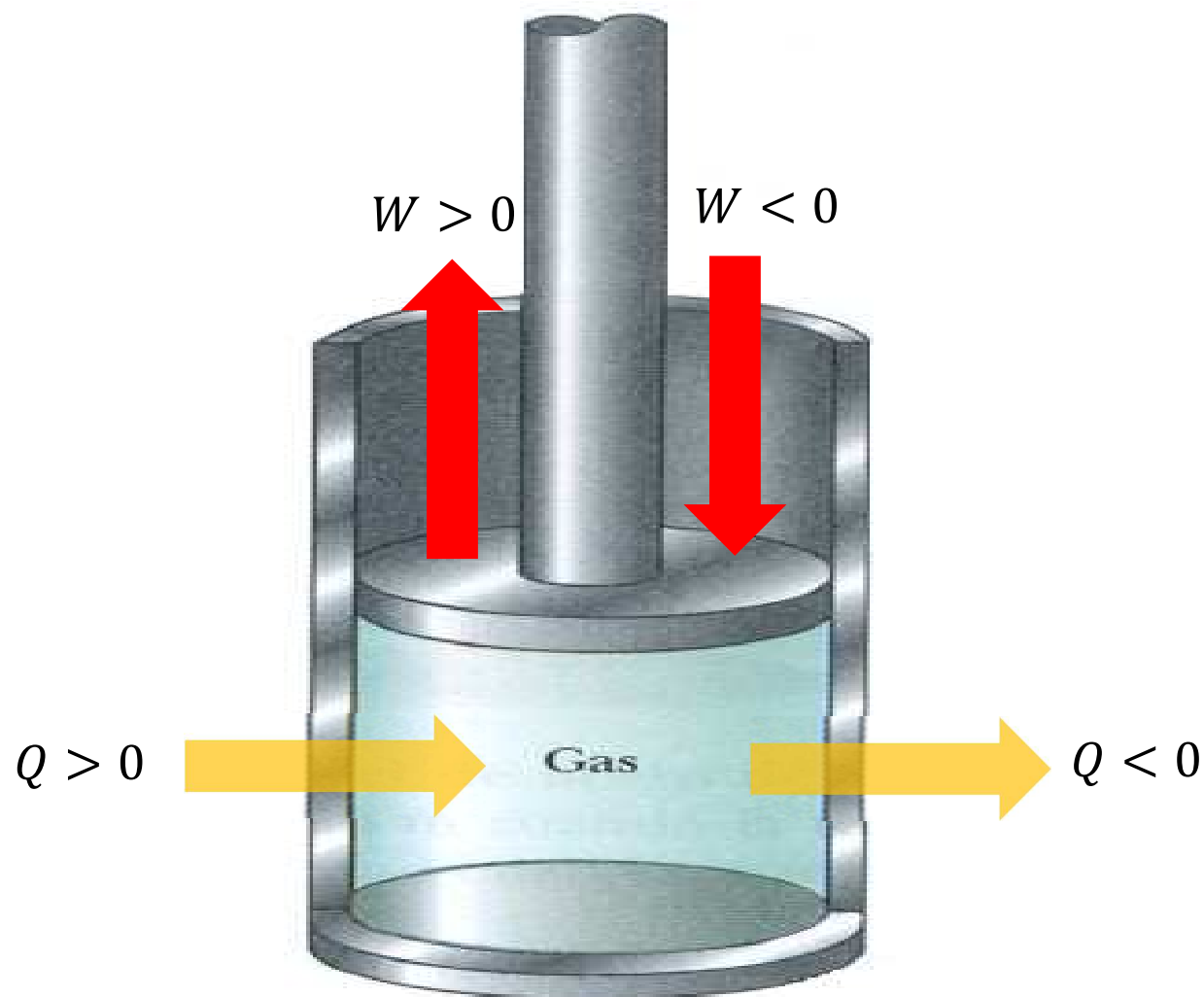
4 Criterios de signos para el calor y el trabajo

- **Sistema** es el medio material objeto de nuestro estudio que puede someterse a procesos fisicoquímicos.
- **Entorno** o **ambiente** es lo que rodea al sistema.



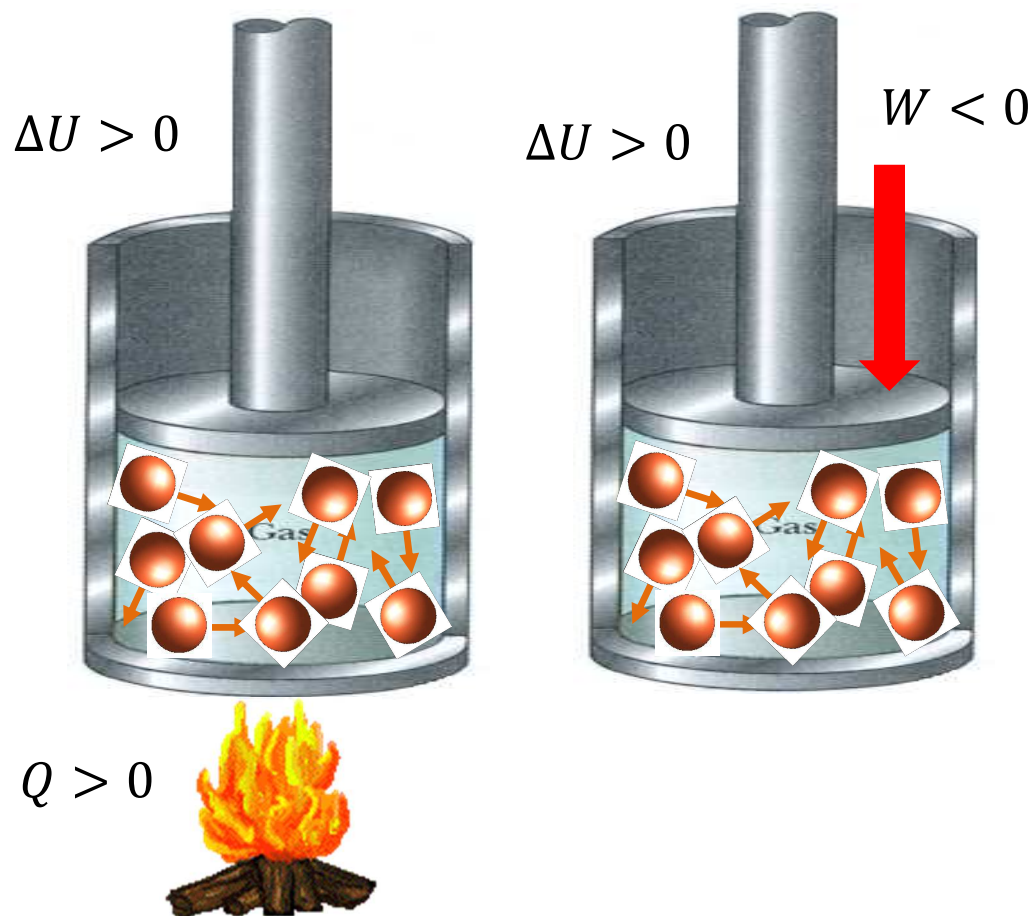


4 Criterios de signos para el calor y el trabajo



5 Primer principio de la termodinámica

- El conjunto de energías que puede haber en el interior de un sistema se denomina **energía interna (U) del sistema**.
- En 1850, **Rudolph Clausius** publicó la **primera ley de la termodinámica**:



La **energía interna** puede aumentarse transfiriendo calor al sistema, realizando un trabajo sobre él o mediante ambos procedimientos a la vez.

- Teniendo en cuenta el criterio de signos, podemos enunciar el primer principio:

$$\Delta U = Q - W$$



5 Primer principio de la termodinámica

5.1. El primer principio y la conservación de la energía

☞ En un sistema aislado:

$$\Delta U = 0$$

La energía interna de un sistema aislado permanece constante.

☞ El universo constituye un sistema aislado, por lo que se puede afirmar que:

La energía del universo permanece constante



6 Algunas consecuencias del primer principio

6.1. El primer principio en los procesos adiabáticos

- ➡ Un **proceso adiabático** es aquél en el que no se produce intercambio de calor con el exterior.
- ➡ En un proceso real podemos considerar que es adiabático si se produce de forma muy rápida.

$$\Delta U = -W$$

Al comprimir un gas en un proceso adiabático, aumentamos su energía interna y, por tanto, su temperatura.



- ➡ Podemos escribir también:

$$-\Delta U = W$$

Cuando un gas se expande en un proceso adiabático, su energía interna disminuye y, por tanto, se enfría.



6 Algunas consecuencias del primer principio

6.2. El primer principio en los procesos isócoros

➡ Un **proceso isócoro** es aquél en el que el volumen permanece constante, por lo que el trabajo $W = p\Delta V = 0$.

$$\Delta U = Q$$

- La única forma de **aumentar la energía interna** de un sistema cuyo volumen no varía es suministrándole calor.
- La única manera de **reducir la energía interna** de un sistema cuyo volumen no varía es haciendo que el sistema ceda calor.



Procesos isócoros en los gases

$$\Delta U = Q = mc_V\Delta T$$

➡ c_V es el **calor específico a volumen constante**.



6 Algunas consecuencias del primer principio

EJERCICIO 9

Una oblea de silicio de 5 g de la celda de un panel solar, expuesta al Sol, aumenta su temperatura desde 20 °C hasta 110 °C a la presión atmosférica. Si se desprecian los efectos de dilatación, ¿qué tipo de proceso tiene lugar? ¿Cuál es la variación, en julios, de la energía interna?

Datos: $c_{Si} = 0,168 \text{ cal/g}\cdot^{\circ}\text{C}$

6 Algunas consecuencias del primer principio

6.3. El primer principio en los procesos isobáricos (presión constante)

- ➡ La mayoría de los procesos tienen lugar a presión constante, por lo que:

$$\Delta U = Q - W = Q - p\Delta V \Rightarrow U_2 - U_1 = Q - p(V_2 - V_1)$$

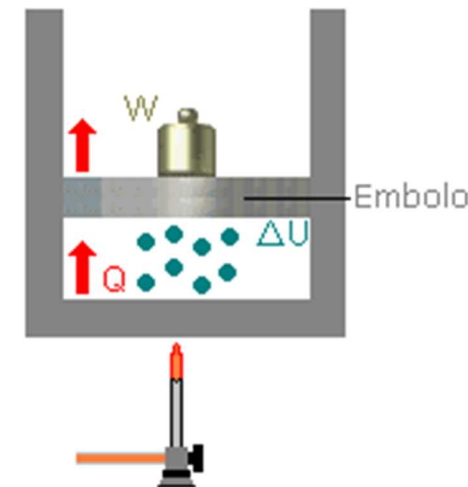
- ➡ El calor transferido en estos procesos:

$$Q = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) \quad Q = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1)$$

En los procesos isobáricos el calor transferido solo depende de cuáles sean los estados final e inicial, con lo que se convierte en una función de estado.

- ➡ A cada uno de los términos entre paréntesis, propios de cada estado, se los denomina **entalpía (H)** como **función de estado**:

$$Q = \Delta H$$



Una reacción química es un proceso a presión constante



6 Algunas consecuencias del primer principio

6.4. El primer principio en los procesos isotérmicos (temperatura constante)

☞ Al no modificarse la temperatura, no hay variación de la energía interna:

$$0 = Q - W \Rightarrow Q = W$$

Si un sistema gaseoso es sometido a un **proceso isotérmico**, todo el calor transferido se invierte en un trabajo de expansión.



6 Algunas consecuencias del primer principio

EJERCICIO 10

Calcula la variación de energía interna del sistema en los siguientes casos:

- a) Se suministran 5 000 cal al sistema, y este realiza un trabajo de 32 340 J.
- b) Se disminuye la temperatura de 1,5 kg de agua líquida desde 20 °C hasta 4° C.
- c) El sistema absorbe 3 000 cal, pero su temperatura se mantiene constante.



6 Algunas consecuencias del primer principio

6.5. Relación entre C_p y C_v para los gases ideales

☞ La capacidad calorífica para los gases ideales puede tener dos valores distintos:

- Capacidad calorífica a presión constante (C_p)
- Capacidad calorífica a volumen constante (C_v)

☞ En un **proceso isobárico**, el calor transferido a un mol de un gas ideal:

$$Q = \Delta U + W \quad \text{donde} \quad Q = nC_p\Delta T$$

☞ Por otra parte:

$$\Delta U = nC_v\Delta T$$

☞ Como además se produce trabajo de expansión, podemos aplicar:

$$W = p\Delta V = nR\Delta T$$

☞ Así que podemos escribir que:

$$Q = \Delta U + W \Rightarrow nC_p\Delta T = nC_v\Delta T + nR\Delta T$$

$$C_p - C_v = R$$



6 Algunas consecuencias del primer principio

EJERCICIO 11

Se aumenta la temperatura de 3 kg de oxígeno desde 20 °C hasta 80 °C manteniendo constante la presión. Calcula:

- a) El calor transferido en el proceso (calor específico del oxígeno a presión constante, $c_p = 0,217 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$).
- b) La variación de energía interna (calor específico del oxígeno a volumen constante, $c_v = 0,155 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$).
- c) El trabajo realizado por el gas.



7 Restricciones al primer principio

- El primer principio nos dice que es posible aumentar la energía interna de un sistema transfiriéndole calor o realizando un trabajo sobre él: el trabajo y el calor son formas de transferir energía.
- Sin embargo:

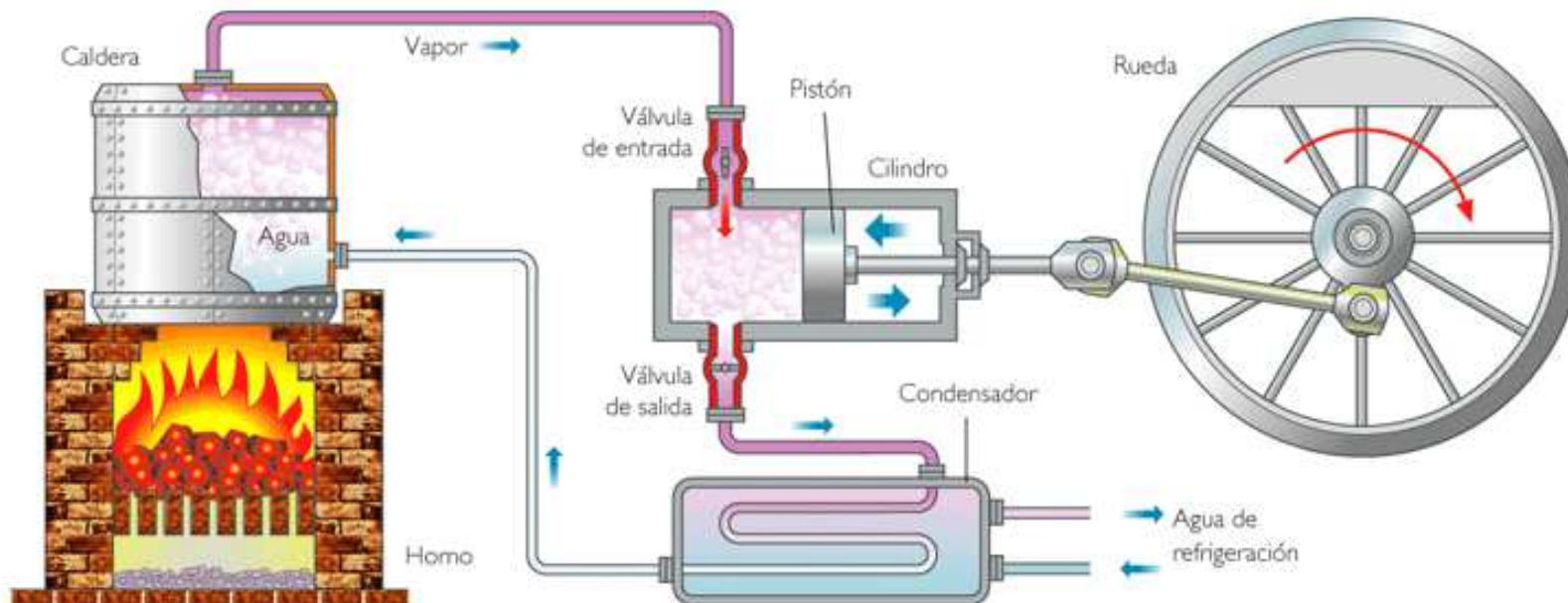


Todo el trabajo mecánico puede convertirse en calor, pero no todo el calor puede convertirse en trabajo mecánico.

- Necesitamos un **segundo principio** que explique cuál es el mecanismo que permite distinguir la espontaneidad de un proceso

7.1. Máquinas térmicas

Una **máquina térmica** es un dispositivo que convierte energía térmica en otras formas útiles de energía, como la mecánica o la eléctrica.



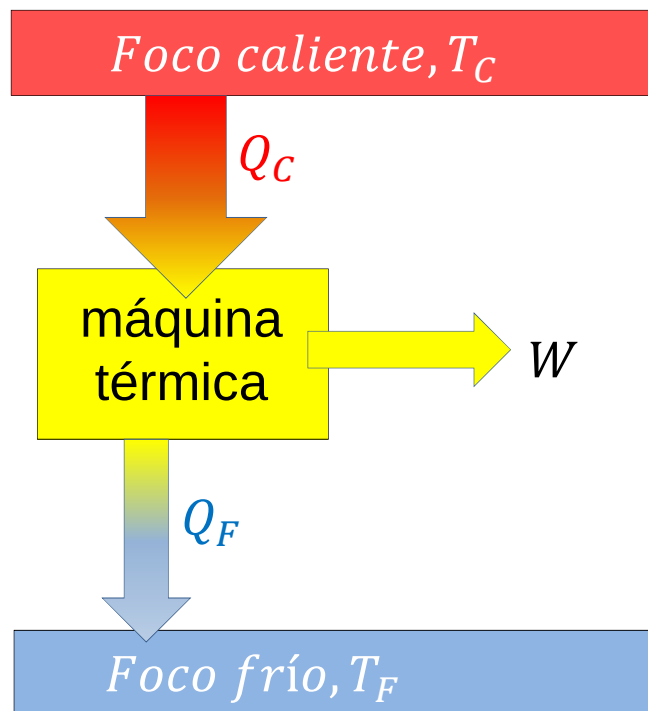
- ☞ Se basa en que una sustancia de trabajo (agua en una máquina de vapor o mezcla de combustible y aire en un motor) realiza un proceso cíclico de manera continuada. Por tanto:

$$\Delta U = 0$$

7 Restricciones al primer principio

7.1. Máquinas térmicas

Proceso cíclico en una máquina térmica



El esquema del proceso cíclico de una máquina térmica:

- ☞ **Foco caliente** (caldera) a una temperatura T_C que transfiere una cantidad de calor Q_C a la máquina.
- ☞ Parte del calor se invierte en **trabajo** (W).
- ☞ El resto, Q_F , se transfiere a un **foco frío** (circuito refrigerante) a una temperatura T_F .
- ☞ Dado a que el proceso es cíclico:

$$W = Q_C - Q_F$$

- ☞ La eficiencia térmica (o rendimiento) de una máquina (e) es:

$$e = \frac{W}{Q_C} = \frac{Q_C - Q_F}{Q_C} = 1 - \frac{Q_F}{Q_C} < 1$$



EJERCICIO 12

Una máquina térmica realiza 120 J de trabajo con una eficiencia del 35 %. ¿Cuánto calor se absorbe en cada ciclo de la operación? ¿Cuánto calor se expelle?

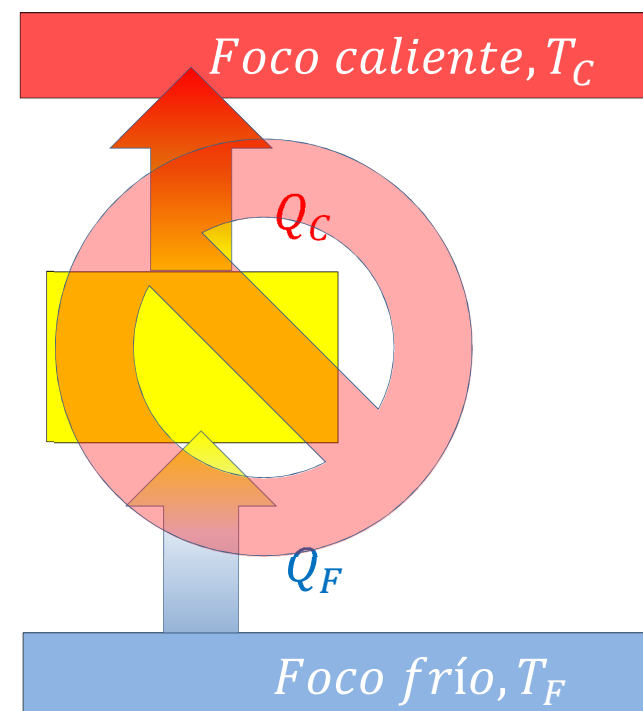
7.2. El segundo principio de la termodinámica

- Una máquina térmica perfecta es aquella en el que el rendimiento $e = 1$: todo el calor se invierte en trabajo.
- En 1853, Kelvin enunció el **segundo principio** de la termodinámica:

No es posible ningún proceso que, absorbiendo una cantidad de calor, realice una cantidad equivalente de trabajo.

- Clausius, añadió otro posible enunciado:

No es posible proceso alguno cuyo único resultado sea transferir calor desde un cuerpo frío a otro más caliente.



7.2. El segundo principio de la termodinámica

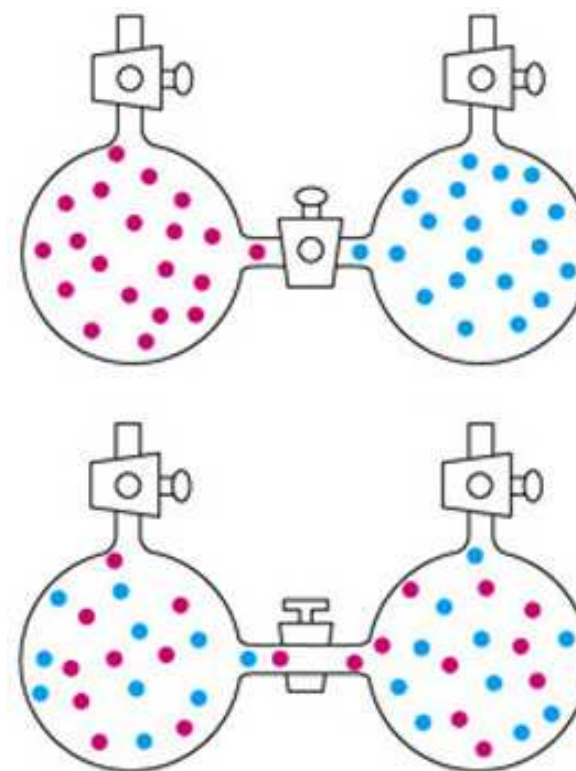
La entropía

- ➡ **Boltzmann**, en 1878 justificó en qué dirección avanzaban los **procesos naturales**:

Los procesos naturales espontáneos evolucionan hacia un mayor desorden molecular interno.

- ➡ Asoció la probabilidad de los distintos estados a una magnitud denominada **entropía** (**S**), de forma que a los estados más probables les corresponde una mayor entropía.
- ➡ Así, podemos enunciar el **segundo principio**:

Los procesos naturales espontáneos evolucionan hacia un aumento de la entropía



7.3. Entropía y degradación de la energía

- ➡ La energía térmica no es reconvertible íntegramente en otras formas de energías “útiles”, por eso decimos que la **energía se degrada**.
- ➡ De esta forma se reduce la capacidad de producir trabajo.
- ➡ Existe una crisis entrópica irreversible.
- ➡ Debemos evolucionar hacia una menor producción de entropía.



8 Fuentes de energía aprovechable



Renovables:

Geotérmica, hidráulica, solar, eólica, mareomotriz, biocombustibles



No Renovables:

Combustibles fósiles, nuclear