

## Introducción

En el tema anterior hemos visto algunas definiciones, el concepto de temperatura, sus diferentes escalas de medida, ahora en este tema vamos a avanzar con lo que es la termodinámica propiamente dicha para ello lo primero es aclarar algunos conceptos, como son que es el calor y trabajo, y su transformación.

## Ecuación de los gases perfectos

Se considera gas perfecto al que cumple con la siguiente ecuación:

$$pV = nRT$$

donde

p = Presión en el SI son los Pascales (Pa)

V = Volumen en el SI son los metros cúbicos ( $m^3$ )

n = Cantidad de sustancia en el SI son los moles del gas (mol)

R = Constante de los gases perfectos

T = Temperatura en el SI son los Kelvin (K) y recordemos que NUNCA se escribe ( $^{\circ}$ K)

## Criterio de signos del trabajo

Antes de definir trabajo quisiera aclarar un criterio de signos que suele llevar a confusión.

Como solía decir mi abuela, en la mayoría de las cosas que suceden en la vida, todo depende del color del cristal con que se mire - y apostillaba - y siempre se mira desde el lado que nos interesa. Veamos cuales son los colores y desde que lado nos interesa mirar.

Esto que decía mi abuela también se puede aplicar a la Termodinámica y más concretamente al trabajo. En muchos estudiantes crea confusión el criterio de signos, que es diferente en muchos libros de física<sup>1</sup>. Esto es debido al color del cristal con que se mira. Depende de si el trabajo lo miramos con el cristal trabajo realizado "sobre" el sistema o bien con el cristal de trabajo realizado "por" el sistema. Este pequeño matiz ("sobre" o "por" el sistema) trae de cabeza a muchos estudiantes que les dificulta el estudio de esta materia. No trataremos del signo del calor porque siempre es igual (Positivo, para el calor entregado al sistema y negativo para el cedido por el sistema)

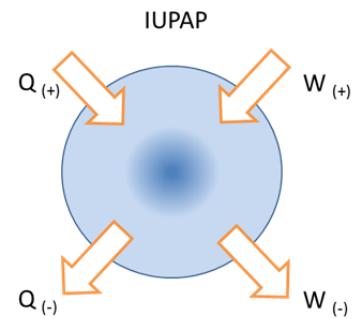
<sup>1</sup> Criterio IUPAP, este convenio es el adoptado autores como Callen, Adkins, Wark, Martínez, Zemansky & Dittman. Otros autores como Aguilar, Sears, Keenan en el artículo "Thermodynamics" de la Enciclopedia Británica toman el convenio opuesto y cuando hablan de trabajo se refieren al ejercido por el sistema sobre el medio. Para ellos, el trabajo ejercido por el medio sobre el sistema es negativo. Tal convenio tiene su origen en el estudio de las máquinas térmicas, en las que lo que interesa es que el sistema nos aporte trabajo al medio, (se mira desde el lado que nos interesa, según mi abuela).

Veamos los dos criterios:

**Criterio Termodinámico de la IUPAP**, toma los siguientes signos.

- Positivo (+), para el trabajo entregado al sistema (trabajo realizado **sobre** el sistema)
- Negativo (-), para el trabajo cedido por el sistema. (trabajo realizado **por** el sistema)

De este modo el trabajo se define como una transferencia de energía, que puede expresarse según la siguiente ecuación en un proceso reversible:



$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} p \, dV$$

El signo negativo sale de que el fuerza ejercida por la presión tiene sentido contrario al desplazamiento. Por tanto, en una expansión a presión constante (isobárica) donde el volumen final  $V_2$  es mayor que el volumen inicial  $V_1$ , el trabajo nos quedaría

$$W_{12} = - \int_{V_1}^{V_2} p \, dV = - p \int_{V_1}^{V_2} dV = - p (V_2 - V_1) = - p \Delta V$$

y es por tanto negativa, al ser un trabajo cedido por el sistema.

Siempre que elijamos este criterio, tendremos que tener en cuenta que el primer principio de termodinámica lo expresaremos de la forma

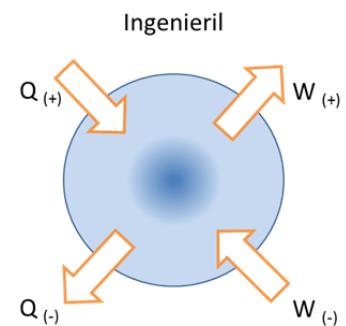
$$\Delta U = Q + W$$

**Criterio energético, ingenieril, (o práctico)**, toma los siguientes signos

- Positivo (+), para el trabajo cedido por el sistema. (trabajo realizado **por** el sistema)
- Negativo (-), para el trabajo entregado al sistema (trabajo realizado **sobre** el sistema)

En este caso, el trabajo se expresa según la ecuación, en un proceso reversible:

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} \, dV$$



En este caso siempre que elijamos este criterio, tendremos que tener en cuenta que el primer principio de termodinámica lo expresaremos de la forma

$$\Delta U = Q - W$$

## Trabajo

Ahora veamos más detenidamente la definición de trabajo. Desde el punto de vista ingenieril, o práctico, podemos considerar trabajo a toda interacción energética entre el sistema y su entorno que pueda reducirse “exclusivamente” al levantamiento de un peso.

Es decir, que si en un proceso determinado podemos acoplar al sistema un mecanismo de forma que el resultado del proceso sea el levantamiento de un peso, podremos decir que el sistema ha intercambiado trabajo. Observar que esto implica transformar el entorno del sistema.

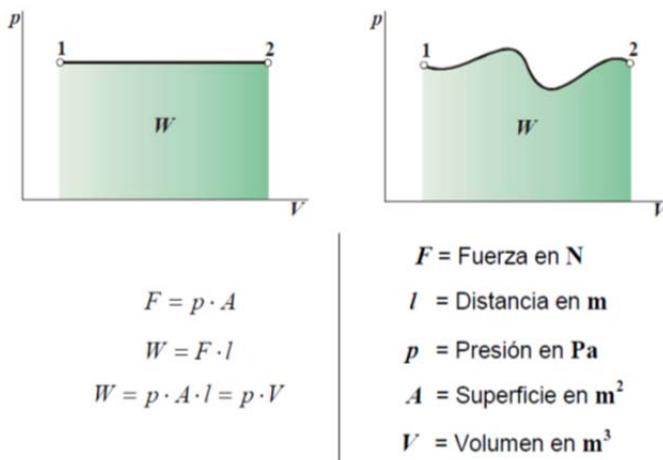
En el caso de que no exista una maquina capaz de transformar toda la interacción sistema-entorno en el levantamiento de un peso, sino que produzca otros efectos, esto indicara que el sistema y el entorno no interaccionaban únicamente en forma de trabajo.

Criterio fundamental

En termodinámica únicamente tenemos en cuenta el trabajo que el sistema intercambia con su entorno. Es decir, aquel que resulta de fuerzas y agentes externos al sistema.

La dinámica interna al sistema **NO** genera trabajo en el sentido termodinámico. Es decir, que las fuerzas cuyo punto de aplicación está dentro del sistema y que mueven partes interiores, los subsistemas que cambian de lugar dentro del sistema, etc. NO realizan trabajo.

En todo proceso, el trabajo realizado no depende sólo del trabajo inicial y final sino que también depende del camino seguido, ya que el área bajo la curva, que representa el trabajo realizado,



En el caso representado en la gráfica anterior, en el que hay variación de presión y volumen, el trabajo realizado será:

$$dW = pdV + Vdp \Rightarrow W = \int_1^2 pdV + \int_1^2 Vdp$$

Así, si consideramos un fluido que se encuentra sometido a una presión externa  $p_{ext}$  y que evoluciona desde un estado caracterizado por un volumen  $V_1$  a otro con un volumen  $V_2$ , el trabajo realizado será:

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV$$

resultando un trabajo positivo ( $W>0$ ) si se trata de una expansión del sistema  $dV>0$  y negativo en caso contrario, de acuerdo con el convenio de signos aceptado en la Termodinámica. En un proceso cuasiestático y sin fricción la presión exterior ( $p_{ext}$ ) será igual en cada instante a la presión ( $p$ ) del fluido, de modo que el trabajo intercambiado por el sistema en estos procesos se expresa como

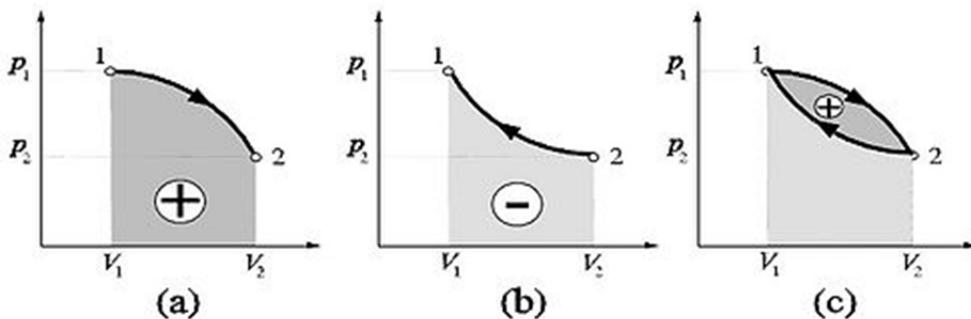
$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p \, dV$$

De estas expresiones se deduce que la presión se comporta como una fuerza generalizada, en tanto que el volumen actúa como un desplazamiento generalizado; la presión y el volumen constituyen una pareja de variables conjugadas.

En el caso que la presión del sistema permanezca constante durante el proceso, el trabajo viene dado por

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p \, dV = p \int_{V_1}^{V_2} dV = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$$

La representación del espacio termodinámico de un sistema hidrostático es un diagrama P-V. En éste, el trabajo es el área bajo la trayectoria del proceso. Si representamos en un diagrama P-V distintos procesos podemos ver que el trabajo es el área encerrada debajo de la curva, en la cual en el proceso a) el trabajo será positivo, en el proceso b) el trabajo será negativo, y en c) se representa un ciclo en el que se produce un trabajo neto positivo, es decir un motor.

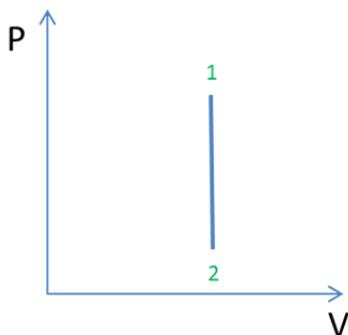


Observar este criterio de signos que el trabajo de un ciclo sale positivo. Si se hubiese elegido el criterio de la IUPAC el trabajo obtenido sería negativo. Es por ello por lo que en ingenierías se suele adoptar este criterio.

## Tipos de transformaciones

Si suponemos que no hay reacción química, y por tanto no hay variación en el número de moles entonces en las transformaciones siguientes n es constante

**Transformación isócora o isométrica:** es la que se realiza a volumen constante. Si suponemos que no hay reacción química, y por tanto no hay variación en el número de moles entonces

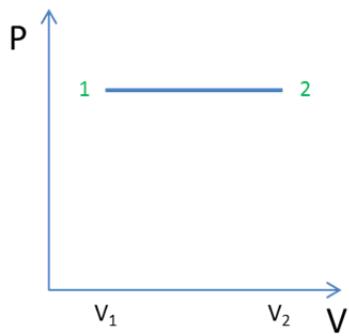


$$\left. \begin{aligned} p_1V_1 &= nRT_1 \\ p_2V_2 &= nRT_2 \end{aligned} \right\} V_1 = V_2 = V$$

Por tanto, la ecuación de estado de una transformación isócora es

$$\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

**Transformación isóbara:** es la que se realiza a presión constante.

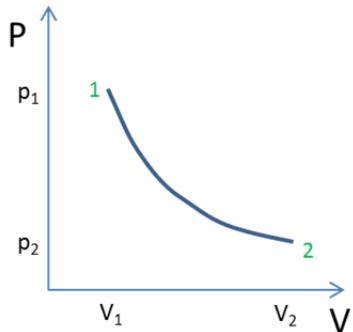


$$\left. \begin{array}{l} p_1 V_1 = nRT_1 \\ p_2 V_2 = nRT_2 \end{array} \right\} p_1 = p_2 = p$$

Por tanto, la ecuación de estado de una transformación isóbara es

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

**Transformación isotérmica:** Es la que se realiza a temperatura constante.

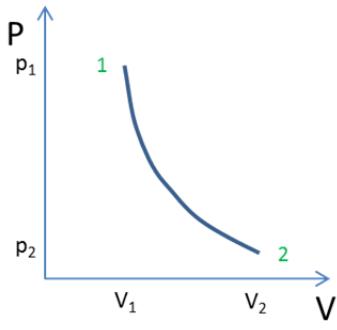


$$\left. \begin{array}{l} p_1 V_1 = nRT_1 \\ p_2 V_2 = nRT_2 \end{array} \right\} T_1 = T_2 = T$$

Por tanto, la ecuación de estado de una transformación isotérmica es

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

**Transformación adiabática:** Es la que tiene lugar sin intercambio de calor.



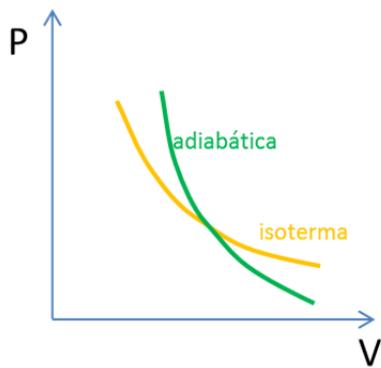
$$\left. \begin{array}{l} p_1 V_1 = nRT_1 \\ p_2 V_2 = nRT_2 \end{array} \right\} Q_1 = Q_2 = Q$$

Por tanto, la ecuación de estado de una transformación adiabática es

$$\begin{aligned} p_1 V_1^\gamma &= p_2 V_2^\gamma \\ T_1 V_1^{\gamma-1} &= T_2 V_2^{\gamma-1} \end{aligned}$$

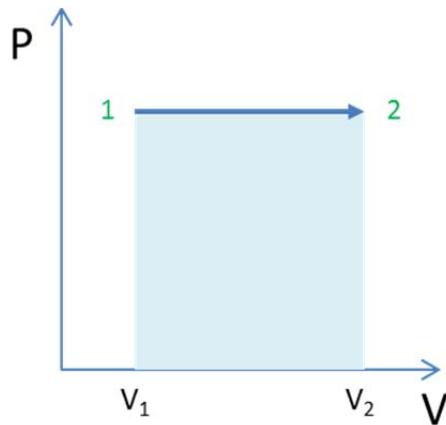
$\gamma$ , es el coeficiente adiabático, y depende del gas. Para el aire el coeficiente adiabático es  $\gamma = 1.4$

**Diferencia en la pendiente de una isotérmica y una adiabática:** La adiabática presenta mayor pendiente que la isotérmica.

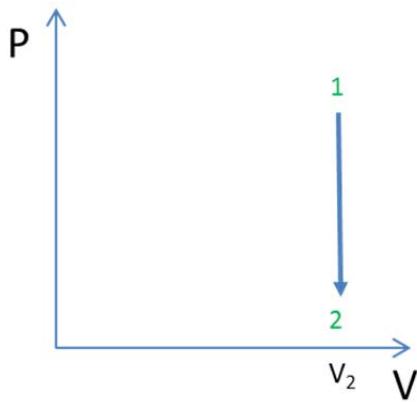


**Ejemplo.** Representar en un diagrama P-V los siguientes procesos a fin de representar el trabajo realizado a), isobárico b) isócoro, c) isotermo d) la suma de a) + b) + c)

- a) En un proceso *isobárico* ( $P=cte$ ), positivo en una expansión, negativo en una compresión. El área marcada representa el trabajo



- b) En un proceso *isostérico* o *isócoro* ( $V=cte$ ),  $dV=0$  por tanto  $W=0$



- c) En un proceso *isotermo* ( $T=cte$ ), necesitamos una ecuación de estado para poner P en función de V. Si el sistema es un gas ideal,  $P=nRT/V$ , y

$$W = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT}{V} dV = nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

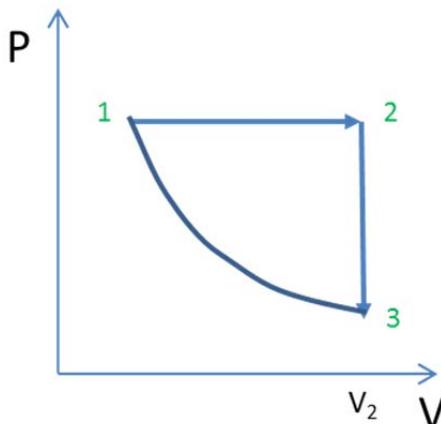
(positivo en una expansión, negativo en una compresión). Como  $n$  y  $T$  son constantes,

$$nRT = P_1V_1 = P_2V_2 \quad V_1/V_2 = P_2/P_1$$

d) Un proceso *cíclico* (o ciclo termodinámico) es un proceso en el que los estados inicial y final coinciden. El trabajo en un ciclo no es, en general, cero, y su signo depende del sentido en el que se recorre.

Así, en la figura, el ciclo 123 consta de un proceso isobárico 12, uno isócoro 23 y uno isotermo 31.

El trabajo es el área encerrada por el ciclo. Recorrido en este orden, el trabajo es positivo (pues el trabajo, positivo, de la expansión isobárica 12 es mayor que el trabajo, negativo, de la compresión isotérmica 31). Si se recorriera en sentido contrario a las agujas del reloj, el trabajo sería negativo.



**Ejemplo 1.** Veamos un problema en el que se analiza el trabajo realizado por el sistema en diferentes casos, incluido el de la presencia de rozamiento.

Se considera el sistema formado por un cilindro de paredes diatérmanas (permiten el flujo de calor), provisto de un émbolo, y en cuyo interior hay  $n$  mol de un gas ideal. Sumergido el sistema en un baño termostático a la temperatura constante  $T_1$ , la presión del gas resulta ser  $P_1$ . Hallar el trabajo realizado por el sistema sobre su entorno en los siguientes casos:

1. El gas se expande a velocidad despreciable y en ausencia de rozamientos hasta la presión  $P_2$ .
2. Entre el embolo y el cilindro existe una fuerza de rozamiento constante e igual a  $A_r$ , siendo  $A$  la sección recta del cilindro. El gas se expande a velocidad despreciable hasta  $P_2$ .
3. A la presión del gas solo se opone la presión atmosférica  $P_0$ , en ausencia de rozamientos, expandiéndose el gas hasta llegar al equilibrio mecánico.
4. A la expansión del gas se oponen solo la presión atmosférica y la fuerza de rozamiento del caso 2, parándose el émbolo cuando  $P_4 = P_0 + r$ .

*Solución*

1. Proceso cuasiestático sin rozamiento:

La expresión general en función de las fuerzas exteriores es la siguiente:

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV$$

Para este caso se cumple  $P_{ext} = P$  y además que  $PV = nRT_1$

$$\text{Por tanto } W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV = \int_{V_1}^{V_2} \frac{nRT_1}{V} dV = nRT_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$$

2. Proceso cuasiestático con rozamiento:

La expresión general en función de las fuerzas exteriores es la siguiente:

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV$$

En este caso las presiones **no son iguales**  $P_{ext} \neq P$  !!!

Se cumple (por equilibrio de fuerzas)  $P_{ext} = P - r$

Por tanto

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV = \int_{V_1}^{V_2} (P - r) dV = nRT_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} - r \int_{V_1}^{V_2} dV = nRT_1 \ln \frac{V_2}{V_1} - r\Delta V$$

Observar que en el caso de que  $P_2$  fuese igual que en el caso anterior, el trabajo realizado por el sistema sería menor.

3. En este caso, no se hace la hipótesis de que el proceso es lento, por lo que  $P_e = P_0 < P$ . El proceso es no-estático, por lo que no se puede expresar la presión exterior en función de la interior.

La integral  $W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV$  no podría resolverse de no ser porque en el enunciado se especifica que  $P_0 = cte$

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV = P_o \int_{V_1}^{V_2} dV = P_o \Delta V = P_o \left( \frac{nRT}{P_o} - V_1 \right)$$

4. Es un caso análogo al anterior añadiendo rozamiento. La presión final en el cilindro, una vez alcanzado el equilibrio mecánico sería  $P_0 + r$ . Es mayor, por tanto, que la del caso anterior y el volumen final sería menor.

$$W_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p_{ext} dV = P_o \int_{V_1}^{V_2} dV = P_o \Delta V = P_o \left( \frac{nRT}{P_o + r} - V_1 \right)$$

Luego el trabajo realizado por el sistema sería menor que en el caso anterior (debido a que el émbolo alcanza el equilibrio antes).

**Ejemplo 2.** Un gas en un recipiente está a una presión de 1.5 atm y a un volumen 4 m<sup>3</sup>. ¿Cuál es el trabajo realizado por el gas cuando:

- (a) se expande a una presión constante hasta el doble de su volumen inicial, y  
(b) se comprime a presión constante hasta un cuarto de su volumen inicial?

Pónganse los resultados en unidades del sistema internacional

*Solución*

Los datos que conocemos son la presión y el volumen que ponemos en distintas unidades para usar las que queramos

$$p_i = 1,5 \text{ atm} = 1,5 \cancel{\text{atm}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 151987,5 \text{ Pa}$$

$$V_i = 4 \text{ m}^3 = 4 \text{ m}^3 \cdot \frac{1000 L}{1 \text{ m}^3} = 4000 L$$

Veamos ahora cada uno de los apartados

- a) presión constante y volumen final de 8 m<sup>3</sup>

$$\begin{aligned} W_{i \rightarrow f} &= \int_i^f p dV \\ &= p_i \int_i^f dV \\ &= p_i (V_f - V_i) \\ &= 151987,5 (8 - 4) \text{ Pa.m} \\ &= 607950 \text{ J} \end{aligned}$$

- b) presión constante y volumen final de 1 m<sup>3</sup>

$$\begin{aligned} W_{i \rightarrow f} &= \int_i^f p dV \\ &= p_i \int_i^f dV \\ &= p_i (V_f - V_i) \\ &= 151987,5 (1 - 4) \text{ Pa.m} \\ &= 151987,5 (-3) \text{ Pa.m} \\ &= 455962,5 \text{ J} \end{aligned}$$

**Ejemplo 3** Un gas ideal está encerrado en un cilindro. Hay un émbolo móvil en la parte superior del cilindro. El émbolo tiene masa de 8000 g, un área de 5 cm<sup>2</sup> y es libre de moverse hacia arriba o hacia abajo, manteniendo la presión del gas constante. ¿Cuánto trabajo se hace si la temperatura de 0.2 moles de gas se eleva de 20°C a 300°C?

#### Solución

Lo primero que hacemos es calcular la presión que es la fuerza por unidad de superficie, por tanto,

$$P = \frac{F}{S} = \frac{m.g}{S} = \frac{0,8 \cdot 9,8}{5 \cdot 10^{-4}} = 1,586 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

A presión constante el trabajo será

$$W_{i \rightarrow f} = \int_i^f p dV = p_i \int_i^f dV = p_i (V_f - V_i)$$

Y recordando la ecuación de los gases ideales es  $pV = nRT$  por tanto para presión constante quedará que el trabajo es

$$\begin{aligned}
 W_{i \rightarrow f} &= p_i (V_f - V_i) \\
 &= nRT (T_f - T_i) \\
 &= 0,2 \cdot 8,3145 (300 - 20) \\
 &= 465,6 \text{ J}
 \end{aligned}$$

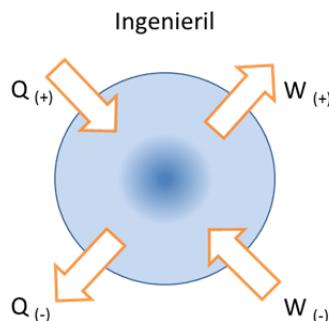
### Primer principio

Para que una máquina térmica pueda realizar un trabajo neto, es necesario que trabaje entre dos focos de calor, un foco caliente del que extraemos calor  $Q_1$  o  $Q_c$  y un foco frío al que cedemos calor  $Q_2$  o  $Q_f$  cuya diferencia  $Q_1 - Q_2 = W_{realizado}$ . Denominamos:

- **Proceso abierto**, cuando no coincide el punto inicial y el final.
- **Proceso cerrado**, cuando el punto inicial coincide con el final.

Todo sistema termodinámico posee una energía interna de la que no se conoce su valor pero sí podemos conocer la variación que puede sufrir. Si tenemos un sistema como el de la figura:

Aplicando el primer principio de la termodinámica a un sistema cualquiera.



$$\Delta U_{(+)} = Q_{(+)} - W_{(+)} = Q - W$$

### Magnitudes y unidades

$U$  = Energía interna en Julios (**J**)

$Q$  = Calor cedido o absorbido en Julios (**J**)

$W$  = Trabajo realizado o absorbido en Julios (**J**)

## Proceso reversible e irreversible

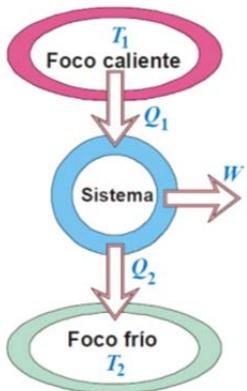
Es aquel en el que realizando un cambio pequeño en el ambiente podemos hacer que recorra su trayectoria inversa. Normalmente, se denominan procesos reversibles a aquellos que hacen evolucionar a un sistema termodinámico desde un estado de equilibrio inicial a otro nuevo estado de equilibrio final a través de infinitos estados de equilibrio.

De una manera simplificada, se puede decir que un proceso reversible es aquel proceso que, después de ser llevado de un estado inicial a uno final, puede retomar sus propiedades originales.

El concepto de irreversibilidad se aplica a aquellos procesos que, como la entropía (ya lo veremos más adelante), no son reversibles en el tiempo. Desde esta perspectiva termodinámica, todos los procesos naturales son irreversibles.

## Ciclos termodinámicos

### Motor térmico



Es aquel que realiza un trabajo al pasar calor desde un foco caliente a otro frío.

$$T_1 > T_2$$

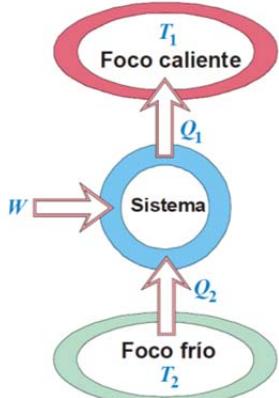
Al realizar un ciclo  $\Delta U = 0$  (recordemos que es una función de estado)

$$\Delta U_{(+)} = -W_{(+)} + Q_{1(+)} - Q_{2(-)} \Rightarrow 0 = -W + Q_1 - Q_2 \Rightarrow W = Q_1 - Q_2$$

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1} \quad \text{siempre menor de 1}$$

### Máquina frigorífica

Recibe trabajo para pasar calor desde un foco frío a otro caliente.



Al realizar un ciclo  $\Delta U = 0$  (recordemos que es una función de estado)

$$\Delta U = -(-W_{(-)}) - Q_{1(-)} + Q_{2(+)} \Rightarrow 0 = W - Q_1 + Q_2 \Rightarrow W = Q_1 - Q_2$$

Económicamente hablando, el mejor ciclo de refrigeración es aquel que extrae la mayor cantidad de calor ( $Q_2$ ) del foco frío ( $T_2$ ) con el menor trabajo ( $W$ ). Por ello, se define la eficiencia o COP<sup>2</sup> (que no es lo mismo que rendimiento) de una máquina frigorífica como el cociente  $Q_2/W$

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

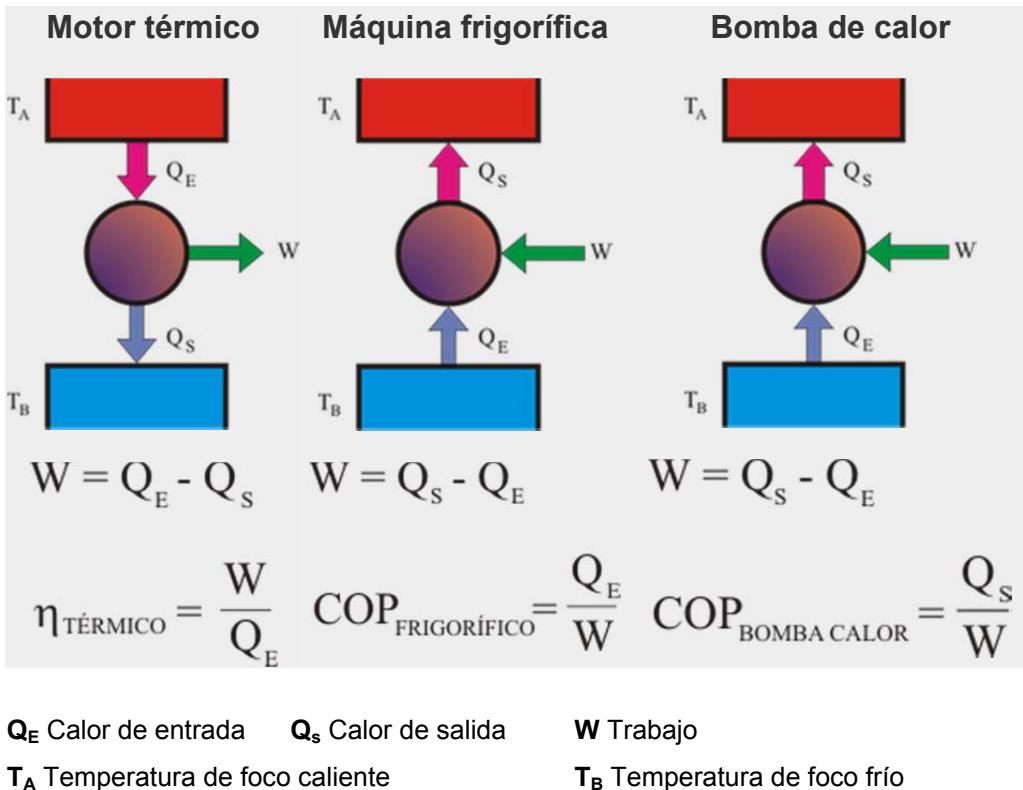
Es un término referido a la máquina frigorífica, similar en concepto al rendimiento pero, con la particularidad de que puede ser mayor que uno.

### Bomba de calor

Es una máquina frigorífica que extrae calor del exterior y lo cede a una habitación calentándola o viceversa; puede tener la eficiencia mayor que 1.

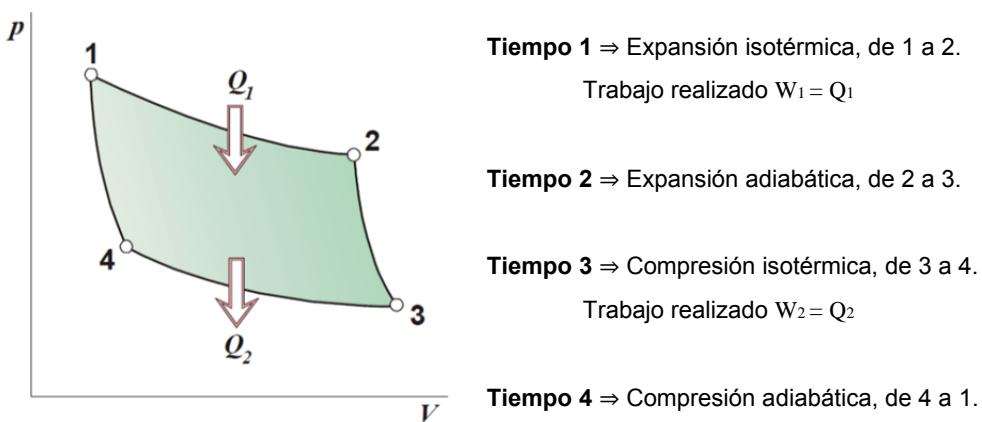
Veamos en el siguiente esquema comparativo

<sup>2</sup> Coefficient Of Performance (en inglés Coeficiente De Rendimiento)



### Ciclo de Carnot

Este ciclo fue ideado por el francés Sadi Carnot en 1824 para analizar el elevado rendimiento de las locomotoras británicas. El llamado motor de Carnot trabaja cuando le damos una cantidad de calor  $Q_1$  desde una fuente a alta temperatura y le eliminamos un calor  $Q_2$  hacia otra fuente a baja temperatura, produciendo un trabajo  $W$ . Es un ciclo teórico y reversible.



El rendimiento viene definido, como en todo proceso cíclico, por :

$$\eta = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1} = 1 - \frac{Q_2}{Q_1}$$

o también se puede expresar el rendimiento de una máquina de Carnot por la temperatura del foco frío  $T_2$  y del foco caliente  $T_1$ . (recordar que las temperaturas se expresan en Kelvin)

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

y de esta expresión se deducen dos consecuencias:

1. El rendimiento de Carnot sólo depende de las temperaturas máxima y mínima que se alcanzan en el ciclo.
2. El rendimiento es tanto mayor cuanto más elevada es la temperatura alta y cuanto menor es la temperatura baja, o lo que es lo mismo, cuanto mayor sea la diferencia entre las temperaturas del foco caliente  $T_1$  y el foco frío  $T_2$ .

## Principios de motores térmicos

Los motores térmicos son aquellos que transforman la energía térmica en mecánica. Los podemos clasificar en dos grandes grupos, los de *combustión externa* realizan la combustión de una manera continua fuera del propio motor, como por ejemplo la antigua máquina de vapor y las actuales centrales térmicas; los de *combustión interna* realizan la combustión dentro de la propia máquina, como por ejemplo el motor Otto, motor Diesel, motor rotativo y turbina de gas.

En todos los motores de este tipo se precisa un comburente, normalmente oxígeno del aire, y un combustible que puede ser líquido: gasolina, gasoil, alcohol o aceite vegetal, gaseoso: butano, propano, metano, etc. y sólido: carbón, uranio, etc.

También puede hacerse una clasificación de los motores de combustión interna en función del número de carreras necesarias o *tiempos* para completar un ciclo. Así tenemos los motores de dos tiempos (2T) y los de cuatro tiempos (4T).

### Ciclo ideal Otto

Nicolaus Otto fue un ingeniero alemán que, a mediados del siglo XIX, diseñó el motor que lleva su nombre y, aunque en nuestro país es más conocido como el motor de gasolina de cuatro tiempos, pueden utilizarse otros combustibles como alcohol, butano, propano, etc.

#### Tiempos del motor Otto

- **Tiempo 1º Admisión. (Transformación isobara 0 - 1):** en este momento, el pistón se encuentra en el PMS, se abre la válvula de admisión, se inicia el descenso del pistón hacia el PMI, entrando en el cilindro comburente más combustible mezclados.
- **Tiempo 2º Compresión. (Transformación adiabática 1 - 2):** cuando el pistón llega al PMI se cierra la válvula de admisión y el pistón inicia su ascenso hasta el PMS comprimiendo la mezcla, a expensas de un trabajo negativo  $W_1$ . Al ser la transformación adiabática no hay transferencia de calor.
- **Tiempo 3º Combustión – expansión. (Transformación isócora 2 - 3 y adiabática 3 - 4):** cuando el pistón se encuentra próximo al PMS, se produce una chispa en la bujía, inflamando la mezcla y aumentando considerablemente la presión dentro del cilindro ( $Q$ , es el calor generado en la combustión). En este momento se inicia la única carrera útil del ciclo haciendo que el pistón pase desde el PMS al PMI.

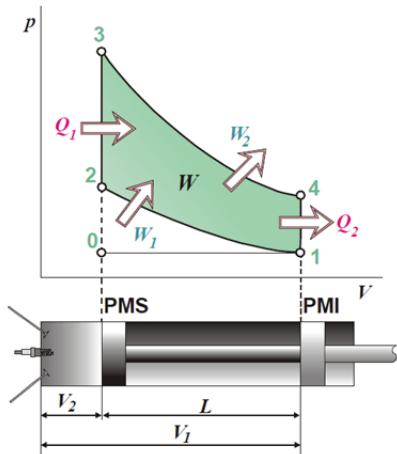
En la expansión se genera el trabajo positivo  $W_2$ .

- **Tiempo 4º Expulsión o escape. (Transformación isócora 4 - 1 y isobara 1-0):** cuando llegue de nuevo al PMI se abre la válvula de escape provocando la evacuación de los gases quemados a la atmósfera, el resto de los gases son expulsados por el pistón en su ascenso al PMS. Cuando llega al PMS se cierra la válvula de escape y se abre la de admisión iniciándose un nuevo ciclo con el descenso del pistón.

El trabajo neto  $W$ , producido en el ciclo

$$W = W_2 - W_1$$

### Ciclo termodinámico de Otto<sup>3</sup>



**Transformación 0-1 y 1-0** ⇒ Isobara a presión atmosférica.

**Transformación 1-2** ⇒ Adiabática ( $Q = 0$ )

**Transformación 2-3** ⇒ Isocora ( $V = \text{cte}$ )

**Transformación 3-4** ⇒ Adiabática ( $Q = 0$ )

**Transformación 4-1** ⇒ Isocora ( $V = \text{cte}$ )

$Q_1$  ⇒ Calor generado en la combustión.

$Q_2$  ⇒ Calor cedido al ambiente o perdido.

### Análisis termodinámico

Rendimiento teórico ( $\eta_T$ )

Considerando al motor como un sistema cerrado en un cilindro y un ciclo se cumplirá:

$$\eta_T = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - |Q_2|}{Q_1} = 1 - \frac{|Q_2|}{Q_1}$$

Por otra parte, si consideramos a la mezcla de aire más combustible como un gas ideal y estudiamos el trabajo producido en las diferentes transformaciones termodinámicas, obtendríamos la siguiente ecuación:

$$\eta_T = 1 - \frac{1}{\varepsilon^{\gamma-1}}$$

$$\varepsilon = R_c = \frac{V_1}{V_2}$$

Ecuación conocida como *relación de compresión*

$V_1 = V_T$  = Volumen total del cilindro, se obtiene cuando el pistón se encuentra en el PMI.

$V_2 = V_c$  = Volumen de la cámara de combustión, es el volumen del cilindro que queda cuando el pistón se encuentra en el PMS. Ver figura anterior.

### Ciclo ideal diésel

Rudolf Diesel fue un ingeniero alemán que, a finales del siglo XIX, diseñó el motor que lleva su nombre y, aunque en nuestro país es más conocido como motor de gasoil de cuatro tiempos, pueden utilizarse otros combustibles como aceites ligeros de origen aceite mineral o vegetal como el aceite de girasol.

### Tiempos del motor Diésel

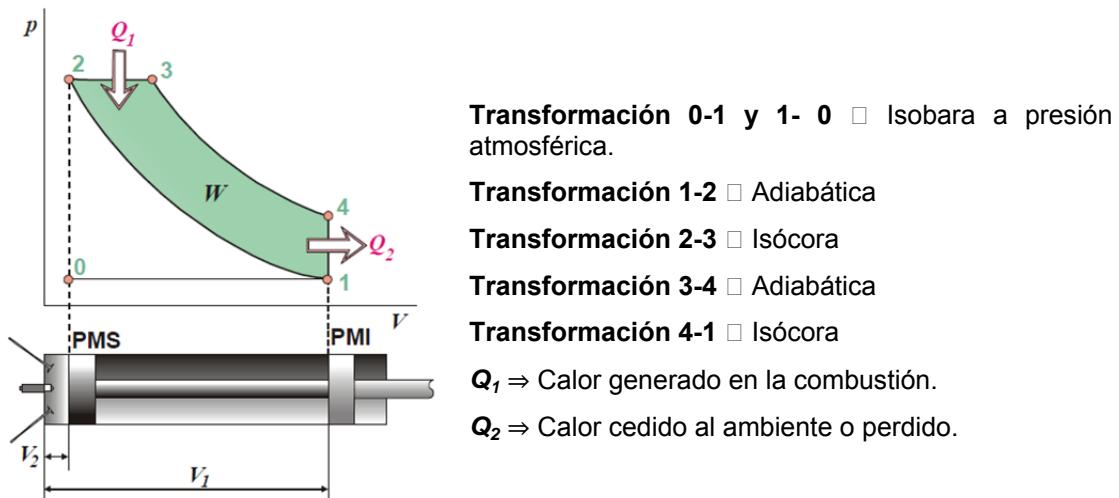
<sup>3</sup> PMS (Punto Muerto Superior). Indica la máxima altura que puede alcanzar el pistón.

PMI (Punto Muerto Inferior). Indica la mínima altura que puede alcanzar el pistón.

CARRERA ( $L$ ): distancia que puede recorrer el pistón, es decir, distancia que hay entre el PMS y el PMI.

- **Tiempo 1º Admisión. (Transformación isobara 0 - 1):** en este momento, el pistón se encuentra en el PMS, se abre la válvula de admisión, se inicia el descenso del pistón hacia el PMI, entrando en el cilindro sólo comburente (aire).
- **Tiempo 2º Compresión. (Transformación adiabática 1 - 2):** cuando el pistón llega al PMI se cierra la válvula de admisión y el pistón inicia su ascenso hasta el PMS comprimiendo considerablemente al aire. Esta compresión eleva la temperatura del aire.
- **Tiempo 3º Combustión – expansión. (Transformación isobárica 2 - 3 y adiabática 3 - 4):** cuando el pistón se encuentra próximo al PMS, por el inyector, se introduce el combustible a gran presión, produciéndose una explosión como consecuencia del calor desprendido en el roce del aire con el combustible, aumentando considerablemente la presión dentro del cilindro. En este momento se inicia la única carrera útil del ciclo haciendo que el pistón pase desde el PMS al PMI.
- **Tiempo 4º Expulsión o escape. (Transformación isócora 4 - 1 y isobara 1 - 0):** cuando el pistón llegue de nuevo al PMI se abre la válvula de escape provocando la evacuación de los gases quemados a la atmósfera. El resto de los gases son expulsados por el pistón en su ascenso al PMS. Cuando llega al PMS se cierra la válvula de escape y se abre la de admisión iniciándose un nuevo ciclo con el descenso del pistón.

### Ciclo termodinámico de Diesel



### Análisis termodinámico

#### Rendimiento teórico ( $\eta_T$ )

Considerando al motor como un sistema cerrado, en un cilindro y un ciclo se cumplirá:

$$\eta_T = \frac{W}{Q_1} = \frac{Q_1 - |Q_2|}{Q_1} = 1 - \frac{|Q_2|}{Q_1}$$

Por otra parte, si consideramos al aire como un gas ideal y estudiamos el trabajo producido en las diferentes transformaciones termodinámicas, obtendríamos la siguiente ecuación:

$$\eta_T = 1 - \frac{1}{\gamma} \cdot \frac{1}{\varepsilon^{\gamma-1}} \cdot \frac{\tau^\gamma - 1}{\tau - 1}$$

donde

$$\varepsilon = R_c = \frac{V_1}{V_2} \quad \text{Ecuación conocida como } \textit{relación de compresión}$$

Relación de combustión a presión constante —

= Coeficiente adiabático.

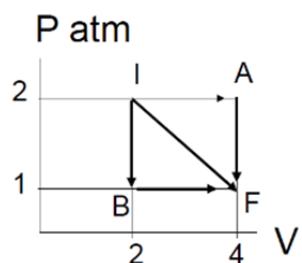
$V_1$  = Volumen total del cilindro, se obtiene cuando el pistón se encuentra en el PMI.

$V_2$  = Volumen de la cámara de combustión, es el volumen del cilindro que queda cuando el pistón se encuentra en el PMS; ver figura anterior.

Existen más ciclos que se utilizan industrialmente como son

- **Ciclo Rankine**. Es un ciclo que opera con vapor, y es el que se utiliza en las centrales termoeléctricas
- **Ciclo Brayton** Este es un ciclo con aire, que es ampliamente utilizado en los motores de reacción de los aviones, y en todas aquellas centrales termoeléctricas que no operan con vapor de agua.

**Ejemplo 4** Un gas se expande desde I a F por tres posibles trayectorias como se indica en la figura. Calcule el trabajo realizado por el gas a lo largo de las trayectorias IAF, IF y IBF. (Las presiones están en atmósferas y los volúmenes en litros)



Solución

a)

$$\begin{aligned} W_{IAF} &= \int_i^f pdV = 2 \times (4 - 2) = 4 \text{ atm} \\ &= 4 \times 101.33 \text{ J} \\ &= 405.32 \text{ J} \end{aligned}$$

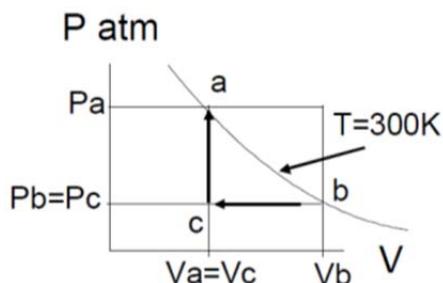
b)

$$\begin{aligned} W_{IF} &= \int_i^f pdV = 2 \times 1 + \frac{1}{2}1 \times 2 = 3 \text{ atm} \\ &= 304 \text{ J} \end{aligned}$$

c)

$$\begin{aligned} W_{IBF} &= \int_i^f pdV = 2 \times 1 = 2 \text{ atm} \\ &= 202.7 \text{ J} \end{aligned}$$

**Ejemplo 5** Una muestra de un gas ideal de 1 mol se lleva a través de un proceso termodinámico cíclico, como se muestra en la figura. El ciclo consta de tres Partes - una expansión isotérmica (a - b), una compresión isobárica (b - c) y un aumento de la presión a volumen constante (c - a). Si  $T = 300 \text{ K}$ ,  $P_a = 5 \text{ atm}$ ,  $P_b = P_c = 1 \text{ atm}$ , determine el trabajo realizado por el gas durante el ciclo. (Las presiones están en atmósferas y los volúmenes en litros)



*Solución*

Para una expansión isotérmica

$$\begin{aligned} W_{i \rightarrow f} &= \int_i^f pdV = \int_i^f \frac{nRT}{V} dV \\ &= nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \\ &= nRT \ln \frac{P_i}{P_f} \end{aligned}$$

Además en este caso al trabajo de la expansión isoterma habría que sumarle también el trabajo de la compresión isobárica, y así tendremos

$$\begin{aligned} W &= nRT \ln \frac{P_a}{P_b} + P_b(V_c - V_b) \\ &= nRT \ln \frac{P_a}{P_b} + P_b \left( \frac{nRT}{P_a} - \frac{nRT}{P_b} \right) \\ &= RT \left( \ln 5 + \frac{1}{5} - \frac{1}{1} \right) \\ &= 19.9 \text{ J/atm} \\ &= 2017.5 \text{ J} \end{aligned}$$