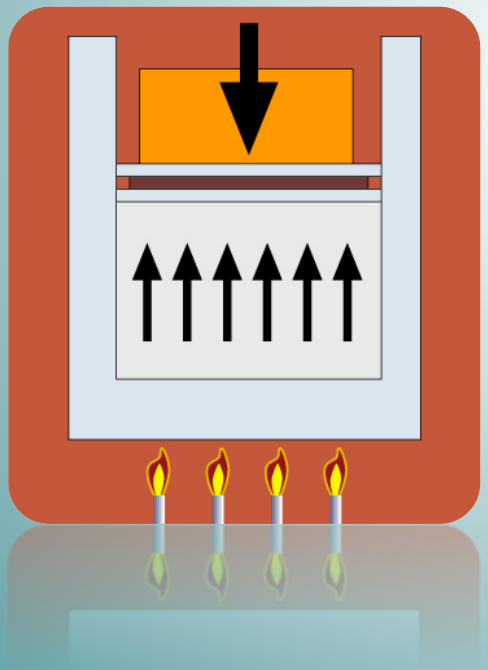
Termodinámica y Termotecnia

Tema 02. Primer Principio de la Termodinámica



Inmaculada Fernández Diego

Severiano F. Pérez Remesal

Carlos J. Renedo Estébanez

Dpto. de Ingeniería Eléctrica y Energética

Este tema se publica bajo Licencia:

Creative Commons BY-NC-SA 3.0

T 02.- Primer Principio de la Termodinámica

Objetivos:

En este tema se exponen las relaciones termodinámicas existentes entre las propiedades de un sistema, así como los diagramas característicos que se utilizan para su representación

T 02.- PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA

1.- Energía interna y calor

2.- Trabajo

3.- Expresión del Primer Principio

4.- Trabajo en sistemas cerrados

5.- Primer Principio en sistemas abiertos

6.- Irreversibilidad mecánica. Procesos equivalentes

7.- Signo del calor y el trabajo

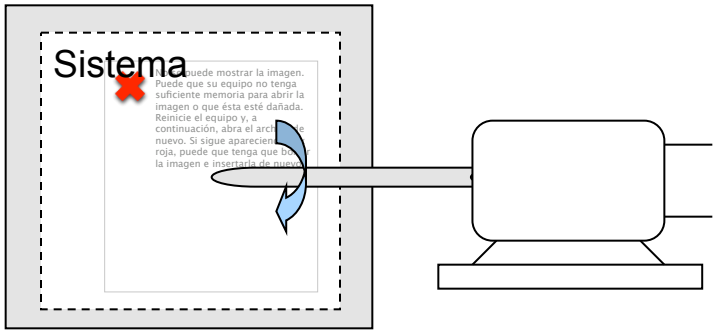
8.- Ley de Joule

9.- Capacidades Caloríficas

1.- Energía Interna y Calor (I)

La ***Energía Interna*, *U*,** es una propiedad extensiva (J), lo habitual es referirla a su valor específico, *u*, (*u* = *U* / *M* [J/kg])

$$U = E_{\text{Enlaces Quimicos}} + E_{\text{Cinética Molecular (traslación y rotación)}}$$ { E microscópica, de las moléculas



Si se agita el aire y se espera al equilibrio, no cambian ni la E_c ni la E_p del sistema (el sistema, macroscópico, está en el mismo sitio)

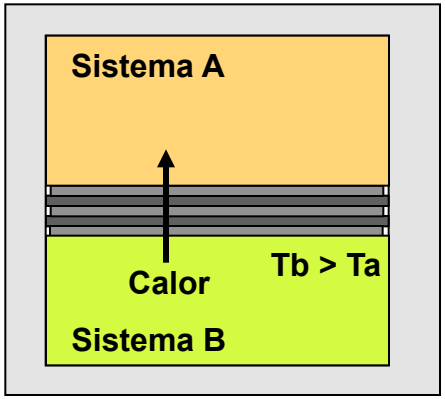
Pero el sistema incrementa su *E*, en forma de *U* (microscópico)

U se puede expresar en función de otras dos propiedades

$$u = f(p,v);\ u = f(p,T);\ u = f(v,T)$$

1.- Energía Interna y Calor (II)

El ***Calor*** es una forma de energía. Se transfiere por la diferencia de Tª



El calor introducido en un sistema pasa a ser energía interna (aumenta la actividad molecular)

Es positivo cuando es recibido, y negativo cuando es cedido

El Calor proviene del efecto microscópico de los sistemas

Cuando las moléculas más activas (mayor T) chocan con las menos activas (menor T) y las transmiten energía en forma de calor

El calor se puede expresar por unidad de masa

$$q = \frac{Q}{M}$$

Intensiva

Extensiva

[1 Cal = 4,187 J]

[1 J = 0,2388 Cal]

1.- Energía Interna y Calor (III)

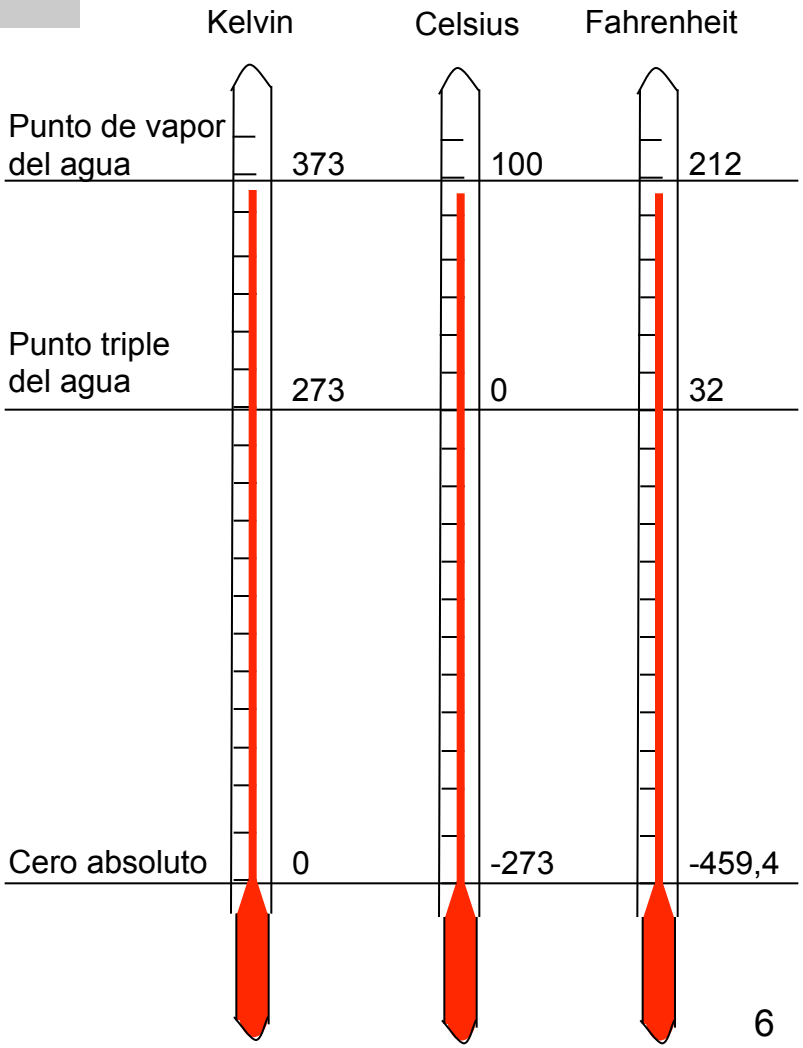
Existen diferentes escalas de T

En Termodinámica la Kelvin

$$K = {}^{o}C + 273$$

$$K = (F - 32)\frac{5}{9} + 273$$

$$\begin{cases} F = 32 + \frac{9}{5}\,{}^{o}C \\ {}^{o}C = (F - 32)\frac{5}{9} \end{cases}$$



2.- Trabajo (I)

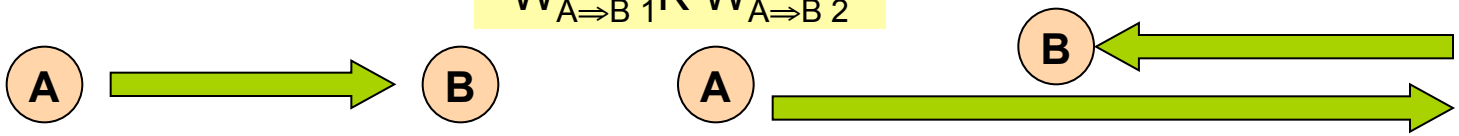
El **Trabajo, *W*,** desde el punto de vista mecánico es el producto de una fuerza por la distancia recorrida en la dirección de la fuerza

$$W = F\ L \quad [N\,m = Julio]$$

En Termodinámica un sistema realiza Trabajo si se expande o comprime la frontera del sistema, podría haber desplazado una masa

No es una propiedad, el *W* realizado no depende de las propiedades el pto, sino del camino recorrido entre dos ptos

$$W_{A\Rightarrow B\ 1} K\ W_{A\Rightarrow B\ 2}$$



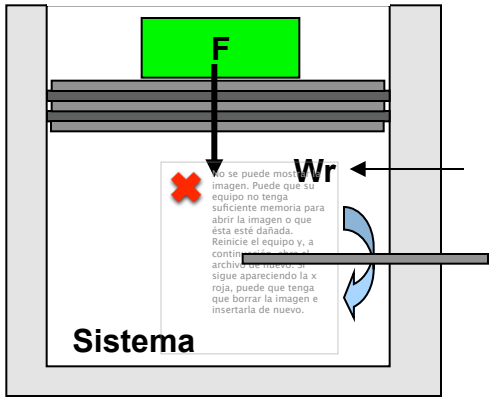
La ***Potencia*** es la velocidad con la que se transfiere energía mediante *W*

$$Pot = \frac{W}{t} \quad \left[\frac{J}{s} = watio\right]$$

2.- Trabajo (II)

El ***Trabajo de Rozamiento*****,** o rozamiento interno, W_r (rozamiento entre las partículas del propio sistema), sólo produce calentamiento al ser aplicado a un sistema

A diferencia del calor, W_r siempre es aportado al sistema, no puede ser extraído



3.- Expresión del Primer Principio (I)

El *PPT* es la *Ley de la Conservación de la Energía*

Originariamente se formuló para ciclos Termodinámicos como:

El calor recibido por un ciclo es igual al trabajo desarrollado en él

$$\text{En un ciclo}: \sum W = \sum Q$$

Aplicado a un Proceso: $\Delta E = (E_2 - E_1) = Q_{1-2} - W_{1-2}$

Siendo ***E*** la energía del sistema, propiedad extensiva

$$E = E_{cinética} + E_{potencial} + U$$

Macroscópico | Microscópico

Aplicado a un Sistema Aislado ($Q = W = 0$):

$$E_2 = E_1$$

3.- Expresión del Primer Principio (II)

El *PPT* es la *Ley de la Conservación de la Energía*

La energía interna final de un sistema, U_2, es igual a la inicial, U_1, más el calor aportado $Q_{1\text{-}2}$, menos el trabajo realizado contra la presión externa, W_{ext}

$$\Delta E = (E_2 - E_1) = Q_{1-2} - W_{1-2}$$

$$E = E_{cinética} + E_{potencial} + U$$

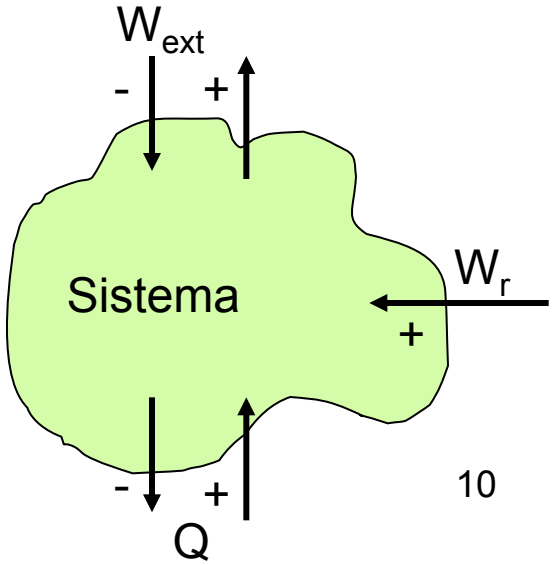
$$\Delta E = \Delta E_{cinética} + \Delta E_{potencial} + \Delta U = \Delta Q - \Delta W$$

$$U_2 = U_1 + Q - W_{ext}$$

$$u_2 = u_1 + q - w_{ext}$$

Despreciando las variaciones de Ec y Ep

- Tanto *Q* como W_{ext} modifican la *U* de un sistema
- *Q* es positivo cuando es recibido
  (negativo cuando es extraído)
- W_{ext} es positivo cuando es de expansión (cedido)
  (negativo cuando es de compresión)



4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (I)

El equilibrio o régimen permanente se logra cuando las propiedades de toda la masa del sistema tienen el mismo valor

El *Trabajo Exterior*, W_{ext}, es el que el exterior recibe/cede al sistema

El *Trabajo Interior*, W_{int}, es el que el sistema recibe/cede

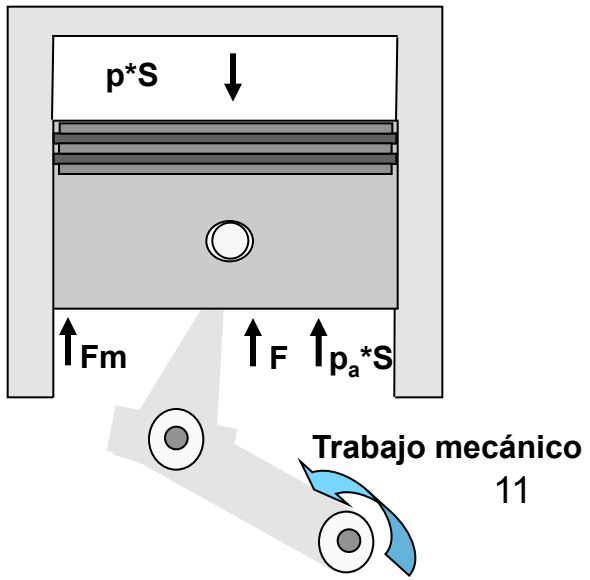
(igual signo que W_{ext}, + cedido por el sistema, - absorbido por el sistema)

En expansiones o compresiones resistidas los dos *W* son "iguales", pero aparece un trabajo de rozamiento interno, W_r

$$W_{ext} = W_{int} - |W_r|$$

$W_{Cedido} \Rightarrow (W_{int} > W_{ext})$ $\quad 9 = 10 - |1|$

$W_{Absorbido} \Rightarrow W_{int} < W_{ext})$ $\quad -10 = -9 - |1|$



4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (II)

W_r siempre es positivo

W_{int} *y* W_{ext} son positivos cuando son de expansión y negativos cuando son de compresión

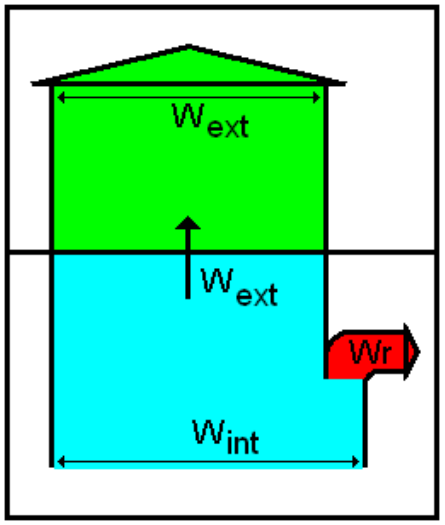
Expansión

$$W_{ext} = W_{int} - |W_r|$$

$$[+] = [+] - [+]$$

$$W_{ext} = 10 - 2$$

$$|W_{ext}| < |W_{int}|$$



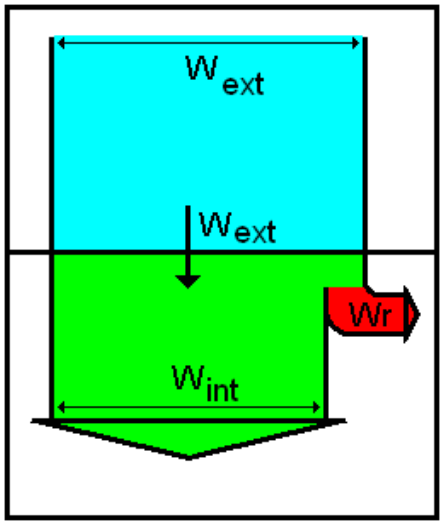
Compresión

$$W_{ext} = W_{int} - |W_r|$$

$$[-] = [-] - [+]$$

$$-W_{ext} = -10 - 2$$

$$|W_{ext}| > |W_{int}|$$



$$U_2 = U_1 + Q - W_{ext}$$

$$W_{ext} = W_{int} - |W_r|$$

$$Q + |W_r| = U_2 - U_1 + W_{int}$$

$$q + |w_r| = u_2 - u_1 + w_{int}$$

P.P.T f(W_{int})

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (III)

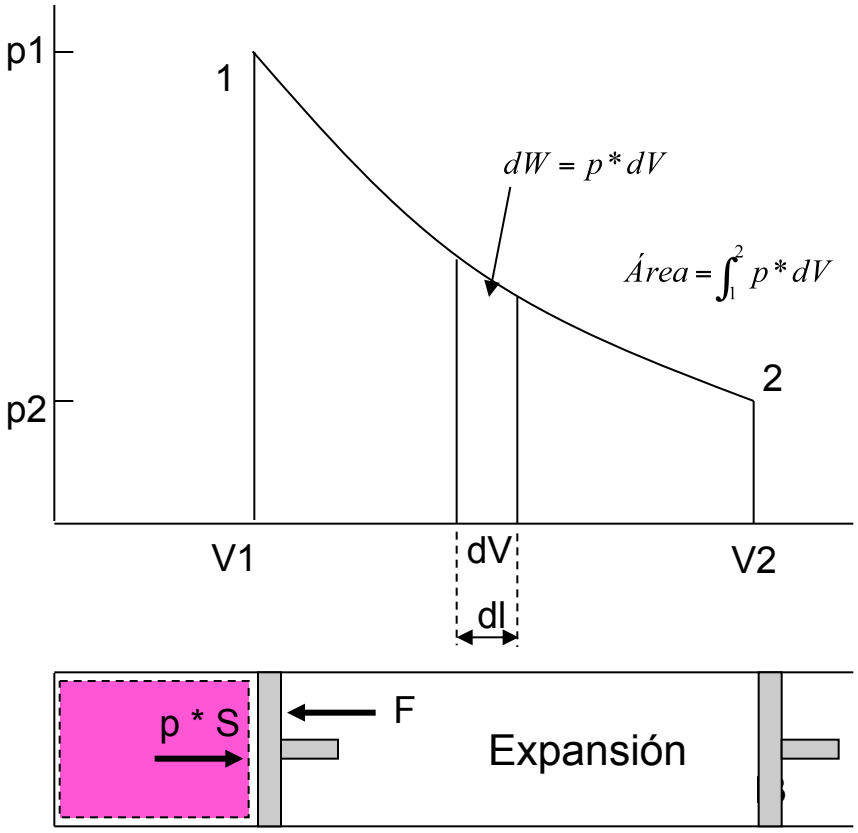
$$\left.\begin{array}{l} W_{int} = F\ l \\ F = p\ S \end{array}\right\} \quad dW_{int} = (pS)\,dl = p\,dV$$

$$W_{int} = \int_1^2 p\,dV \qquad \left[\times \frac{1}{M}\right]$$

$$w_{int} = \int_1^2 p\,dv$$

- ***El Trabajo de una Expansión*** **(I → II):**
  d*v* es positivo ⇒ *W* > 0
- ***El Trabajo de una Compresión*** **(II → I):**
  d*v* es negativo ⇒ *W* < 0

En un **diagrama *p-v*,** está limitado por el área bajo la curva
(⇒ importa la transformación realizada)



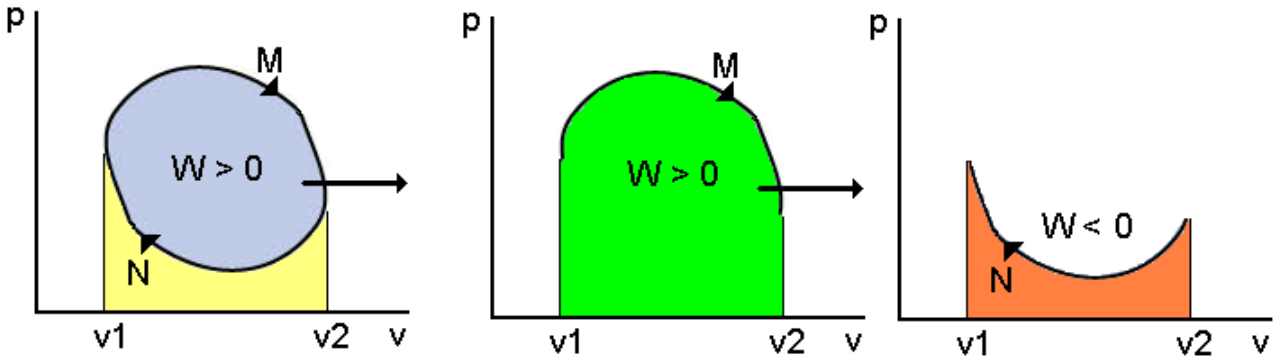
4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (IV)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

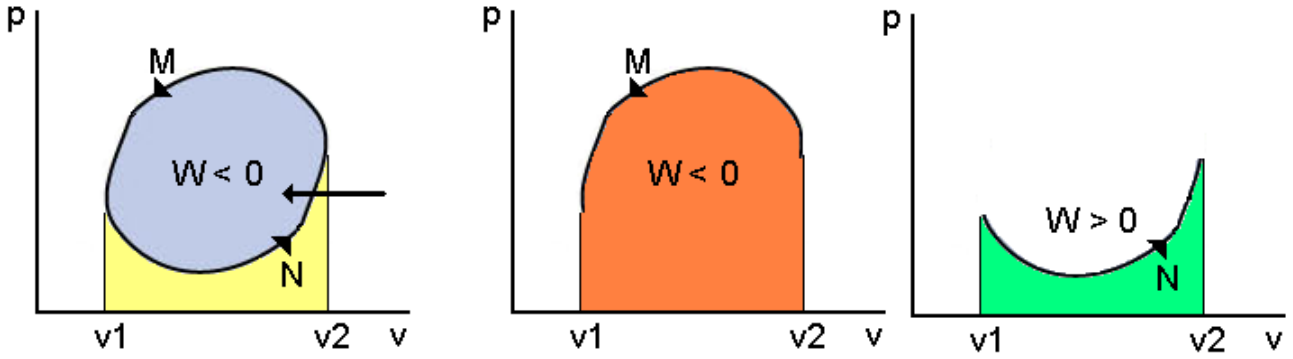
En un ciclo el trabajo es el área encerrado

- + si el sentido es horario (*expansión*)
- - si es antihorario (*compresión*)

Ciclos de potencia



Ciclos de refrigeración



4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (V)

$$\left.\begin{aligned} w_{int} &= \int_1^2 p\,dv \\ q + |w_r| &= u_2 - u_1 + w_{int} \end{aligned}\right\}$$

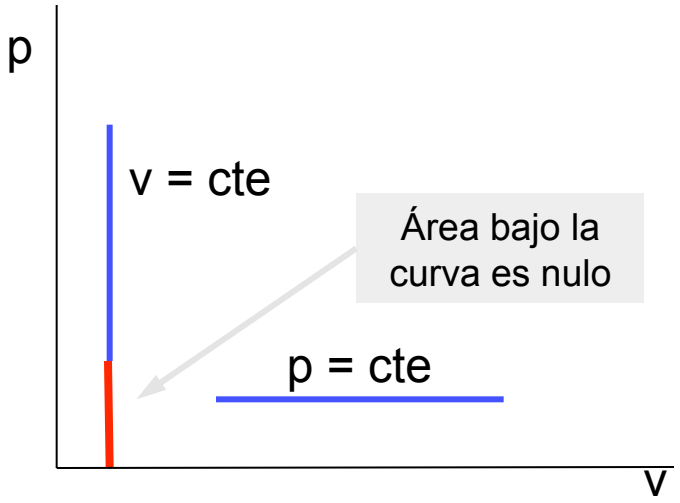
$$q + |w_r| = u_2 - u_1 + \int_1^2 p\,dv$$

$$dq + |dw_r| = du + p\,dv$$

Adiabática: ($Q = W_r = 0$) $\quad u_2 - u_1 + \int_{p_1}^{p_2} p\,dv = 0 \quad du + p\,dv = 0$

–*Si la* ***expansión es isócora,*** *(v = cte)*:

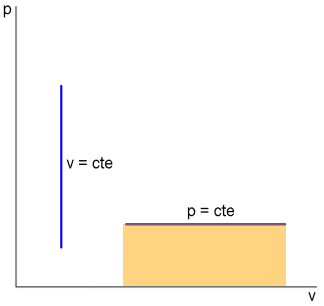
$$w_{int} = \int_1^2 p\,dv = 0 \qquad w_{int} = 0$$



4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (VI)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

–*Si la **expansión es isobara** (p = cte):* $w_{int} = p\,(v_2 - v_1)$



En un ***gas perfecto***: $w_{int} = R\,(T_2 - T_1)$

$p\,v = R\,T$

–*Si la **expansión**, para un **gas perfecto** es **isoterma** (Tª = cte, p v = cte):*

$$w_{int} = R\,T\,\ln\left(\frac{v_2}{v_1}\right)$$

Expresado en función de ***p***:

$p\,v = R\,T$

$$w_{int} = R\,T\,\ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right)$$

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (VII)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

–*Si la **expansión** es **adiabática** se tiene que:* $p\, v^{\gamma} = cte$

$$w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{\gamma - 1}$$

* γ es el exponente adiabático, [T1]
  - 1,66 en gases monoatómicos
  - 1,40 en gases biatómicos
  - 1,33 en gases triatómicos

En un ***gas perfecto***: $p\, v^{\gamma} = cte$ $p\, v = R\, T$

$$w_{int} = \frac{R\,(T_1 - T_2)}{\gamma - 1}$$

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (VIII)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

– *Si la **expansión** es **politrópica*** $p\, v^n = cte$

* *n* es el exponente politrópico

sirven las mismas expresiones que en la adiabática sustituyendo γ por *n*

$$w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{\gamma - 1} \rightarrow w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{n - 1}$$

En un ***gas perfecto***: $$w_{int} = \frac{R(T_1 - T_2)}{\gamma - 1} \rightarrow w_{int} = \frac{R(T_1 - T_2)}{n - 1}$$

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (VIII)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

– *Si la **expansión** es **politrópica***

$$w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{n-1}$$

En un ***gas perfecto***: $$w_{int} = \frac{R(T_1 - T_2)}{n-1}$$

- Isócora, n = ± ∞ $w_{int} = 0$
- Isóbaras, n = 0 $$w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{n-1} = p\frac{v_1 - v_2}{-1} = p(v_2 - v_1)$$

$p\, v = R\, T$ $\quad w_{int} = R(T_2 - T_1)$

- Isoterma, n =1 $$w_{int} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{n-1} = \frac{p_1 v_1 - p_2 v_2}{1-1} =$$

$p\, v = cte$

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv = \int_1^2 \frac{R\,T}{v}\, dv = R\,T\left[\ln v\right]_{v_1}^{v_2}$$

$$w_{int} = R\,T \ln\left(\frac{v_2}{v_1}\right)$$

$$w_{int} = R\,T \ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right)$$

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (IX)

$$w_{int} = \int_1^2 p\, dv$$

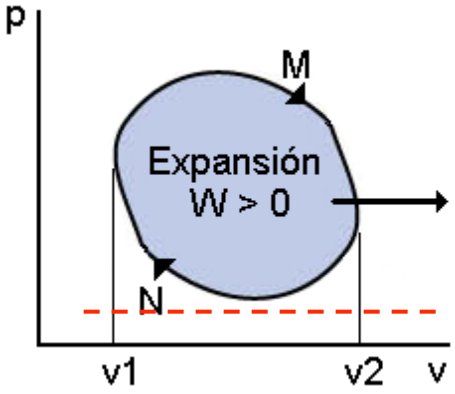
La p_{atm}, p_a, es capaz de desarrollar un trabajo W_a
En un ciclo queda anulado

$$w_a = p_a(v_2 - v_1)$$

En un sistema cerrado el *Trabajo Externo Neto* o *Trabajo Util*, W_u, es el que se produce por las *presiones relativas,* ya que la p_{atm} siempre está presente en el exterior

$$w_u = \left[\int_1^2 (p - p_a)\, dv\right] - |w_r|$$

$$w_u = w_{ext} - w_a$$



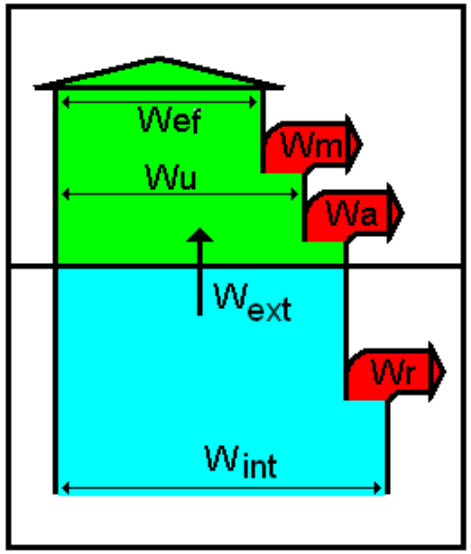
- *Desplazar el eje de presión no varía el área encerrada en un ciclo*
  W_a en la expansión (>0) contrarresta W_a en la compresión (<0)

4.- Trabajo en Sistemas Cerrados (X)

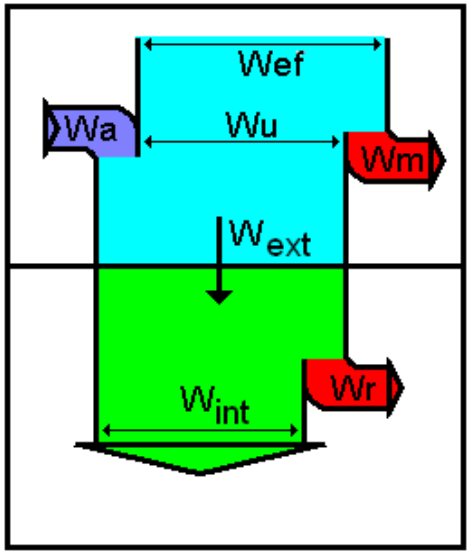
Parte del trabajo útil se destruye en ***Rozamientos Mecánicos***, W_m, dando lugar al ***Trabajo Efectivo***, W_{ef}.

$$W_{ef} = W_{ext} - W_a - W_m \quad \xrightarrow{W_u = W_{ext} - W_a} \quad W_{ef} = W_u - W_m$$

Expansión

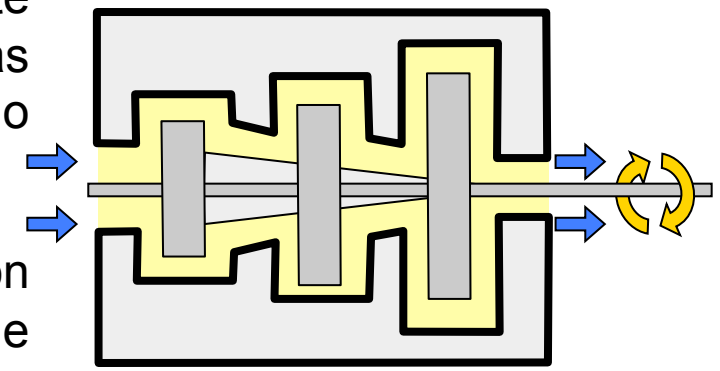


Compresión



5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (I)

El estado de equilibrio o régimen permanente en un sistema abierto, se logra cuando las propiedades en cada sección tienen el mismo valor a lo largo del tiempo



La ***Energía de un Flujo***, ***E***, en una sección transversal es la suma de sus energías, que expresado por unidad de masa, ε, resulta:

$$\varepsilon = u + \frac{c^2}{2} + p\,v + g\,z$$

- Energía interna, *u*
- Energía cinética: $c^2/2$, c es la velocidad
- Energía de presión: *p v*
- Energía potencial: *g z,* z es la altura (sistema real ≈ 0)

La ***Entalpía***, ***H*** [J], es la magnitud de un cuerpo que suma la energía interna y el producto del volumen por la presión, es la cantidad de energía que un sistema puede intercambiar con su entorno

$$h = u + p\,v \quad \left[\frac{kJ}{kg}\right]$$

Es una propiedad extensiva, depende de la masa $h = \frac{H\,[kJ]}{M\,[kg]}$

5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (II)

Si la energía potencial es despreciable

$$\varepsilon = u + \frac{c^2}{2} + p\,v + g\,z$$

$$h = u + p\,v$$

$$\varepsilon = h + \frac{c^2}{2}$$

Entalpía / M

$E_{Cinética}$ / M

El Primer Principio se puede expresar en función de la Entalpía como:

$$h = u + p\,v$$

$$dh = du + (dp\,v + p\,dv)$$

$$du + p\,dv = dh - v\,dp$$

PPT $\quad u_2 = u_1 + q - w_{ext}$

$$q + |w_r| = u_2 - u_1 + \int_1^2 p\,dv$$

$$dq + |dw_r| = du + p\,dv$$

$$dq + |dw_r| = dh - v\,dp$$

$$q + |w_r| = h_2 - h_1 - \int_1^2 v\,dp$$

P.P.T f(h)

5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (III)

El trabajo que atraviesa un sistema abierto se le llama ***Trabajo Técnico***, W_t, o Trabajo cedido en el Eje

$$\varepsilon_1 + q - w_t = \varepsilon_2 \rightarrow q = \varepsilon_2 - \varepsilon_1 + w_t$$

$$\varepsilon = h + \frac{c^2}{2}$$

$$q = \left(h_2 - h_1 + \frac{c_2^{\,2} - c_1^{\,2}}{2} \right) + w_t$$

P.P.T Sist. Ab.

$$\frac{\partial}{\partial x}\left(\frac{x^2}{2}\right) = \frac{2x}{2} = x$$

$$dq = dh + c\,dc + dw_t$$

Para calcular el W_t:

$$q = h_2 - h_1 + \frac{c_2^{\,2} - c_1^{\,2}}{2} + w_t$$

$$q + |w_r| = h_2 - h_1 - \int_1^2 v\,dp$$

$$q - (h_2 - h_1) = \frac{c_2^{\,2} - c_1^{\,2}}{2} + w_t$$

$$q - (h_2 - h_1) = -|w_r| - \int_1^2 v\,dp$$

$$w_t + \frac{c_2^{\,2} - c_1^{\,2}}{2} = -\int_1^2 v\,dp - |w_r|$$

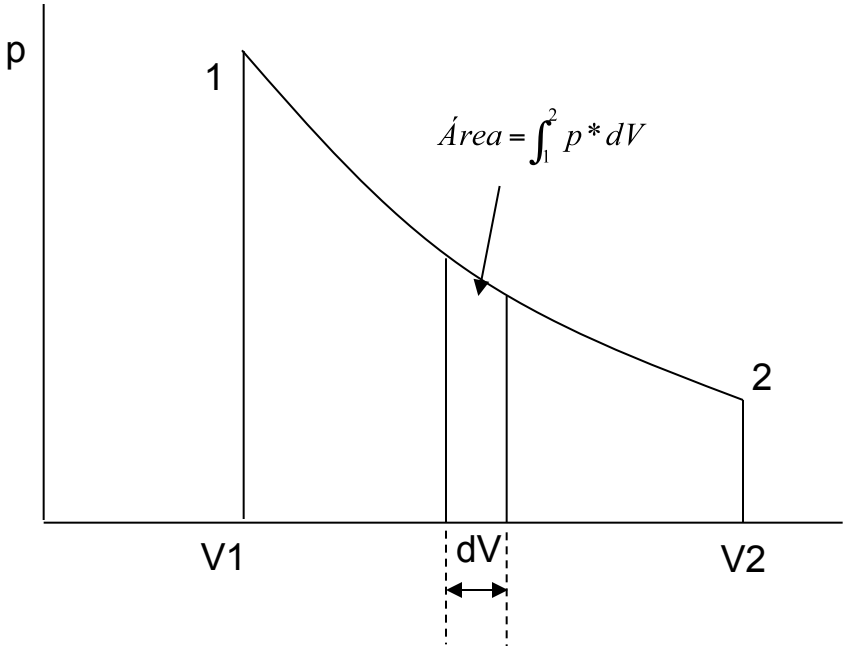
$$w_t = -\frac{c_2^{\,2} - c_1^{\,2}}{2} - \int_1^2 v\,dp - |w_r|$$

$$dw_t = -c\,dc - v\,dp - |dw_r|$$

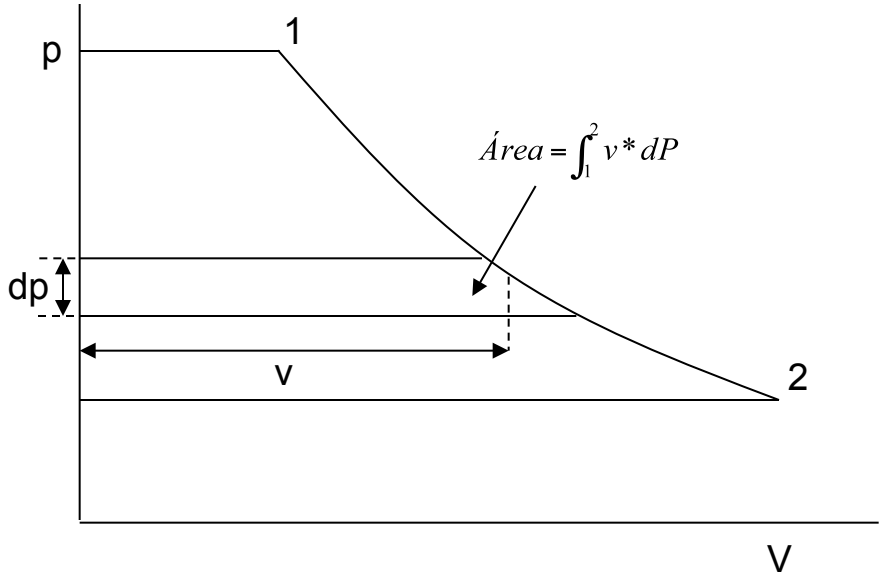
Considerar entrada y salida del ***volumen de control*** del sistema abierto

5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (IV)

Sistemas cerrados



Sistemas abiertos



Para obtener trabajo en los sistemas abiertos la ***p*** tiene que disminuir

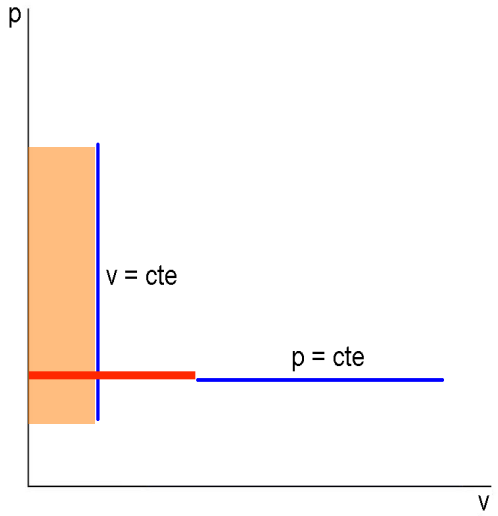
$$w_t = -\frac{c_2^2 - c_1^2}{2} - \int_1^2 v\,dp - |w_r|$$

5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (V)

En los sistemas abiertos la presión es cambiante según el tipo de transformación la expresión $\int_1^2 v\,dp$ toma el valor:

– Si es isobara (p = cte): $\int_1^2 v\,dp = 0$

– Si es isócora (v =cte): $\int_1^2 v\,dp = v\,(p_2 - p_1)$



– Si es Isoterma en un gas perfecto: $\int_1^2 v\,dp = -w_{int}$

$$\left.\begin{array}{l} p\,v = cte \\ p\,v = R\,T \end{array}\right\}$$

$$\int_1^2 v\,dp = \int_1^2 \frac{R\,T}{p}\,dp = R\,T\,\ln\left(\frac{p_2}{p_1}\right)$$

$$\text{Exp.}\,(Tcte) \Rightarrow w_{int} = R\,T\,\ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right)$$

5.- Primer Principio en Sistemas Abiertos (VI)

En los sistemas abiertos la presión es cambiante según el tipo de transformación la expresión $\int_1^2 v\,dp$ toma el valor:

– Si es adiabática ($p\,v^{\gamma} = cte$): $\int_1^2 v\,dp = -\gamma\,w_{int}$

– Si es politrópica cambiando γ por n

6.- Irreversibilidad Mecánica. Procesos Equivalentes (I)

Exergía, ***Ex***, parte de la energía que se puede convertir en trabajo mecánico

Anergía, An, parte de la energía que es incapaz de transformarse en trabajo

Energía = Exergía + Anergía

p.ej: **el calor a T ambiente tiene energía pero no puede calentar**

Un ***Proceso*** es ***Irreversible*** cuando provoca destrucción de Exergía

- transforma Exergía en Anergía
- la Exergía destruida va a parar en forma de calor al medio ambiente

Irreversibilidades internas, asociadas rozamiento interno (W_r)
Irreversibilidades externas, asociadas rozamiento mecánico (W_m)

Un ***Proceso*** es ***Reversible*** si : $W_r = W_m = 0$
Una ***Transformación*** es ***reversible*** si: $W_r = 0$

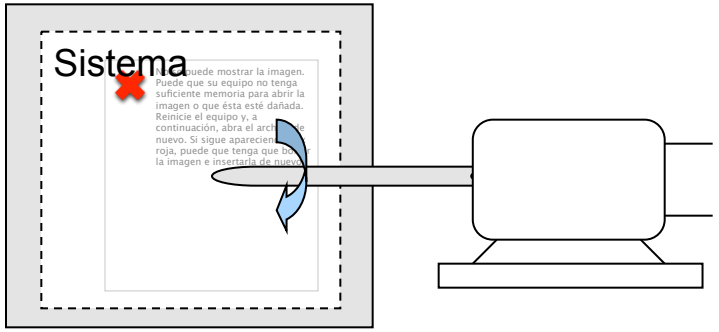
6.- Irreversibilidad Mecánica. Procesos Equivalentes (II)

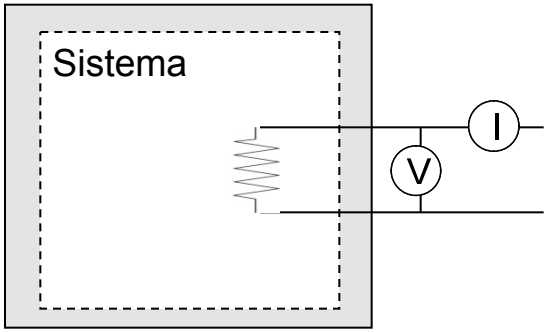
Dos procesos para la misma transformación termodinámica son equivalentes cuando generan la misma Anergía; tienen el mismo grado de irreversibilidad

En experiencias de laboratorio W_r se puede "sustituir" por trabajo eléctrico, que es más fácil de medir

$$W_r = V\,I\,t$$

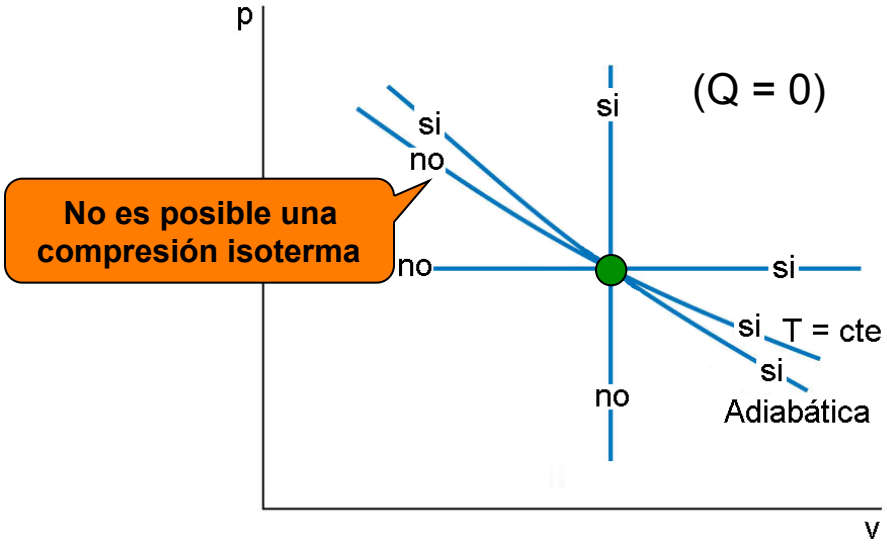
(V voltios, I amperios, t en segundos)

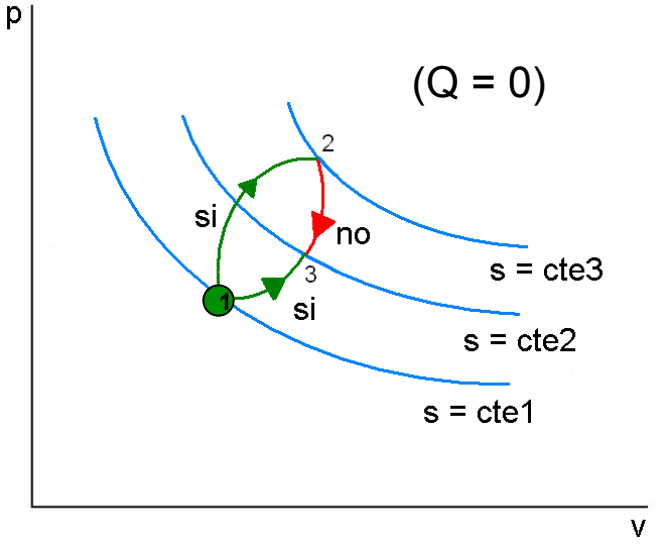




7.- Signo de Q y W_r

En un sistema adiabático sólo se pueden alcanzar estados por encima de su adiabática, para lo que se requiere aporte de calor mediante W_r. (recordar la posición relativa entre adiabáticas e isotermas, [T1])





El signo del calor es positivo si es recibido; y, negativo si es cedido

En una transformación reversible (W_r = 0) el ***signo del Q*** se sabe con la posición relativa respecto a la adiabática del estado inicial:

si el pto final está por encima es positivo; y si está por debajo negativo

8.- Ley de Joule

u es una propiedad del sistema y puede expresarse en función de otras dos

$$u = f(p,v);\ u = f(p,T);\ u = f(v,T)$$

En los gases perfectos ***u*** y ***h*** sólo dependen de la temperatura

Si $T_1 = T_2 \Rightarrow u_1 = u_2$ y $h_1 = h_2$

$$T = cte \Rightarrow \begin{cases} u = cte \\ h = cte \end{cases}$$

En una isoterma reversible ($W_r = 0$), el Q es:

PPT $q + |w_r| = u_2 - u_1 + \int_1^2 p\,dv$

$$T = cte \Rightarrow u = cte \Rightarrow \Delta u = 0$$

$$\Rightarrow q = \int_1^2 p\,dv$$

$$w_{int} = \int_1^2 p\,dv = R\,T\,\ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right)$$

$$q = R\,T\,\ln\left(\frac{p_1}{p_2}\right) = w_{int}$$

9.- Capacidades Caloríficas (I)

Capacidad calorífica, *C* [J / K], es el cociente entre la energía térmica recibida (o cedida) por un sistema y su variación de temperatura

Es extensiva. La capacidad calorífica específica, *c* [J / (kg K)]

$$c = \frac{dq + |w_r|}{dT}$$

$$dq + |dw_r| = du + p\,dv$$

$$h = u + p\,v \rightarrow du + p\,dv = dh - v\,dp$$

$$dq + |dw_r| = dh - v\,dp$$

$$c\,dT = du + p\,dv$$

$$c\,dT = dh - v\,dp$$

La capacidad calorífica:

- en una transformación adiabática, ($Q = W_r = 0$) es nula
- en una transformación isoterma es $\pm \infty$

A presión constante, c_p
en una isóbara, $dp = 0$

$$c_p = \left[\frac{dh}{dT}\right]_p = c_p(p, T)$$

A volumen constante, c_v
en una isocora, $dv = 0$

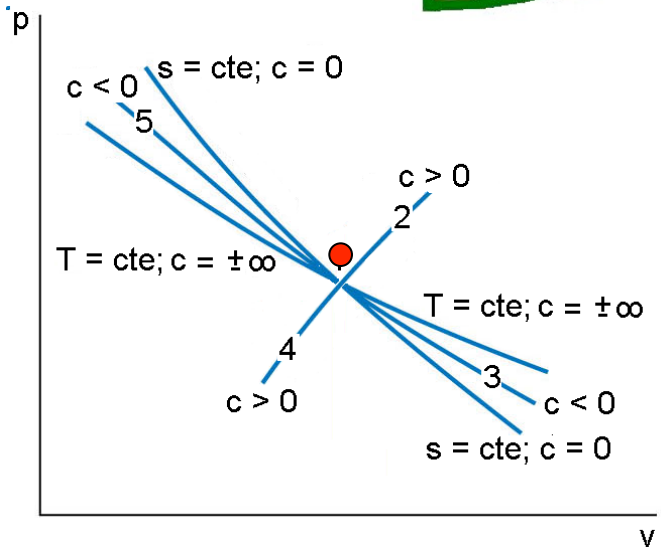
$$c_v = \left[\frac{du}{dT}\right]_v = c_v(v, T)$$

9.- Capacidades Caloríficas (II)

El signo de C depende de Q, W_r y T

- 1-2 positivo (+/+)
- 1-3 negativo (+/-)
- 1-4 positivo (-/-)
- 1-5 negativo (-/+)
- adiabáticas 0
- isotermas ± ∞

$$c = \frac{dq + |w_r|}{dT}$$



En los ***gases perfectos***, u y h sólo dependen de T

$$c_p = \left[\frac{dh}{dT}\right]_p = c_p(p,T) = c_p(T)$$

$$c_v = \left[\frac{du}{dT}\right]_v = c_v(v,T) = c_v(T)$$

≈ ctes en los gases

$$\left.\begin{array}{l} h = u + p\,v \\ p\,v = R\,T \end{array}\right\} \; h = u + R\,T$$

$$\frac{dh}{dT} = \frac{du}{dT} + R$$

$$c_p = c_v + R$$

[T1] $$R = \frac{8{,}3143}{M}\,\frac{kJ}{kg\,K}$$

	c_v	c_p
Gases monoatómicos	(3/2) R	(5/2) R
Gases biatómicos	(5/2) R	(7/2) R
Gases triatómicos	3 R	4 R

9.- Capacidades Caloríficas (III)

En las adiabáticas ($c = 0$)

$$c = \frac{dq + |w_r|}{dT} \qquad dq + |dw_r| = du + p\,dv \qquad du + p\,dv = dh - v\,dp$$

$$c\,dT = dh - v\,dp \qquad dh = v\,dp$$

$$c\,dT = du + p\,dv \qquad du = -p\,dv$$

$$\frac{dh}{du} = \frac{-v\,dp}{p\,dv}$$

$$c_p = \left[\frac{dh}{dT}\right]$$

$$c_v = \left[\frac{du}{dT}\right]$$

$$\frac{c_p}{c_v} = \frac{-v\,dp}{p\,dv}$$

$$\frac{c_p dv}{c_v v} + \frac{dp}{p} = 0$$

$$\frac{c_p}{c_v}\ln(v) + \ln(p) = cte$$

	c_p	c_v	γ (c_p/c_v)
Gases monoatómicos	(5/2) R	(3/2) R	5/3 = 1,66
Gases biatómicos	(7/2) R	(5/2) R	7/5 = 1,4
Gases triatómicos	4 R	3 R	4/3 = 1,33

Llamando $(c_p / c_v) = \gamma$

$$\ln(v^\gamma) + \ln(p) = \ln(p\,v^\gamma) = cte$$

$$p\,v^\gamma = cte$$

es la expresión de las adiabáticas

9.- Capacidades Caloríficas (IV)

En las adiabáticas ($c = 0$)

$$\left.\begin{array}{l} c_p = c_v + R \\ (c_p / c_v) = \gamma \end{array}\right\} \quad c_p = \gamma\, c_v$$

$$\gamma\, c_v = c_v + R \Rightarrow (\gamma - 1)\, c_v = R \Rightarrow \quad c_v = R\frac{1}{\gamma - 1}$$

$$c_p = R\frac{\gamma}{\gamma - 1}$$

En los ***gases perfectos***, *u* y *h* sólo dependen de *T*

$$c_p = \left[\frac{dh}{dT}\right]_p = c_p(T) \rightarrow h_2 - h_1 = c_p(T_2 - T_1)$$

$$c_v = \left[\frac{du}{dT}\right]_v = c_v(T) \rightarrow u_2 - u_1 = c_v(T_2 - T_1)$$

≈ ctes en los gases

	c_p (kJ/kg°C)	c_v (kJ/kg°C)
Aire	1	0,717
Agua	4,18	-

Valores más exactos en tablas