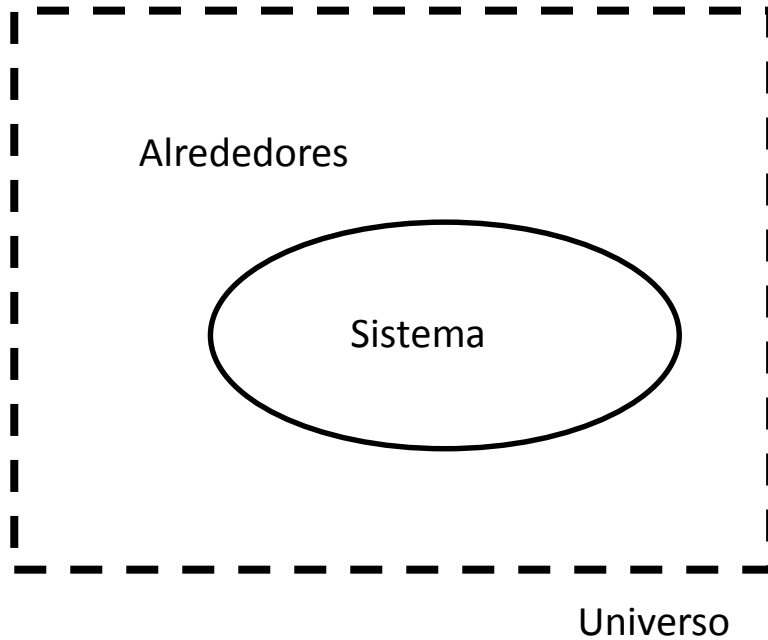


Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.1. INTRODUCCIÓN

Ley de Conservación de la Energía: $\Delta E_u = 0$

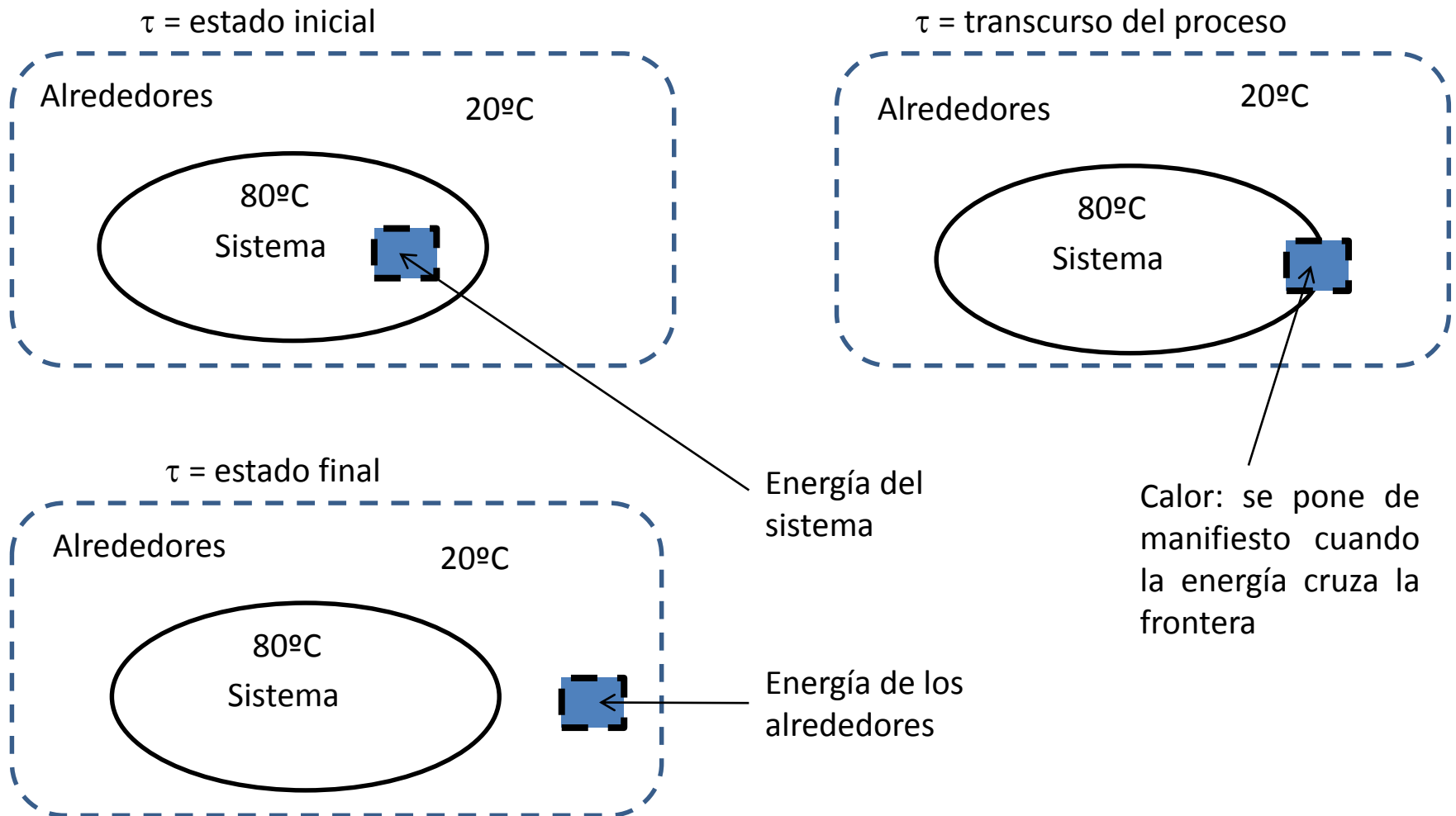


$$\Delta E_{sistema} + \Delta E_{alrededores} = 0$$

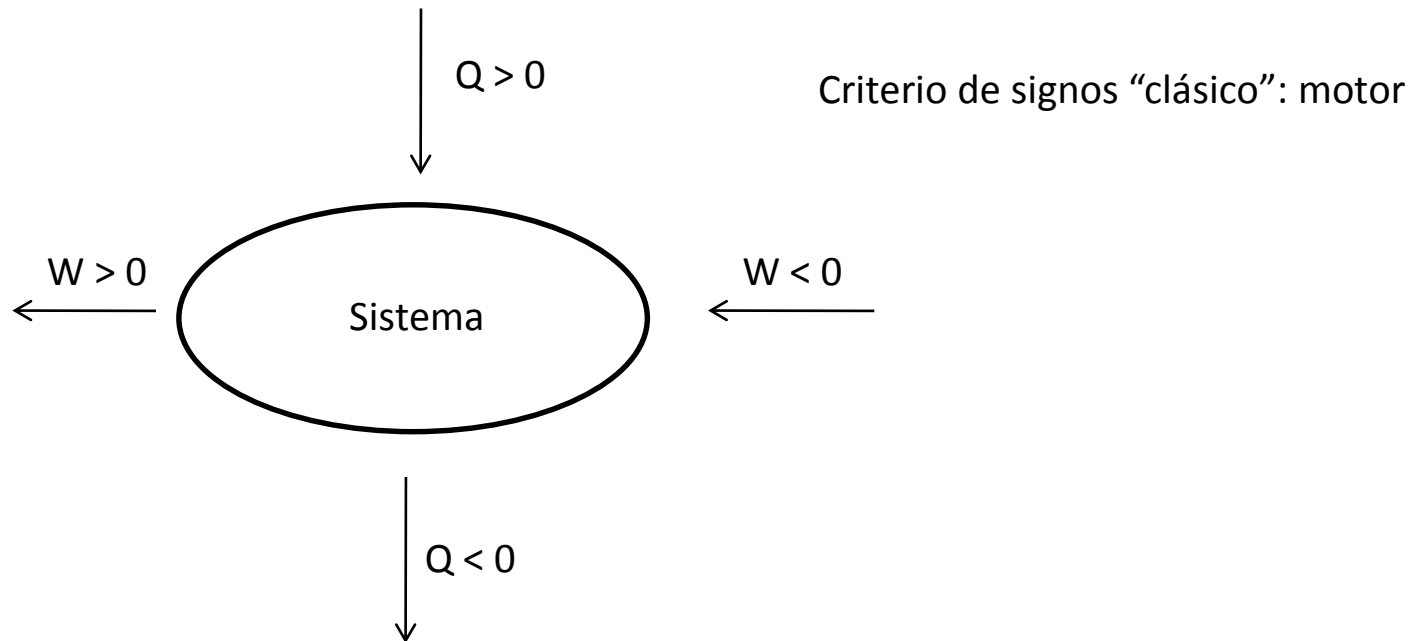
$$\Delta E_{sistema} = -\Delta E_{alrededores}$$

3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

- El calor es una forma de **transferencia** de energía, no una energía en sí misma
- El calor sólo existe mientras dura un proceso, es algo dinámico



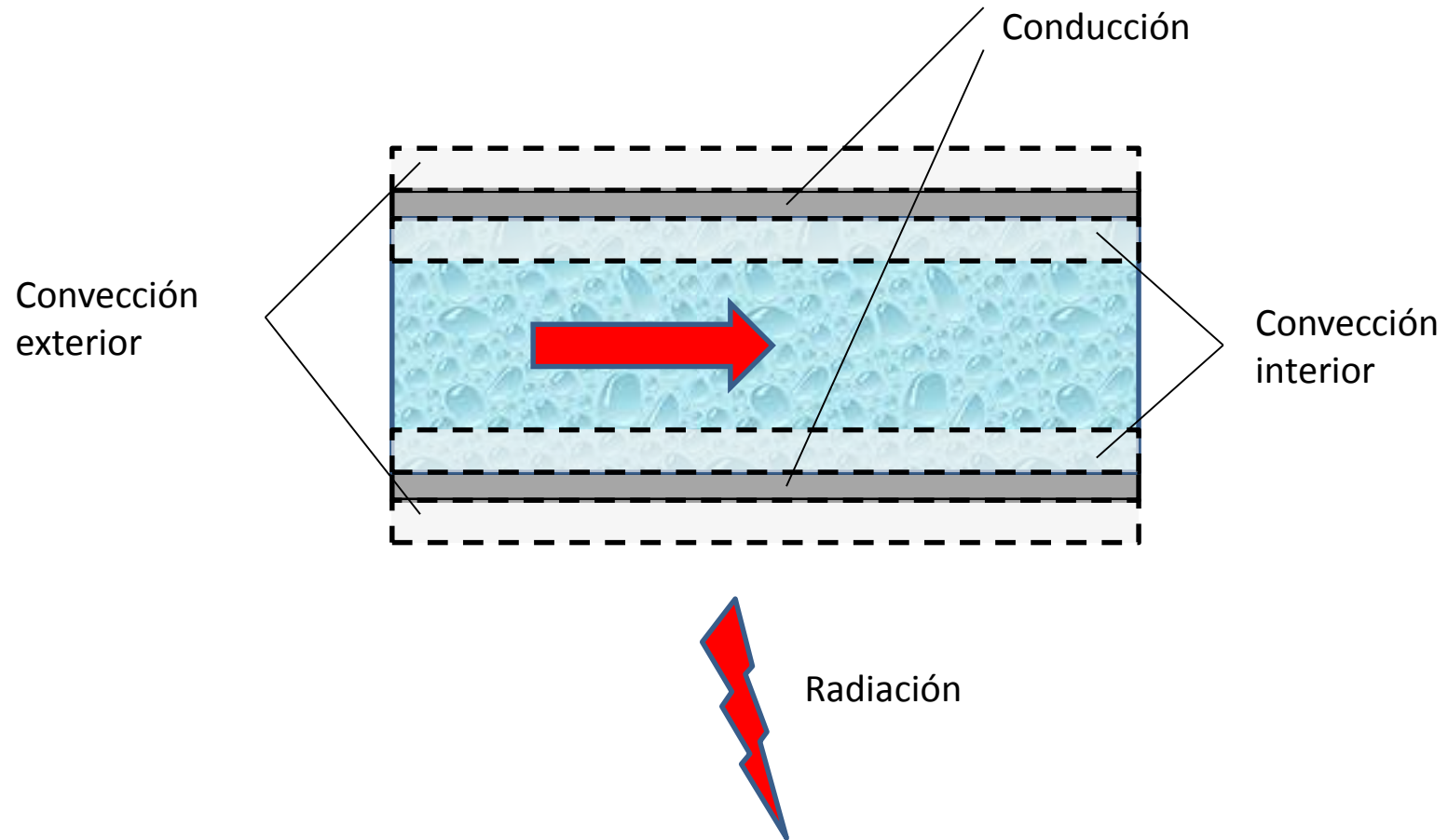
3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR



El calor transporta energía, luego sus unidades son las mismas que las de la energía:

$$\begin{aligned} 1 \text{ kJ} &= 0,24 \text{ kcal} = 1 \text{ kPa m}^3 \\ 1 \text{ BTU} &= 1,055 \text{ kJ} \\ 1 \text{ termia} &= 1 \text{ Mcal} \end{aligned}$$

3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

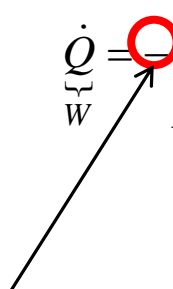


3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

Conducción:

- Transporte de energía por contacto de unas moléculas con otras
- Medio en reposo
- Conductividad térmica: propiedad del medio

Ley de Fourier:

$$\underbrace{\dot{Q}}_{\frac{W}{s}} = - \underbrace{k}_{\frac{mK}{m^2}} \underbrace{A}_{m^2} \underbrace{\frac{dT}{dx}}_{\frac{K}{m}}$$


El signo (-) indica que el calor va de más a menos temperatura (sentido opuesto al gradiente)

3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

Convección:

- Transporte de energía por movimiento de un fluido
- Natural o forzada
- Natural: cambios de densidad, flotación
- Las moléculas en su movimiento macroscópico arrastran energía, que se intercambia con el entorno
- Capa límite de un cierto espesor
- Coeficiente de convección (o de película): propiedades y movimiento

Ley de Newton:
$$\dot{\underline{Q}} = \frac{\underline{h}}{\frac{m^2}{K}} \underline{A} \underbrace{(\underline{T}_s - \underline{T}_\infty)}_K$$

Escrita asumiendo $T_s > T_\infty$

3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

Radiación:

- Transferencia de calor basada en ondas EM:
 - espectro de longitudes de onda
 - UV: 100 nm a 400 nm
 - Visible: 400 nm a 760 nm
 - IR: 760 nm a 100.000 nm
- No requiere medio material para su propagación
- Ejemplos importantes: energía solar, superficies muy calientes, ...

Ley de Planck:

$$\underbrace{\frac{d\dot{Q}}{d\lambda}}_{W/\mu m} = A \frac{C_1}{\lambda^5 \left[e^{C_2/(\lambda T)} - 1 \right]} \quad \Rightarrow$$

Ley de Wien (situación del pico de radiación):

$$\lambda T \approx cte$$

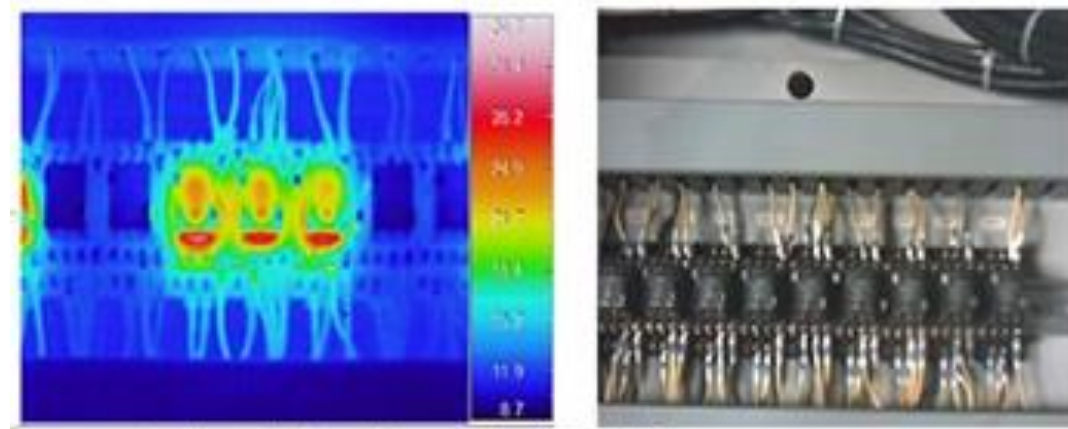
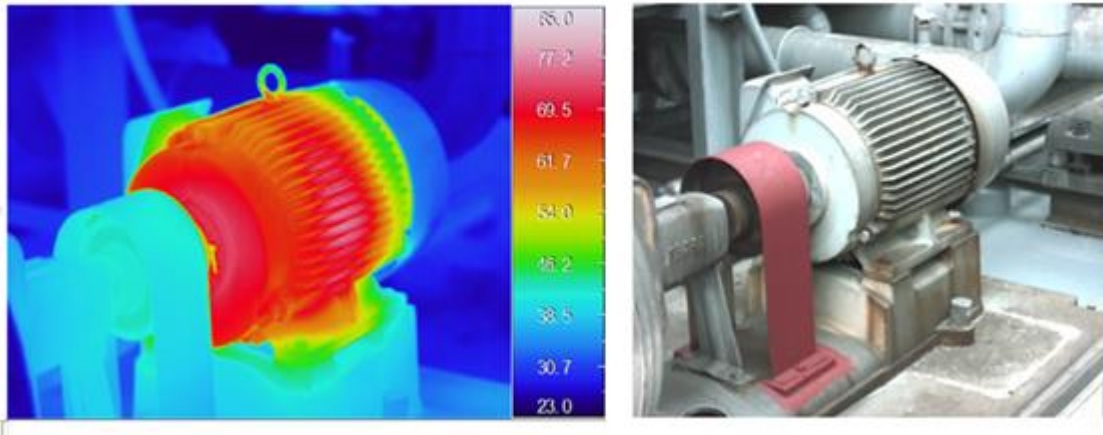


- UV equivalen a alta T
- IR equivalen a baja T

Ley de Stefan-Boltzman:

$$\underbrace{\dot{Q}}_{\dot{W}} = \int_{\lambda=0}^{\lambda=\infty} \left(\frac{d\dot{Q}[\lambda, T]}{d\lambda} \right) d\lambda = A \sigma T^4$$

3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR



3.2. TRANSFERENCIA DE CALOR

Coefficiente combinado de transferencia de calor:

- Integra los tres modos de transferencia de calor
- Permite calcular el calor a partir de las temperaturas de los medios sin perturbar, a modo de una ecuación tipo convectiva
- La radiación se linealiza incluyéndola en los coeficientes de convección

$$\underbrace{\dot{Q}}_{\dot{W}} = \underbrace{U}_{W/m^2-K} \underbrace{A}_{m^2} \underbrace{(T_{\infty,i} - T_{\infty,e})}_K$$

Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

- El trabajo también es un fenómeno de frontera
- Sólo existe mientras se produce el proceso
- Es una transferencia de energía

Según el “criterio clásico” el trabajo de las fuerzas exteriores sobre la superficie (frontera) del sistema:

$$W_{12} = - \int_1^2 \vec{F}_e \cdot d\vec{r}$$

$$W_{12} = \int_1^2 \delta W \neq W_2 - W_1$$

$$Q_{12} = \int_1^2 \delta Q \neq Q_2 - Q_1$$

Unidades comunes a calor y energía

$$\Delta E = \int_1^2 dE = E_2 - E_1$$

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

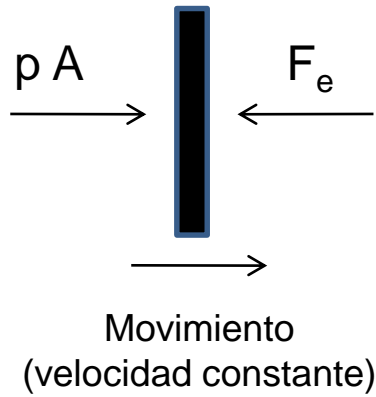
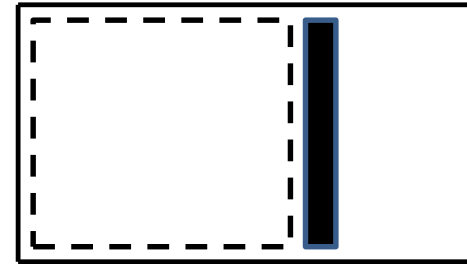
- El trabajo **SIEMPRE** se puede calcular a partir de las fuerzas exteriores
- En **procesos internamente reversibles** se puede calcular **TAMBIÉN** a partir de las fuerzas interiores
- Proceso internamente reversible:
 - cuasiestático
 - y**
 - libre de efectos disipantes (rozamientos, ΔT , inelasticidad, histéresis, ...)

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

Trabajo de expansión

- Ejemplo de trabajo internamente reversible en sistemas compresibles

- Sistema: gas (compresible)
- Proceso cuasiestático (ausencia de aceleraciones)
- No efectos disipantes DENTRO del sistema
- Proceso INTERNAMENTE reversible



$$\begin{aligned} W_{12} &= -\int_1^2 \vec{F}_e \cdot d\vec{r} = -\int_1^2 p_e A (-\vec{i}) \cdot dx \vec{i} = \\ &= \int_1^2 p_e A dx = \int_1^2 p_e dV = \int_1^2 p dV \end{aligned}$$

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

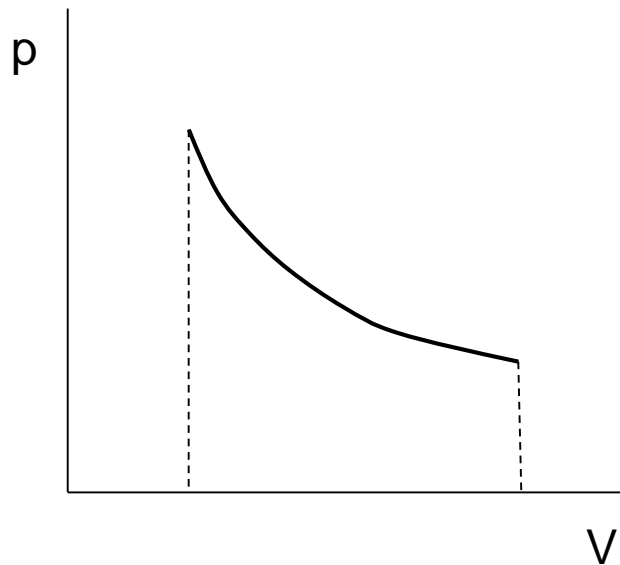
Trabajo de expansión

- Cualquier tipo de procesos: $W_{12} = \int_1^2 p_e dV$
- Procesos internamente reversibles: $W_{12} = \int_1^2 p dV = \int_1^2 p_e dV$
- Procesos cuasiestáticos con efectos disipativos en su interior: siguiente apartado

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

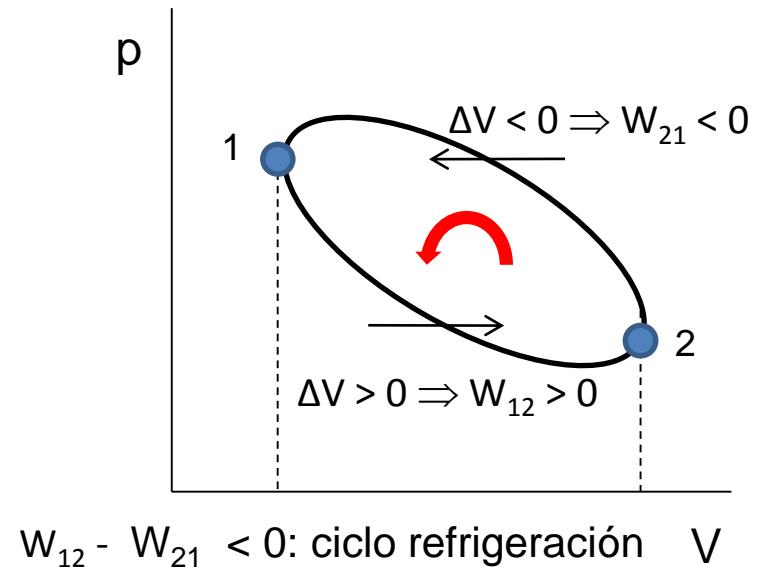
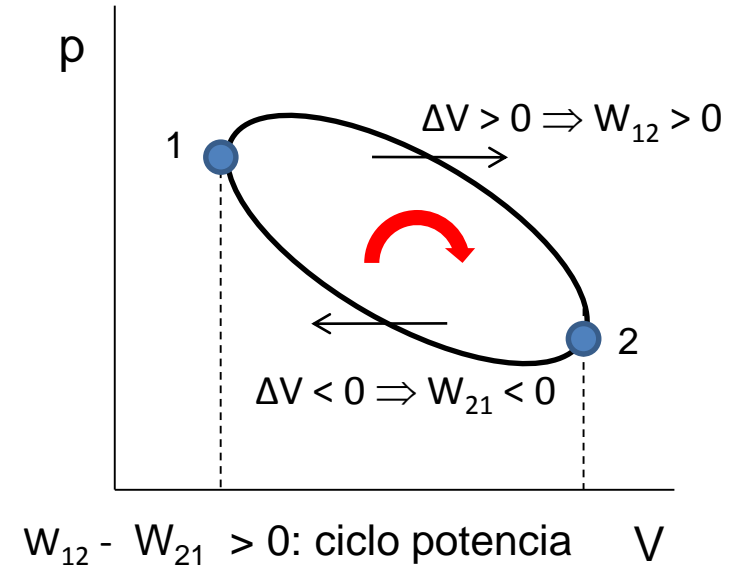
Interpretación gráfica del trabajo de expansión en procesos internamente reversibles

$W_{12} = \int_1^2 p dV$: Área con signo según el sentido de recorrido de V



si $V_2 > V_1 \Rightarrow W_{12} = \int_1^2 p dV > 0$ (expansión)

si $V_2 < V_1 \Rightarrow W_{12} = \int_1^2 p dV < 0$ (compresión)



3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

Evaluación del trabajo de expansión en procesos cuasiestáticos: curva politrópica

$$\text{Para cualquier sustancia : } pV^n = cte = p_1 V_1^n = p_2 V_2^n \Leftrightarrow -\infty \leq n = \frac{L \left[\frac{p_2}{p_1} \right]}{L \left[\frac{v_1}{v_2} \right]} \leq \infty$$

$$\text{Para gases ideales o perfectos : } \frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^{-n} \Leftrightarrow \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \Leftrightarrow \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_2}{v_1} \right)^{1-n}$$

$$\int_1^2 p dV = \frac{p_2 V_2 - p_1 V_1}{1-n}$$

3.3. TRANSFERENCIA DE TRABAJO

Ejemplo: Determinar el trabajo de expansión de 5 kg de aire (gas ideal; $M = 28,97$) contenidos en un dispositivo cilindro-pistón. El proceso transcurre de forma suficientemente lenta, disipando calor al ambiente de modo que el aire está siempre casi en equilibrio con el ambiente exterior, a 35°C . El proceso finaliza cuando la presión en el interior del cilindro dobla el valor inicial.

¿Puedes calcular el calor aportado?

3.4. EL PRIMER PRINCIPIO

3.4.1. Formulación general

- Basado en la experiencia, indemostrable.
- En su versión práctica establece la relación entre energía, calor y trabajo, es decir, plantea que la energía se puede transferir de dos formas (en un sistema cerrado), estableciendo un balance entre estas cantidades

- Procesos con inicio y fin:

$$E_1 + \underbrace{Q_{12}}_{\text{entra: } >0} = E_2 + \underbrace{W_{12}}_{\text{sale: } >0} \Leftrightarrow Q_{12} - W_{12} = \Delta E = \Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p \quad [kJ]$$

$$q_{12} - w_{12} = \Delta e \quad [kJ/kg]$$

- Procesos con duración indefinida:

$$\dot{Q} - \dot{W} = \frac{dE}{d\tau} \quad [kW]$$

$$\text{Ciclos : } Q_{neto} = W_{neto}$$

¿Puede ahora calcularse el calor en el ejemplo anterior? ¿Qué falta?

Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.4. EL PRIMER PRINCIPIO

3.4.2. Formulación para procesos cuasiestáticos

- Integrando la segunda Ley de Newton para un sistema de partículas: $\sum_i \vec{F}_i \cdot d\vec{r}_i = dE_c$

	DESCRIPCIÓN	FUERZAS	TRABAJO
Fuerzas Externas	Fuerzas externas al sistema que se aplican en su superficie	$\bar{F}_{ext,i}$	$\sum_i \bar{F}_{ext,i} \cdot d\vec{r}_i = -\delta W$
	Fuerzas externas que se aplican al volumen	$\bar{F}_{g,i}$	$\sum_i \bar{F}_{g,i} \cdot d\vec{r}_i = dW_p = -dE_p$
Fuerzas Internas	Fuerzas internas debido a la interacción entre partículas	$\bar{F}_{int,i}$	Disipativas: δW_d
			No disipativas: $\delta W_{def} = \sum p_i \cdot dV_i$

Conservación de la energía mecánica, NO Primer Principio:

$$p dV = \delta W - \delta W_d + dE_c + dE_p$$

Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.4.2. Formulación para procesos cuasiestáticos

$$\delta Q - p dV - \delta W_d = dU$$

$$W_d \leq 0$$

Por ahora sólo se pueden emplear criterios mecánicos, pero en el tema 6 se verá que esto es una consecuencia del Segundo Principio

Interpretación física de la entalpía: calor intercambiado en un proceso internamente reversible a presión constante

$$Q_{12}^{\text{int.rev}} = \underbrace{\int_1^2 p dV}_{p(V_2-V_1)} + U_2 - U_1 = [H_2 - H_1]_{p=cte}$$

Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.4.2. Formulación para procesos cuasiestáticos

Realizar el Ejemplo 3.1 del texto

Una vez completado, notar que:

- W_d sólo se manifiesta cuando hay presentes irreversibilidades DENTRO del sistema
- La evaluación de las propiedades físicas de la sustancia (ΔU_g) siempre es la misma
- ΔE_c y ΔE_p son macroscópicas: es preciso ampliar el sistema para que aparezcan
- W_{12} se hace más pequeño conforme el sistema incluye más términos: cada vez hay menos fuerzas exteriores
- Generalización del trabajo de expansión
- Se trata de 2 ecuaciones diferentes:
 - Conservación de la energía mecánica: ecuación de la Mecánica
 - Primer Principio: ecuación de la Termodinámica

Tema 3.- PRIMER PRINCIPIO EN SISTEMAS CERRADOS

3.5. CALORES ESPECÍFICOS

Sirven para calcular la energía interna y la entalpía, especialmente en modelos de sustancias: gases ideales, perfectos y sustancias incompresibles

$$C_v = C_v(T, v) = \left. \frac{\delta q - \delta w_d}{\delta T} \right|_{v=cte} = \left. \frac{du}{dT} \right|_{v=cte} \qquad C_p = C_p(T, p) = \left. \frac{\delta q - \delta w_d}{\delta T} \right|_{p=cte} = \left. \frac{dh}{dT} \right|_{p=cte}$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Resultan útiles cuando la energía interna o la entalpía SOLO dependen de la temperatura

3.5. CALORES ESPECÍFICOS

3.5.1. Gases ideales

$$p v = R T \qquad C_v = C_v(T) \qquad C_p = C_p(T) \qquad \gamma = C_p / C_v = \gamma(T)$$

$$u_2 - 0 = \int_{T_0}^T C_v(T) dT = u(T) \quad : \text{Tablas de gas ideal, con origen en } T_0 \Leftrightarrow u(T_0) = 0$$

$$h_2 - 0 = \int_{T_0}^T C_p(T) dT = h(T) \quad : \text{Tablas de gas ideal, con origen en } T_0 \Leftrightarrow h(T_0) = 0$$

Ambas variables NO son independientes:

$$h = u + p v = u + R T \Leftrightarrow C_p(T) = C_v(T) + R$$

Lo habitual suele ser determinar C_p y escoger el origen en la entalpía:

$$h(T) = \int_{T_0}^T C_p(T) dT \qquad h(T_0) = 0 \qquad u = h - R T$$

3.5.2. Gases perfectos

$$pv = RT$$

$$C_v = cte$$

$$C_p = cte$$

$$\gamma = C_p / C_v = cte$$

$$u_2 - u_1 = C_v(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = C_p(T_2 - T_1)$$

El modelo emplea 5 constantes, tendiendo dos grados de libertad: 2 constantes definen la propiedades del gas

$$R, C_p, C_v, \gamma, M$$

$$R = \frac{\bar{R}}{M}; R = C_p - C_v; \gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

3.5.2. Gases perfectos

Ejemplo: 5 kg de agua en estado de vapor saturado a 180 bar reciben calor a presión constante en un proceso internamente reversible hasta que el volumen se duplica. Determinar el trabajo desarrollado y el calor recibido:

- a) Si el agua se considera sustancia pura
- b) Si el agua se considera gas ideal

Determinar las temperaturas y los volúmenes específicos a partir de las tablas de vapor

Ejemplo: Repetir el ejemplo anterior para una presión de 6 kPa. Comparar resultados.

3.5.2. Gases perfectos

Polytropicas de índices particulares:

- $n = 0$: $p = \text{cte}$ (isóbaro). Válido para cualquier modelo
- $n = \infty$: $v = \text{cte}$ (isocórico o isométrico). Válido para cualquier modelo
- $n=1$: $T = \text{cte}$ (isotermo). Válido para gas ideal o perfecto
- $n = \gamma$: $s = \text{cte}$ (isentrópico: adiabático e internamente reversible). Válido para gas perfecto

Ejemplo: representar en el plano p - v una isoterma y una isentrópica de un gas perfecto que se corten en un punto. Determinar la pendiente de ambas curvas y compararla.

3.5.3. Modelo incompresible

Aproximado para sólidos y líquidos

$$v = cte$$

$$C_v = C_p \approx cte$$

$$u_2 - u_1 = C(T_2 - T_1)$$

$$h_2 - h_1 = C(T_2 - T_1) + v(p_2 - p_1)$$