

UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PISA

FACOLTÀ DI INGEGNERIA

3. Energia ed Exergia

Roberto Lensi

DIPARTIMENTO DI ENERGETICA

Anno Accademico 2002-03

SISTEMI CHIUSI (ANALISI DI UNA MASSA CONTROLLATA)

IL PRINCIPIO ZERO DELLA TERMODINAMICA

Se due sistemi A e B sono in equilibrio col sistema C , quando sono in contatto termico con C , allora essi sono in equilibrio tra loro.

Questo "principio dell'equilibrio termico" è alla base della misurazione della temperatura. Nell'enunciato precedente, infatti, il sistema C rappresenta il termometro.

IL PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Esso definisce l'espressione del bilancio dell'energia per processi che si svolgono in assenza di flusso, detta anche NFEE (Non Flow Energy Equation).

Sistemi non in moto

Esiste una proprietà estensiva del sistema, detta energia interna U , tale che per un sistema non in moto, in relazione ad ogni cambiamento di stato vale la relazione

$$Q - W = \Delta U$$

con

Q = calore trasferito dall'ambiente al sistema

W = lavoro trasferito dal sistema all'ambiente

$$\Delta U = U_{\text{finale}} - U_{\text{iniziale}}$$

Sistemi in moto

Nel caso di sistemi che possono essere in moto, si ha la seguente e più generale forma del bilancio dell'energia

$$Q - W = \Delta E$$

in cui il secondo membro rappresenta la variazione dell'energia del sistema ed è in relazione con la variazione dell'energia interna del sistema ΔU

$$\Delta E = \Delta U + \Delta E_k + \Delta E_p$$

con (valutate rispetto ad un opportuno riferimento)

ΔE_k = variazione dell'energia cinetica del sistema

ΔE_p = variazione dell'energia potenziale del sistema

Forma differenziale

La forma differenziale dell'equazione dell'energia per un'infinitesima porzione del processo è

$$\delta Q - \delta W = dE$$

nella quale δ rappresenta una variazione elementare ed è utilizzato in sostituzione dell'operatore differenziale d allo scopo di mettere in evidenza il fatto che Q e W non possono essere valutati senza informazioni sul percorso seguito dal processo, non essendo proprietà del sistema (non sono funzioni di stato, ossia non sono funzione solamente dello stato in cui si trova il sistema).

Principio di conservazione dell'energia

Il termine ΔE dell'equazione di bilancio dell'energia rappresenta l'incremento netto dell'energia del sistema; poiché l'energia in ingresso nel sistema proviene dall'ambiente e l'energia in uscita dal sistema si riversa nell'ambiente, per l'universo (sistema e ambiente considerati insieme) è

$$\Delta E_{\text{UNIVERSO}} = \Delta E_{\text{SIS}} + \Delta E_{\text{AMB}} = 0$$

In generale, per qualsiasi sistema isolato (proprietà necessariamente posseduta dall'universo) è

$$\Delta E_{\text{ISOL}} = 0$$

ed il principio di conservazione dell'energia può essere così espresso: "l'energia di un sistema isolato resta costante".

Processi ciclici

Per i processi ciclici, processi in cui lo stato iniziale e finale coincidono, la formulazione del primo principio è

$$\oint \delta Q = \oint \delta W$$

essendo $\oint dU = 0$ (per l'energia interna così come per qualsiasi altra funzione di stato).

La relazione precedente afferma che quando un sistema esegue un processo ciclico, il lavoro netto trasferito all'ambiente è uguale al calore netto trasferito al sistema.

Il primo principio della termodinamica non esclude quindi la possibilità di trasformare integralmente il calore in lavoro durante un processo ciclico.

IL SECONDO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Secondo l'espressione del postulato dell'entropia:

"esiste una proprietà estensiva del sistema, detta entropia, S. L'entropia di un sistema isolato non può mai diminuire".

Da cui

$$(\Delta S)_{ISOL} \geq 0$$

nella quale il segno di uguale corrisponde al caso di processo reversibile.

Se il sistema studiato non è un sistema isolato, occorre considerare tutti i sistemi che prendono parte al processo, cosicché il nuovo sistema esteso possa essere considerato come un sistema isolato e possa quindi essere applicata ad esso la relazione precedente.

Per l'universo si ha $(\Delta S)_{SIS} + (\Delta S)_{AMB} \geq 0$

Molteplici sono le implicazioni del secondo principio della termodinamica. La condizione di aumento dell'entropia dei sistemi isolati può servire a prevedere quali processi, reazioni chimiche, trasformazioni tra varie forme di energia, trasferimenti di calore, ecc., possono o non possono avvenire.

L'EQUAZIONE DI GIBBS

L'applicazione del postulato dell'entropia nell'analisi termodinamica dei sistemi macroscopici, richiede la valutazione quantitativa delle variazioni dell'entropia del sistema considerato.

Allorché il sistema è costituito da una sostanza semplice comprimibile, di composizione invariabile, che si trova in uno stato di equilibrio, il postulato di stato afferma che due qualsiasi proprietà indipendenti possono essere usate per determinare una terza proprietà.

Risulta conveniente esprimere l'energia interna in funzione dell'entropia e del volume

$$U = U(S, V)$$

differenziando

$$dU = \left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_V dS + \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_S dV$$

Dalla definizione di temperatura termodinamica $T = \left(\frac{\partial U}{\partial S} \right)_V$

proprietà la cui uguaglianza nelle due parti di un sistema, inizialmente non in equilibrio, è condizione necessaria per l'equilibrio termico del sistema stesso;

e dalla definizione di pressione termodinamica (assoluta) $P = - \left(\frac{\partial U}{\partial V} \right)_S$

proprietà la cui uguaglianza nelle due parti di un sistema, inizialmente non in equilibrio, è condizione necessaria per l'equilibrio meccanico del sistema stesso;

si ha $dU = T dS - P dV$

Sostituendo nella

$$\delta Q - \delta W = dU \quad (\text{equazione dell'energia per un sistema chiuso non in moto})$$

ed essendo, per un infinitesimo processo quasi-statico (processo reversibile) $\delta W = P dV$

si ha anche

$$\delta Q_{REV} = T dS$$

e quindi

$$dS = \frac{\delta Q_{REV}}{T}$$

La precedente può essere considerata un'ulteriore espressione che definisce la funzione entropia e nella quale il pedice *REV* ricorda che la relazione precedente può essere applicata solamente ai processi reversibili.

Esplicitando dS dall'espressione di dU riportata sopra, si ottiene l'equazione di Gibbs

$$dS = \frac{1}{T} dU + \frac{P}{T} dV$$

la quale permette di valutare la variazione di entropia di una sostanza semplice comprimibile, di composizione invariabile.

Variazione di entropia di un gas perfetto

Dall'equazione di Gibbs scritta con riferimento all'unità di massa si ha

$$ds = \frac{1}{T} du + \frac{P}{T} dv$$

essendo (per un gas perfetto)

$$P v = R T$$

e

$$du = c_v dT$$

si ha (dalla prima)

$$dv = \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T dP = \frac{R}{P} dT - \frac{RT}{P^2} dP$$

e (sostituendo nell'equazione di Gibbs)

$$ds = \frac{1}{T} c_v dT + \frac{P}{T} \left(\frac{R}{P} dT - \frac{RT}{P^2} dP \right) = (c_v + R) \frac{dT}{T} - R \frac{dP}{P}$$

essendo

$$R = c_P - c_v \quad (\text{Legge di Mayer})$$

e quindi

$$c_P = c_v + R$$

si ottiene infine

$$ds = c_P \frac{dT}{T} - R \frac{dP}{P}$$

la quale, integrata tra il punto iniziale 1 ed il punto finale 2, diventa

$$s_2 - s_1 = c_P \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{P_2}{P_1}$$

relazione che permette di calcolare la variazione di entropia massica di un gas perfetto il quale passi da uno stato iniziale (T_1, P_1) ad uno stato finale (T_2, P_2) .

Analoghe espressioni per la variazione di entropia massica di un gas perfetto possono essere ricavate anche in funzione delle coppie di proprietà termodinamiche (T, v) e (P, v)

$$s_2 - s_1 = c_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1}$$

$$s_2 - s_1 = c_v \ln \frac{P_2}{P_1} + c_P \ln \frac{v_2}{v_1}$$

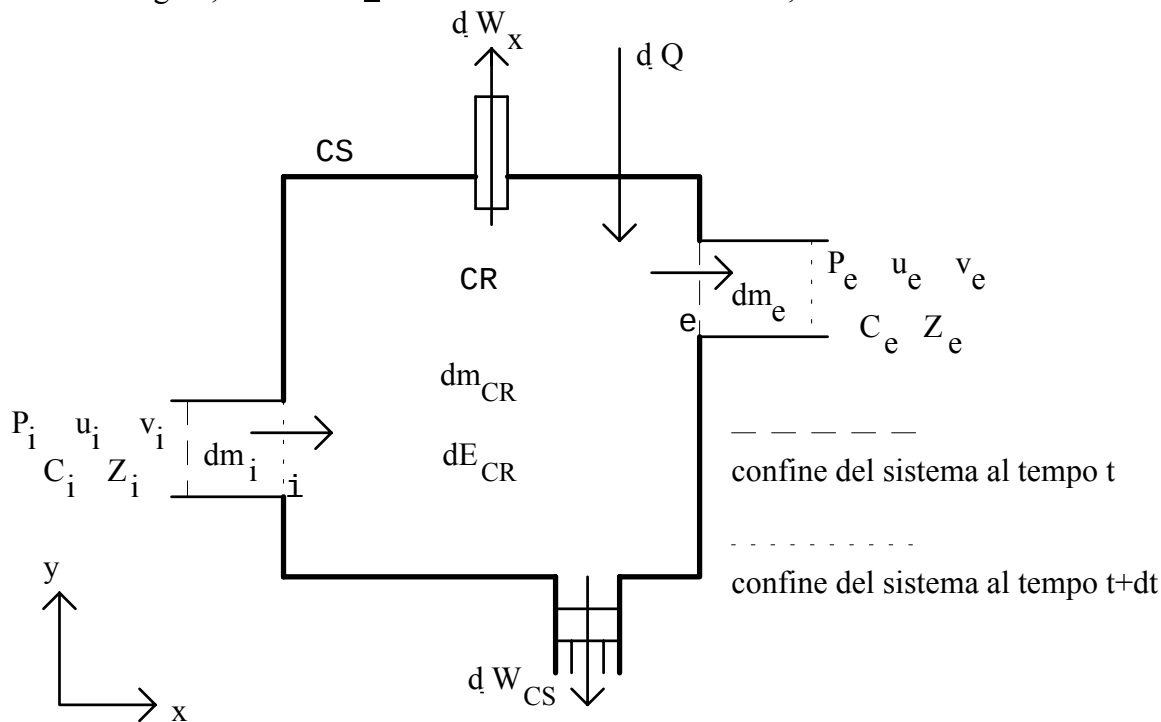
SISTEMI APERTI (ANALISI DI UNA REGIONE CONTROLLATA)

Molti processi d'interesse ingegneristico sono associati al flusso di materia da un componente d'impianto ad un altro. Non è quindi conveniente studiare il processo mediante l'analisi di sistemi chiusi, il cui confine non può essere attraversato da flussi di materia, bensì mediante l'analisi di una regione controllata.

Per passare dalle relazioni valide per i sistemi chiusi a quelle valide per i sistemi aperti, si osservi la figura seguente, la quale mostra un sistema chiuso nelle due posizioni, infinitamente prossime, che esso occupa al tempo t ed al tempo $t+dt$ mentre si muove attraverso la regione di controllo CR . Al tempo t , il sistema occupa la regione CR più quella in cui si trova la massa dm_i ed al tempo $t+dt$, il sistema occupa la regione CR più quella in cui si trova la massa dm_e e quindi nel lasso di tempo dt la superficie di controllo CS è attraversata dalla massa entrante dm_i (tramite la sezione di ingresso indicata con i) e dalla massa uscente dm_e (tramite la sezione di uscita indicata con e).

La superficie di controllo CS può essere attraversata da trasferimenti di calore δQ , trasferimenti di lavoro δW_{CS} dovuti a deformazioni della superficie di controllo stessa (schematizzata in figura dal sistema cilindro-pistone) e trasferimenti di lavoro δW_x attraverso l'albero.

Nella figura, il simbolo d indica la variazione elementare, che nel testo è indicata col simbolo δ .



BILANCIO DI MASSA PER UNA REGIONE CONTROLLATA

Dall'esame della figura precedente è agevole osservare che la massa del sistema chiuso (costante per definizione) è legata alla massa della regione di controllo CR (costante o variabile che sia) dalle seguenti relazioni

- massa del sistema chiuso al tempo t $m_{CR}(t) + dm_i$
- massa del sistema chiuso al tempo $t+dt$ $m_{CR}(t+dt) + dm_e$

Dalla condizione di massa del sistema chiuso costante, si ha

$$m_{CR}(t+dt) + dm_e = m_{CR}(t) + dm_i$$

essendo

$$dm_{CR} = m_{CR}(t+dt) - m_{CR}(t)$$

è anche

$$dm_{CR} = dm_i - dm_e$$

Dividendo per l'intervallo di tempo dt ed esprimendo il bilancio in termini di flusso

$$\frac{dm_{CR}}{dt} = \dot{m}_i - \dot{m}_e$$

In condizioni di flusso stazionario ($\frac{dm_{CR}}{dt} = 0$) è $\dot{m}_i = \dot{m}_e$

EQUAZIONE DELL'ENERGIA PER UNA REGIONE CONTROLLATA

Si applica l'equazione dell'energia al sistema chiuso descritto sopra, il quale esegue un processo infinitesimo mentre attraversa la regione controllata CR (v. figura precedente)

$$\delta Q - \delta W = dE$$

Tutti i possibili trasferimenti di lavoro dal sistema chiuso all'ambiente sono

δW_{CS} lavoro per variazione del volume della regione

δW_x lavoro all'albero

$P_e v_e dm_e - P_i v_i dm_i$ lavoro per gli spostamenti di massa

δW è pertanto pari alla somma dei tre termini indicati sopra.

Nell'intervallo di tempo dt la variazione di energia del sistema chiuso è

$$dE = E(t+dt) - E(t) = \left[E_{CR}(t+dt) + \left(u_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) dm_e \right] - \left[E_{CR}(t) + \left(u_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) dm_i \right]$$

essendo $dE_{CR} = E_{CR}(t+dt) - E_{CR}(t)$ l'equazione precedente diviene

$$dE = dE_{CR} + \left(u_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) dm_e - \left(u_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) dm_i$$

sostituendo nell'equazione dell'energia del sistema chiuso

$$\delta Q - \delta W = dE_{CR} + \left(u_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) dm_e - \left(u_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) dm_i$$

sostituendo δW con la somma dei tre termini sopra indicati

$$\delta Q - [\delta W_{CS} + \delta W_x + (P_e v_e dm_e - P_i v_i dm_i)] = dE_{CR} + \left(u_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) dm_e - \left(u_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) dm_i$$

essendo $h = u + P v$ si ha

$$\delta Q - \delta W_{CS} - \delta W_x = dE_{CR} + \left(h_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) dm_e - \left(h_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) dm_i$$

dividendo per dt ed esprimendo il bilancio in termini di flusso per il caso più generale di interazioni termiche con molteplici TER e di molteplici correnti di materia che entrano (IN) ed escono (OUT) dalla regione di controllo

$$\sum_r \dot{Q}_r - \dot{W}_{CS} - \dot{W}_x = \frac{dE_{CR}}{dt} + \sum_{OUT} \left(h_e + \frac{C_e^2}{2} + gZ_e \right) \dot{m}_e - \sum_{IN} \left(h_i + \frac{C_i^2}{2} + gZ_i \right) \dot{m}_i$$

L'equazione precedente esprime il bilancio dell'energia per una regione controllata (sistema aperto).

In condizioni stazionarie, definite da $\frac{dE_{CR}}{dt} = 0$ $\dot{W}_{CS} = 0$ $\sum_{OUT} \dot{m}_e = \sum_{IN} \dot{m}_i = \dot{m}$

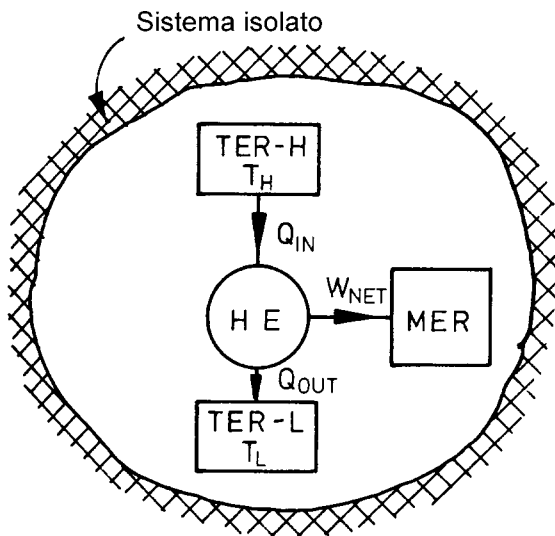
si ottiene la SFEE (Steady Flow Energy Equation), che nel caso di unica sezione di ingresso e di unica sezione di uscita si può scrivere

$$\sum_r \dot{Q}_r - \dot{W}_x = \dot{m} \left[(h_e - h_i) + \frac{1}{2} (C_e^2 - C_i^2) + g(Z_e - Z_i) \right]$$

e quindi anche, in termini massici

$$\sum_r q_r - w_x = (h_e - h_i) + \frac{1}{2} (C_e^2 - C_i^2) + g(Z_e - Z_i)$$

RENDIMENTO MASSIMO DI UN MOTORE TERMICO (HE)



$$\eta = \frac{W_{NET}}{Q_{IN}}$$

Per il 1° Principio della Termodinamica:

$$W_{NET} = Q_{IN} + Q_{OUT}$$

$$Q_{IN} = +|Q_{IN}|$$

$$Q_{OUT} = -|Q_{OUT}|$$

$$W_{NET} = |Q_{IN}| - |Q_{OUT}|$$

$$\eta = \frac{|Q_{IN}| - |Q_{OUT}|}{|Q_{IN}|} = 1 - \frac{|Q_{OUT}|}{|Q_{IN}|}$$

Calcolo della variazione di entropia del sistema isolato:

$$(\Delta S)_{HE} = 0$$

$$(\Delta S)_{MER} = 0$$

$$(\Delta S)_H = -\frac{|Q_{IN}|}{T_H}$$

$$(\Delta S)_L = +\frac{|Q_{OUT}|}{T_L}$$

Per il 2° Principio della Termodinamica:

$$(\Delta S)_{ISOL} \geq 0$$

$$\frac{|Q_{OUT}|}{T_L} - \frac{|Q_{IN}|}{T_H} \geq 0$$

In caso di reversibilità:

$$\frac{|Q_{OUT}|}{T_L} - \frac{|Q_{IN}|}{T_H} = 0$$

$$\frac{|Q_{OUT}|}{|Q_{IN}|} = \frac{T_L}{T_H}$$

$$\eta_{REV} = 1 - \frac{T_L}{T_H}$$

In caso di irreversibilità:

$$\frac{|Q_{OUT}|}{T_L} - \frac{|Q_{IN}|}{T_H} > 0$$

$$\frac{|Q_{OUT}|}{|Q_{IN}|} > \frac{T_L}{T_H}$$

$$\eta_{IRR} < 1 - \frac{T_L}{T_H}$$

$$\eta_{IRR} < \eta_{REV}$$

η_{REV} è il rendimento teorico massimo per ogni motore termico operante tra due TER aventi temperature T_H e T_L assegnate.

REVERSIBILITÀ E IRREVERSIBILITÀ

Il concetto di reversibilità e irreversibilità è importante nella Termodinamica ed è essenziale per l'analisi exergetica degli impianti termici.

Capire la natura delle irreversibilità e come operare per renderle minime è di fondamentale importanza per chi si occupa di conversione dell'energia termica.

Processo reversibile:

- non può mai essere realizzato completamente;
- è un'idealizzazione che rende più facile la descrizione matematica del processo;
- rappresenta uno *standard di perfezione* cui si può tendere senza mai raggiungerlo ed in base al quale si può esprimere un giudizio sulla qualità di ogni processo reale.

Processo irreversibile:

- è ogni processo reale;
- comporta inevitabilmente un aumento dell'entropia dell'*Universo*;
- da un punto di vista microscopico e statistico è associato al passaggio da una forma di energia più organizzata ad una forma di energia caratterizzata da un più elevato grado di casualità.

Due gruppi di fenomeni si manifestano nei processi irreversibili:

- 1) dissipazione diretta di lavoro (energia completamente organizzata) in energia interna del sistema (energia associata, a livello microscopico, con il moto casuale delle particelle che costituiscono il sistema);
- 2) processi spontanei di non equilibrio, quando un sistema tende a passare liberamente (senza vincoli) da uno stato di non equilibrio ad uno stato di equilibrio.

Appartengono al primo gruppo di irreversibilità le dissipazioni dovute a:

- attrito tra solidi e tra fluidi;
- isteresi meccanica ed elettrica;
- resistenze ohmiche (effetto Joule);
- ecc.

Appartengono al secondo gruppo di irreversibilità i seguenti processi:

- reazioni chimiche spontanee;
- diffusione libera;
- espansione libera;
- equalizzazione della temperatura;
- ecc.

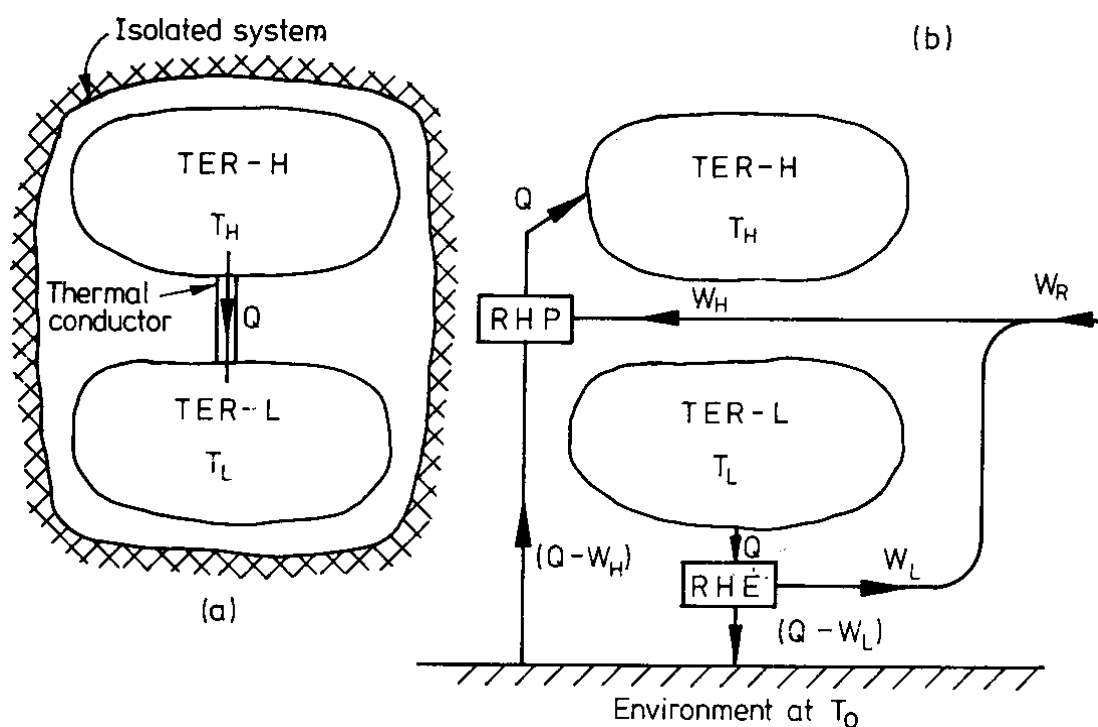
I processi reali risentono di irreversibilità appartenenti ad entrambi i gruppi. Ad esempio un processo di *combustione di gas naturale con aria atmosferica* presenta le seguenti irreversibilità:

- miscelazione dei reagenti (diffusione libera);
- attrito tra fluidi;
- reazioni chimiche spontanee;
- conduzione termica sotto una differenza finita di temperatura.

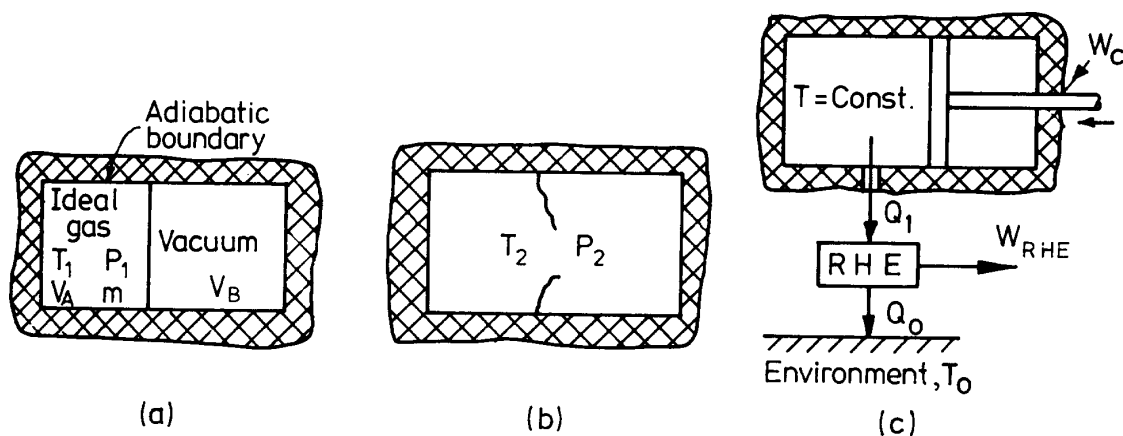
Per poter ritenere idealmente reversibile un processo è necessario che:

- il processo sia privo di qualsiasi fenomeno dissipativo;
- il sistema che realizza tale processo passi attraverso una serie di stati di equilibrio (il processo sia effettuato quasi-staticamente).

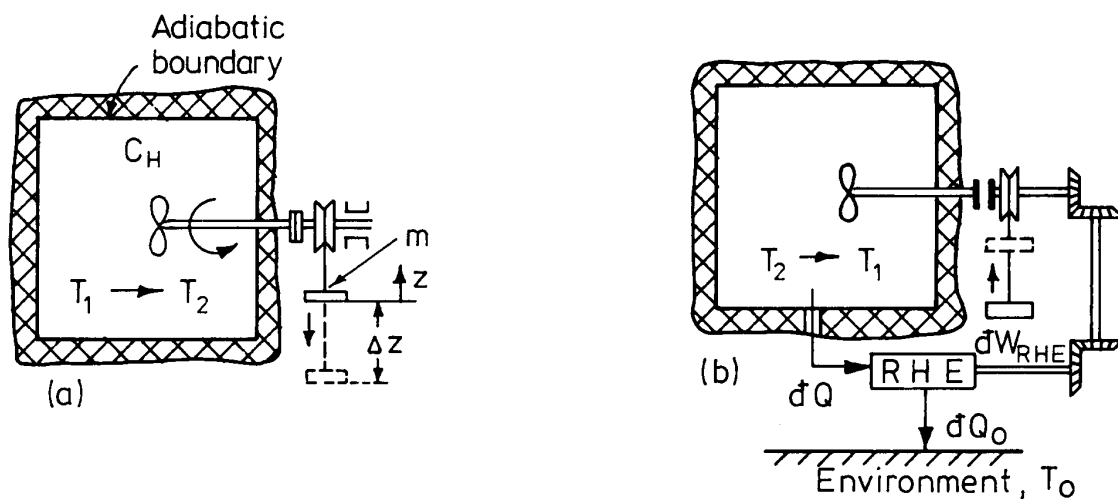
PROCESSI IRREVERSIBILI

PRIMO ESEMPIO (SCAMBIO TERMICO SOTTO UN ΔT FINITO)

SECONDO ESEMPIO (ESPANSIONE LIBERA)



TERZO ESEMPIO (PROCESSO DISSIPATIVO)



CALCOLO DELL'IRREVERSIBILITÀ

Il concetto di irreversibilità si fonda sul 2° Principio della Termodinamica, quindi ogni test di irreversibilità deve coinvolgerne l'applicazione.

Un primo possibile test può consistere nella diretta applicazione del *Postulato dell'entropia*

- $(\Delta S)_{ISOL} > 0$ indica che il processo è irreversibile.

Un secondo possibile test fa riferimento alla seguente definizione di *Processo reversibile*

- un processo è reversibile se, dopo che esso ha avuto luogo, è possibile individuare metodi che se ritenuti reversibili siano in grado di ripristinare il sistema ed il suo ambiente nel loro stato iniziale senza che si abbiano effetti residui né sul sistema né sull'ambiente.

I sistemi partecipanti al processo (costituenti l'*Universo*) sono ripristinati nel loro stato iniziale mediante idonei processi reversibili che fanno ricorso a dispositivi ideali, operanti ciclicamente, compatibili col 2° Principio della Termodinamica. Se, alla fine del processo originale e del successivo processo di ripristino, risulta che l'ambiente deve fornire lavoro ai sistemi interagenti ricevendo in cambio energia termica di uguale quantità, ma non di uguale qualità, allora il processo è irreversibile.

L'entità del lavoro suddetto dà la misura delle irreversibilità del processo originale (dato che il processo di ripristino è ammesso reversibile per definizione).

Risulta essere

$$W_R = T_0 (\Delta S)_{ISOL}$$

ponendo la produzione di entropia di un sistema isolato

$$\Pi = (\Delta S)_{ISOL}$$

si ha la seguente espressione della legge di GOUY-STODOLA

$$I = T_0 \Pi \quad (\text{essendo } I \text{ l'irreversibilità del processo})$$

la relazione precedente è da impiegare per il calcolo delle irreversibilità essenzialmente in presenza di processi puramente fisici

PRODUZIONE DI ENTROPIA IN UN SISTEMA (CHIUSO)

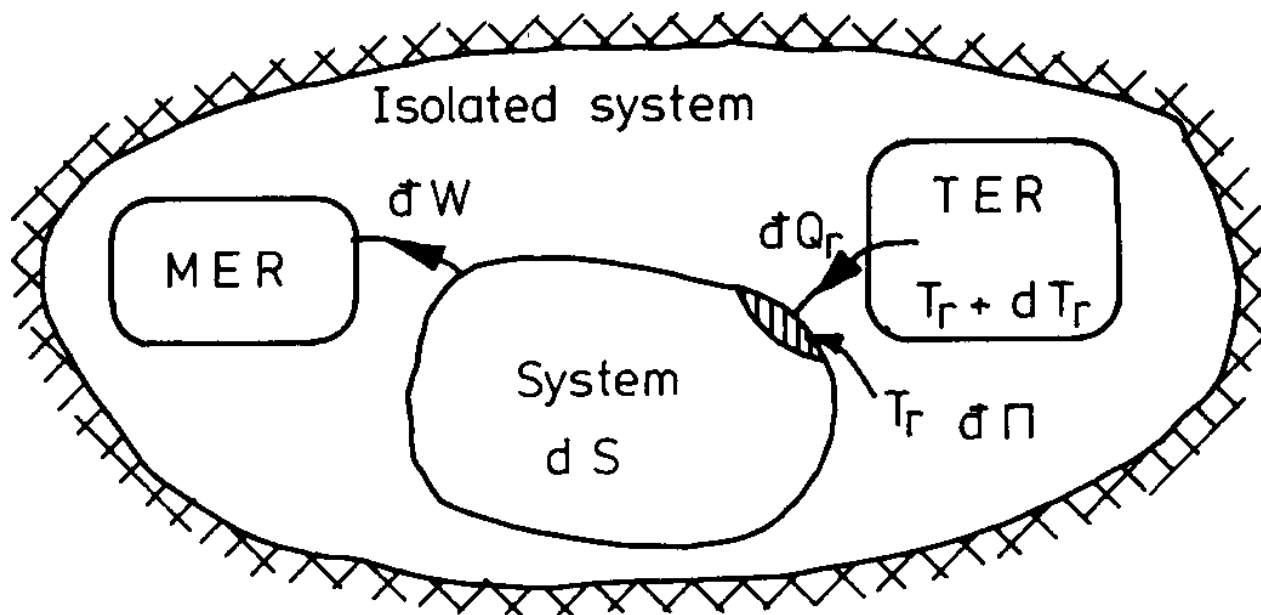
$$\delta \Pi = dS - \frac{\delta Q_r}{T_r}$$

$$\Pi = (S_2 - S_1) - \sum_r \frac{Q_r}{T_r}$$

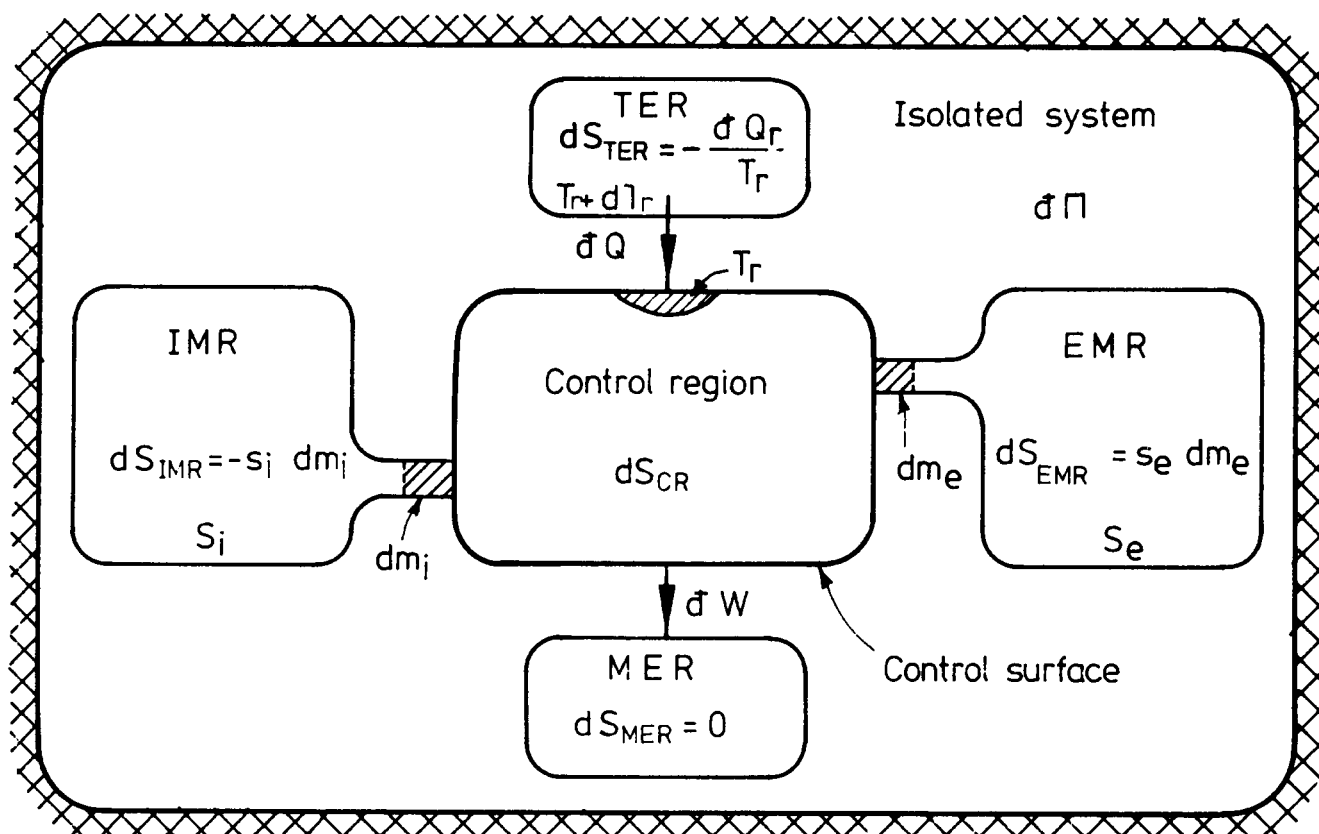
PRODUZIONE DI ENTROPIA IN UNA REGIONE DI CONTROLLO (SISTEMA APERTO) - FLUSSO STAZIONARIO

$$\dot{\Pi} = (\dot{S}_e - \dot{S}_i) - \sum_r \frac{\dot{Q}_r}{T_r}$$

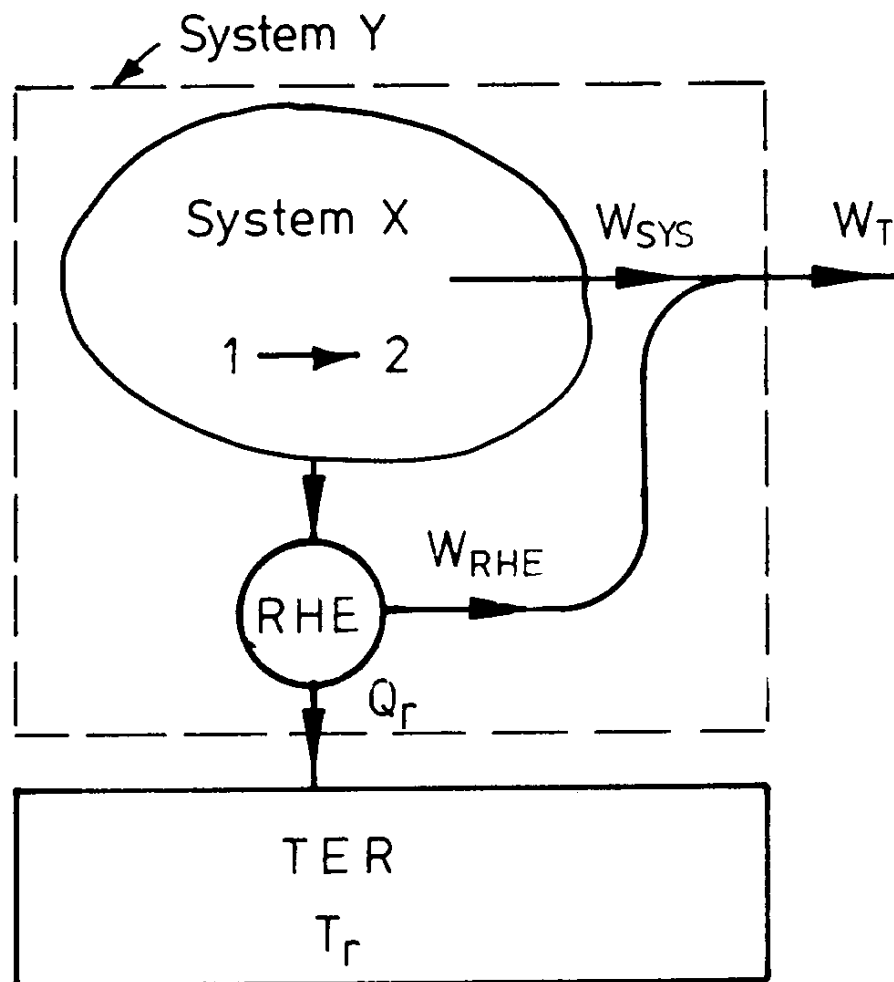
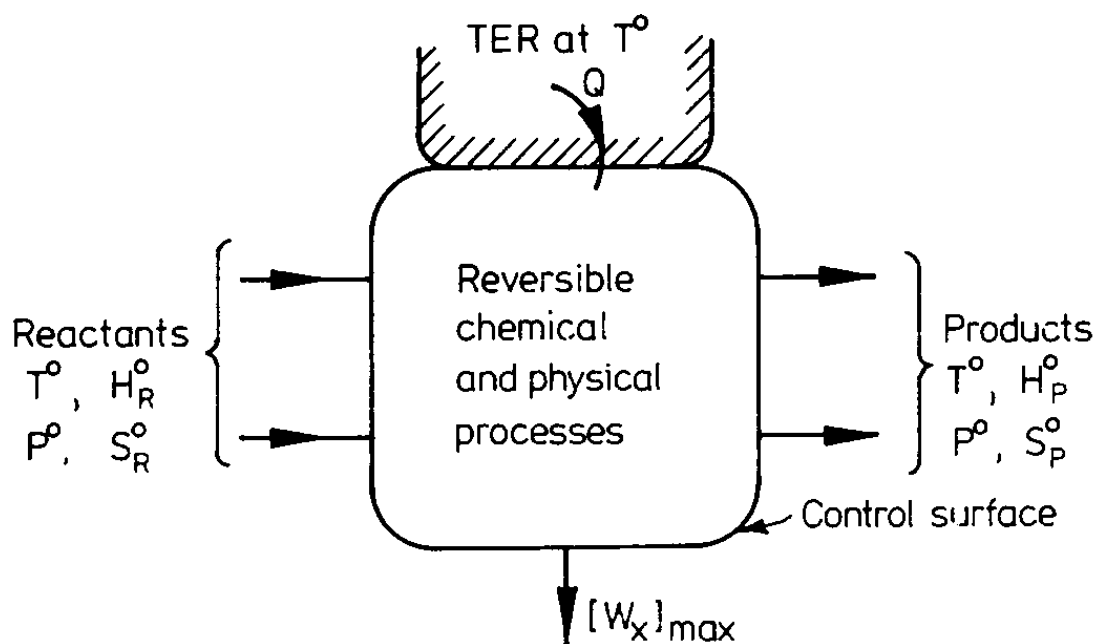
PRODUZIONE DI ENTROPIA IN UN SISTEMA CHIUSO



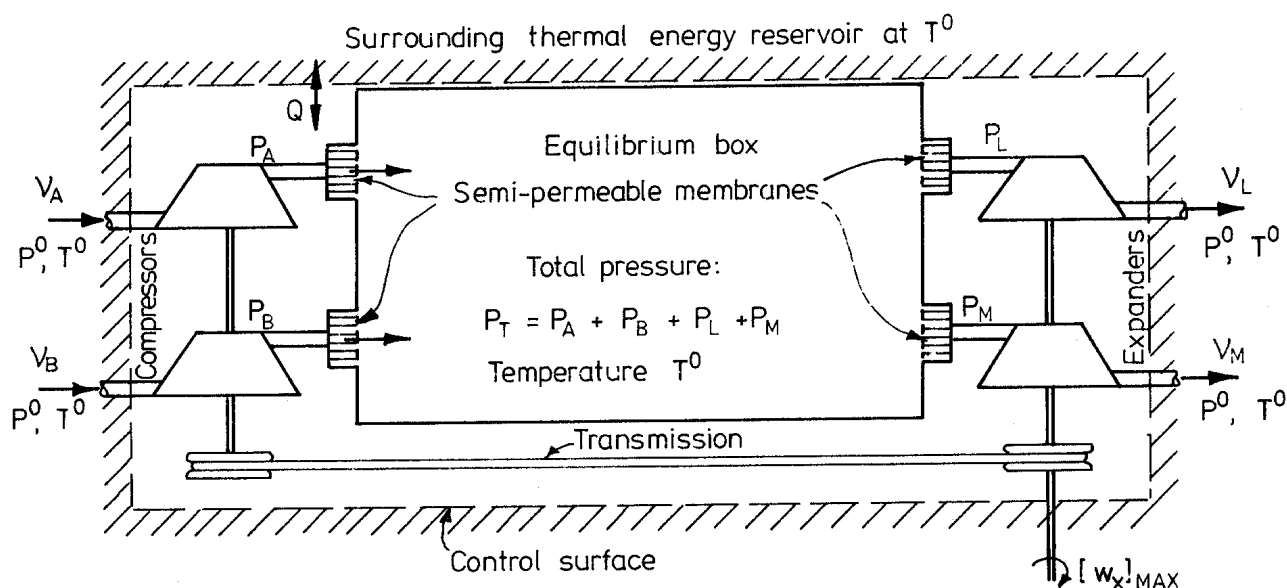
PRODUZIONE DI ENTROPIA IN UNA REGIONE DI CONTROLLO



MASSIMO LAVORO OTTENIBILE DA UN SISTEMA IN COMBINAZIONE CON UN TER

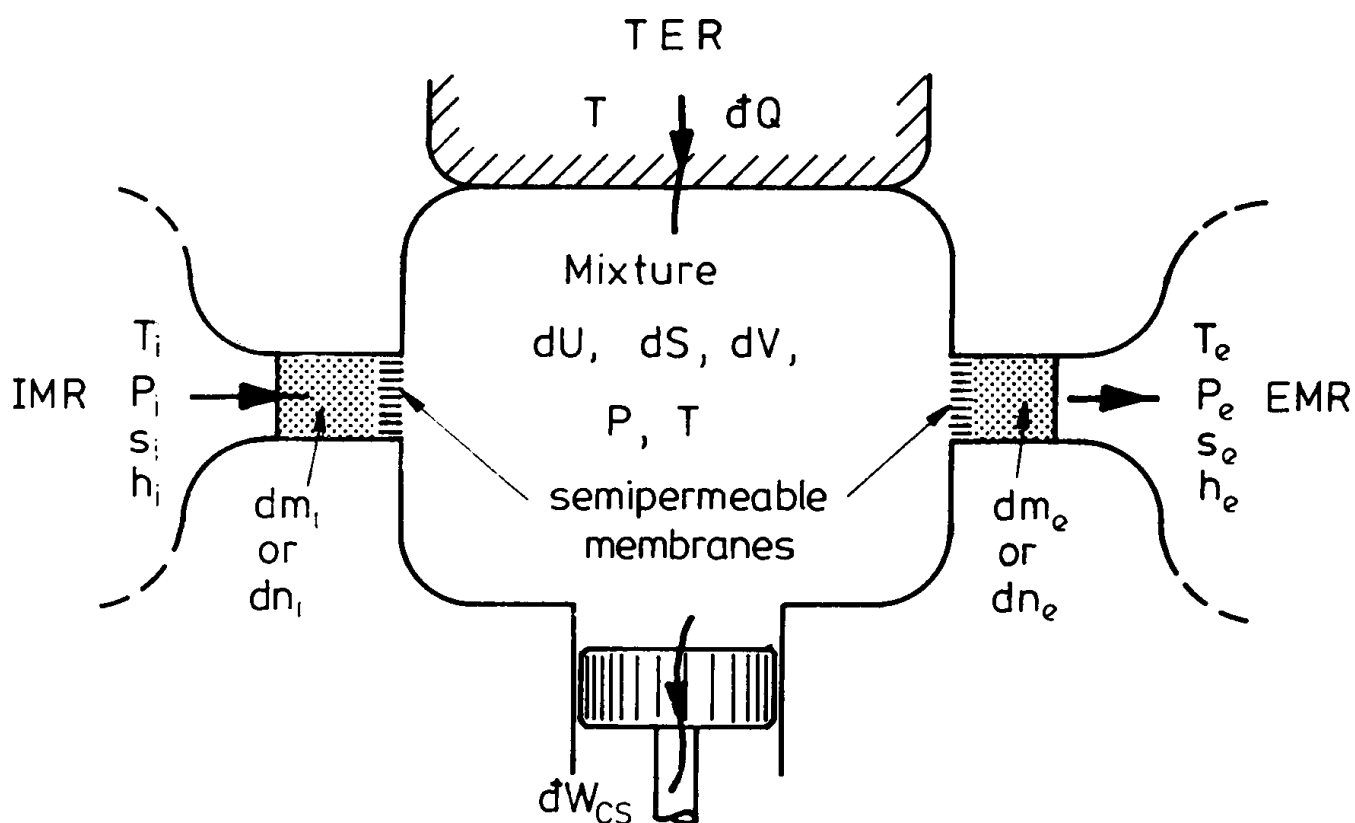
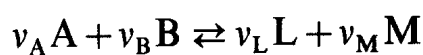
REAZIONE CHIMICA REVERSIBILE ALLA TEMPERATURA DI RIFERIMENTO T^0 

Maximum work of a chemical reaction



Van't Hoff equilibrium box.

two reactants A and B, and two products L and M



CLASSIFICAZIONE DELLE FORME DI ENERGIA

INTRODUZIONE

L'energia si manifesta in varie forme, ciascuna con caratteristiche proprie e con qualità propria.

La qualità dell'energia

La qualità dell'energia è indice della *capacità di provocare cambiamenti* (riscaldare un ambiente, comprimere un gas, innescare una reazione chimica endotermica, ecc.) che la data forma di energia possiede *a parità di quantità di energia*. Ad esempio la qualità di 100 J di energia elettrica è superiore a quella di 100 J di energia termica disponibile alla temperatura di 1000 K e quest'ultima è superiore a quella di 100 J di energia termica disponibile alla temperatura di 500 K (quando le ultime due forme di energia sono valutate, poniamo, con riferimento ad una temperatura ambiente di 300 K).

Le suddette differenze di qualità dell'energia sono di fondamentale importanza nell'analisi delle prestazioni dei processi termici. Risulta pertanto utile esaminare le caratteristiche delle differenti forme di energia al fine di classificarle e di stabilire un opportuno standard di qualità dell'energia sulla base del quale poter confrontare quantità diverse di energia di differente qualità.

Immagazzinamento dell'energia

La qualità di una data forma di energia dipende dal modo in cui essa è immagazzinata. Tale modo può risultare *organizzato* oppure *disorganizzato (casuale)* ed in questo secondo caso si possono presentare diversi gradi di disorganizzazione (casualità).

L'entropia fornisce una misura della microscopica disorganizzazione di un sistema termodinamico e della conseguente incertezza sullo stato microscopico del sistema stesso. L'entropia fornisce anche la misura dell'indisponibilità di una data forma disorganizzata di energia ad essere convertita nella forma organizzata.

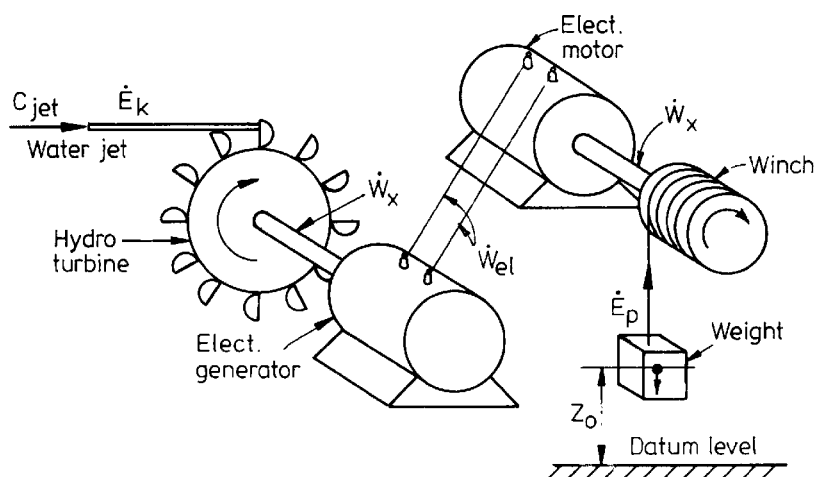
ENERGIA ORGANIZZATA

Le forme di energia di questa categoria sono di due tipi:

- *Energia potenziale*, la quale può essere immagazzinata in un campo di forze gravitazionale, elettrico o magnetico. Di questa categoria fa parte anche l'energia immagazzinata in una molla perfettamente elastica.
- *Energia cinetica organizzata*, ad esempio un getto di fluido ideale dove le traiettorie delle particelle del sistema in moto, in cui l'energia è immagazzinata, sono parallele le une alle altre. Idealmente, l'energia cinetica organizzata (al contrario di quella associata ai moti turbolenti) può essere interamente convertita in lavoro all'albero.

Conversione di energia organizzata

La figura seguente mostra alcuni dispositivi nei quali l'energia organizzata effettua una catena di trasformazioni.



In condizioni ideali (e quindi in assenza di effetti dissipativi dovuti ad attriti, resistenze elettriche, isteresi, ecc.) ciascun dispositivo di conversione dell'energia opera con rendimento unitario, cosicché anche dopo tutta una serie di trasformazioni energetiche, l'energia cinetica nell'unità di tempo posseduta dal getto d'acqua che raggiunge la turbina idraulica risulta uguale all'incremento nell'unità di tempo dell'energia

potenziale del grave sollevato dal verricello.

Caratteristiche dell'energia organizzata

L'energia organizzata possiede le seguenti caratteristiche:

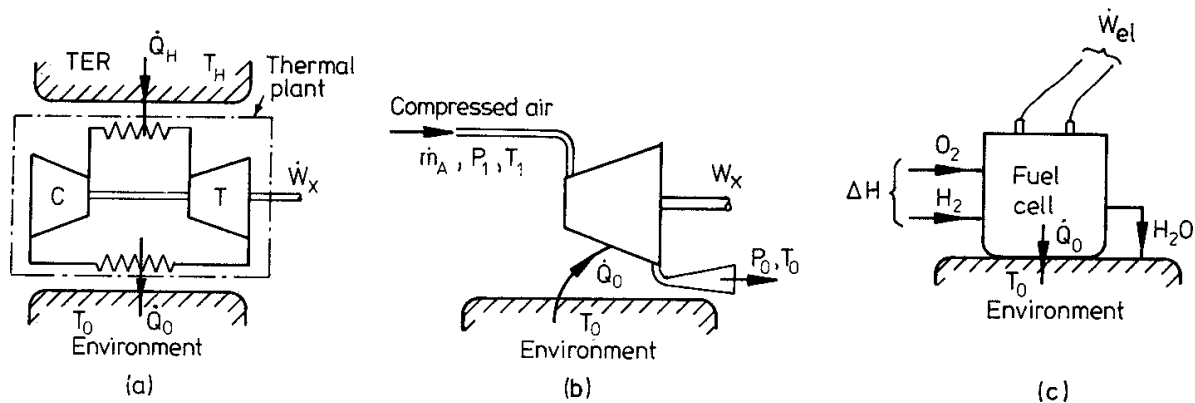
- 1) la conversione di una forma di energia organizzata in un'altra forma si realizza completamente (con rendimento di conversione unitario) qualora tale conversione sia effettuata in maniera reversibile;
- 2) il trasferimento di energia organizzata tra due sistemi termodinamici si manifesta sotto la forma di un'interazione di lavoro (non di calore) al confine che separa i sistemi (il lavoro è un transito di energia organizzata);
- 3) i trasferimenti reversibili di energia organizzata avvengono senza variazioni dell'entropia dei sistemi che interagiscono e possono essere analizzati ricorrendo soltanto al primo principio della termodinamica (senza necessità del secondo principio);
- 4) i calcoli relativi ai trasferimenti di energia organizzata tra due sistemi non coinvolgono i parametri termodinamici dell'ambiente.

ENERGIA DISORGANIZZATA

L'energia interna dei sistemi materiali, la radiazione termica e l'energia chimica sono forme diverse di energia disorganizzata, così come l'energia associata al moto turbolento di un fluido (anche se quest'ultima differisce dalle altre per essere una forma transitoria di energia, attraverso la quale una certa quantità di energia organizzata risulta, alla fine, convertita nell'energia associata ad un moto molecolare casuale).

Conversione dell'energia disorganizzata

La figura seguente mostra tre esempi di dispositivi nei quali energia disorganizzata viene trasformata in energia organizzata.



Caratteristiche dell'energia disorganizzata

Per un processo che realizzi la massima conversione possibile di energia disorganizzata in energia organizzata valgono le seguenti considerazioni:

- 1) il processo impiegato deve essere totalmente reversibile;
- 2) il limite superiore della conversione realizzabile dipende dai parametri termodinamici del sistema (nel quale l'energia è immagazzinata) e dai parametri dell'ambiente.

Inoltre l'energia disorganizzata possiede le seguenti caratteristiche:

- 1) lo studio dei processi di conversione di energia disorganizzata deve coinvolgere il secondo principio della termodinamica;

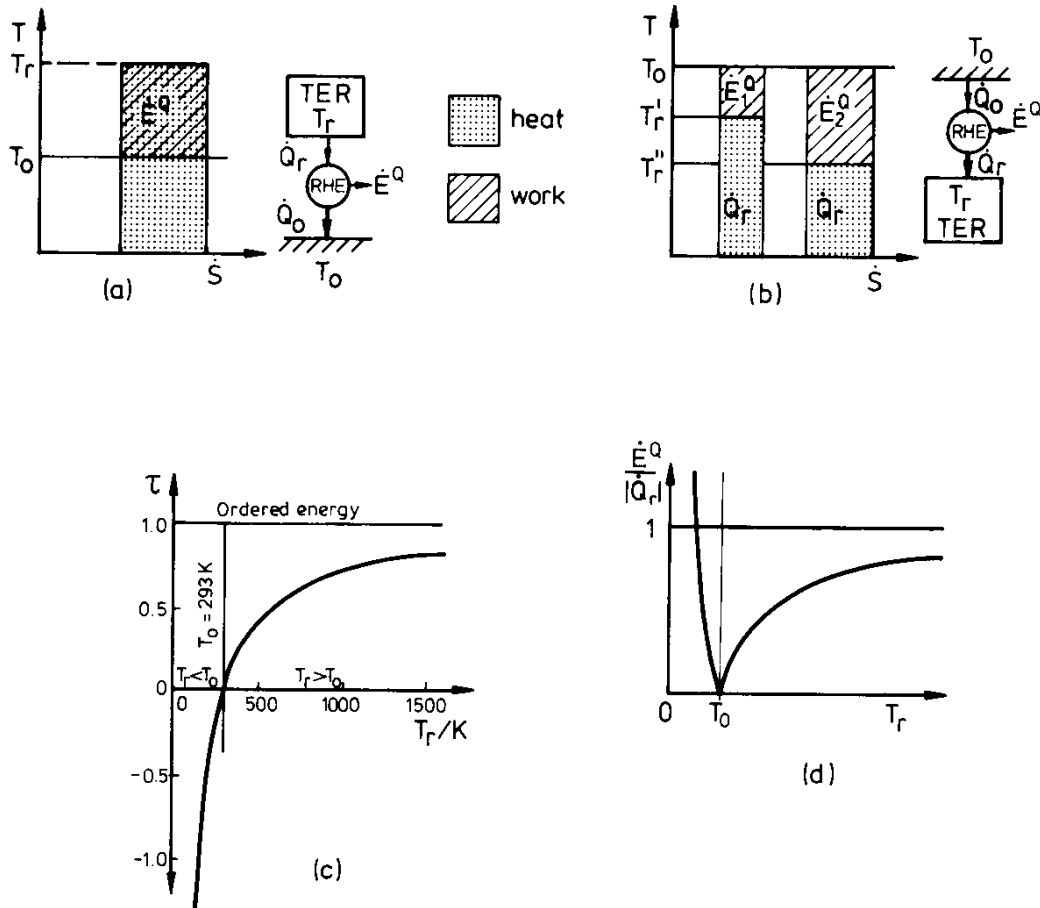
la conversione di energia disorganizzata è generalmente accompagnata da variazioni dell'entropia dei sistemi che interagiscono.

EXERGIA ASSOCIATA AD UN TRASFERIMENTO DI LAVORO

Avendo definito il lavoro equivalente di una data forma di energia quale misura dell'exergia di questa, il lavoro risulta equiparabile all'exergia sotto ogni punto di vista.

I trasferimenti di exergia sono quindi definiti, sia per quanto riguarda il valore assoluto che per quanto riguarda il verso (e quindi il segno), dai trasferimenti di lavoro cui essi corrispondono.

EXERGIA ASSOCIATA AD UN TRASFERIMENTO DI CALORE



EXERGIA ASSOCIATA AD UN FLUSSO STAZIONARIO DI MATERIA

In assenza di effetti nucleari, magnetici, elettrici e di tensione superficiale, il flusso di exergia (exergia nell'unità di tempo) associato ad un flusso stazionario di materia risulta costituito dai seguenti quattro termini

$$\dot{E} = \dot{E}_k + \dot{E}_p + \dot{E}_{ph} + \dot{E}_0$$

e analogamente l'exergia massica ($\varepsilon = \dot{E} / \dot{m}$)

$$\varepsilon = \varepsilon_k + \varepsilon_p + \varepsilon_{ph} + \varepsilon_0$$

Nelle due relazioni precedenti i pedici indicano

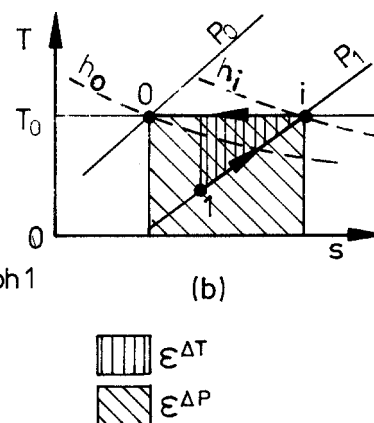
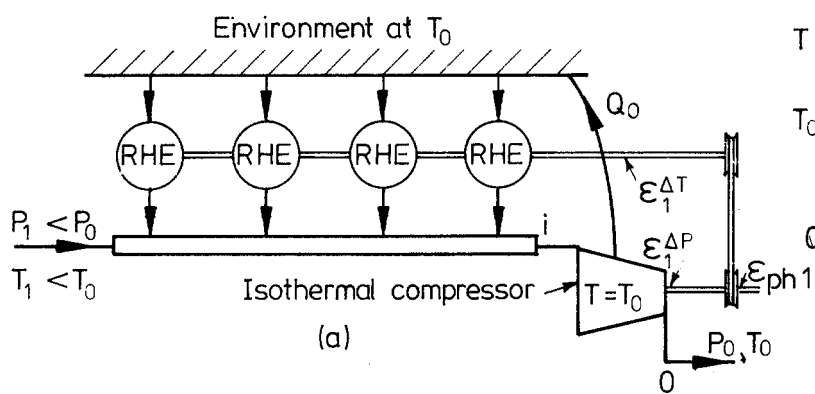
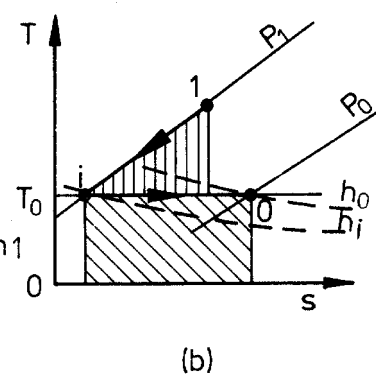
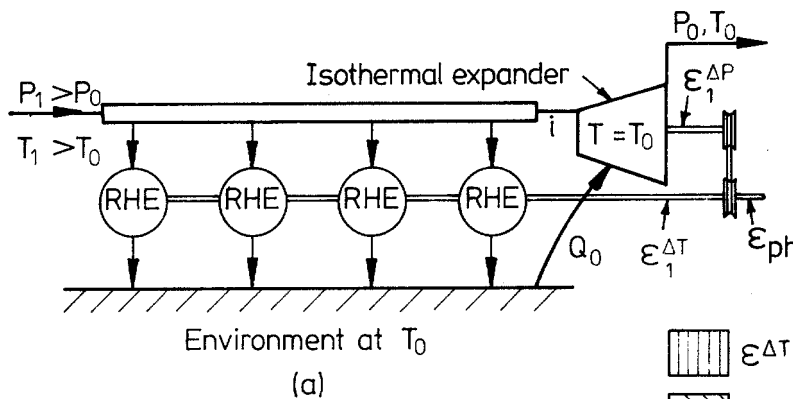
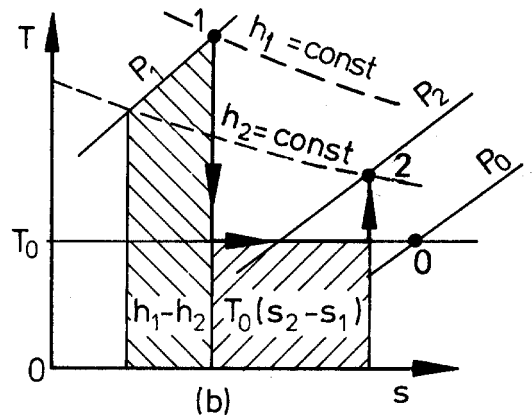
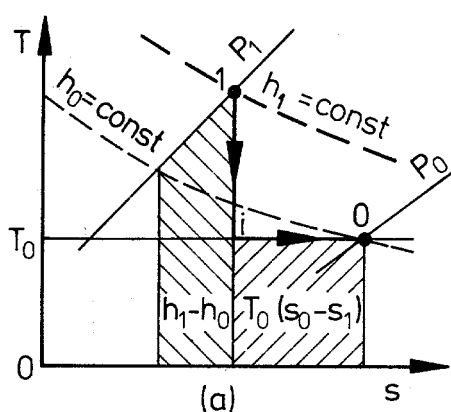
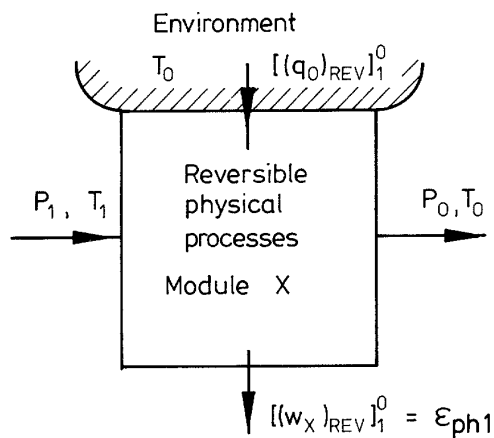
- k il termine cinetico
- p il termine potenziale (gravitazionale)
- ph il termine fisico
- 0 il termine chimico

I primi due termini sono espressi dalle relazioni

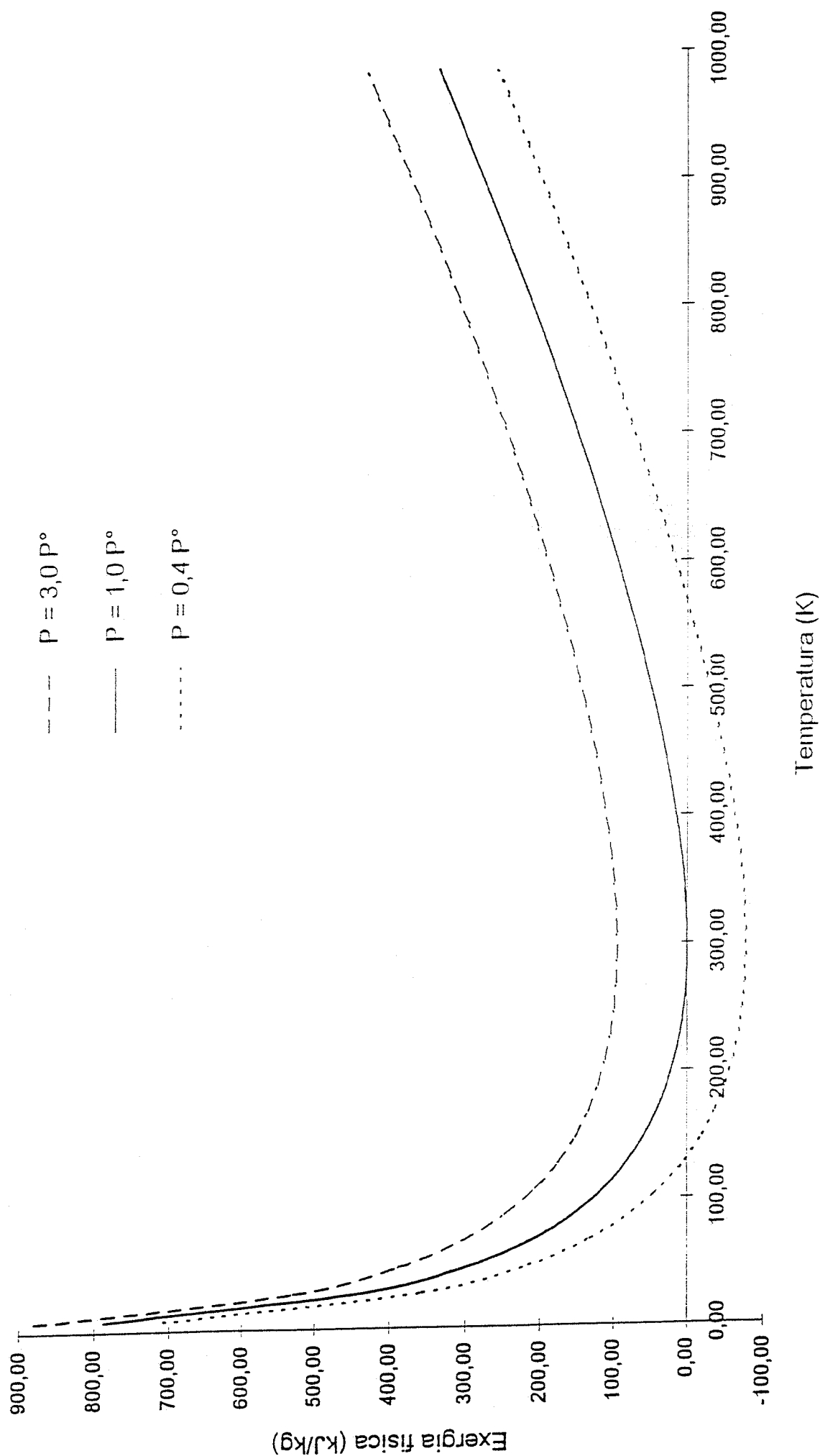
$$\dot{E}_k = \frac{1}{2} \dot{m} C_0^2 \quad \text{e quindi} \quad \varepsilon_k = \frac{1}{2} C_0^2$$

$$\dot{E}_p = \dot{m} g Z_0 \quad \text{e quindi} \quad \varepsilon_p = g Z_0$$

EXERGIA FISICA



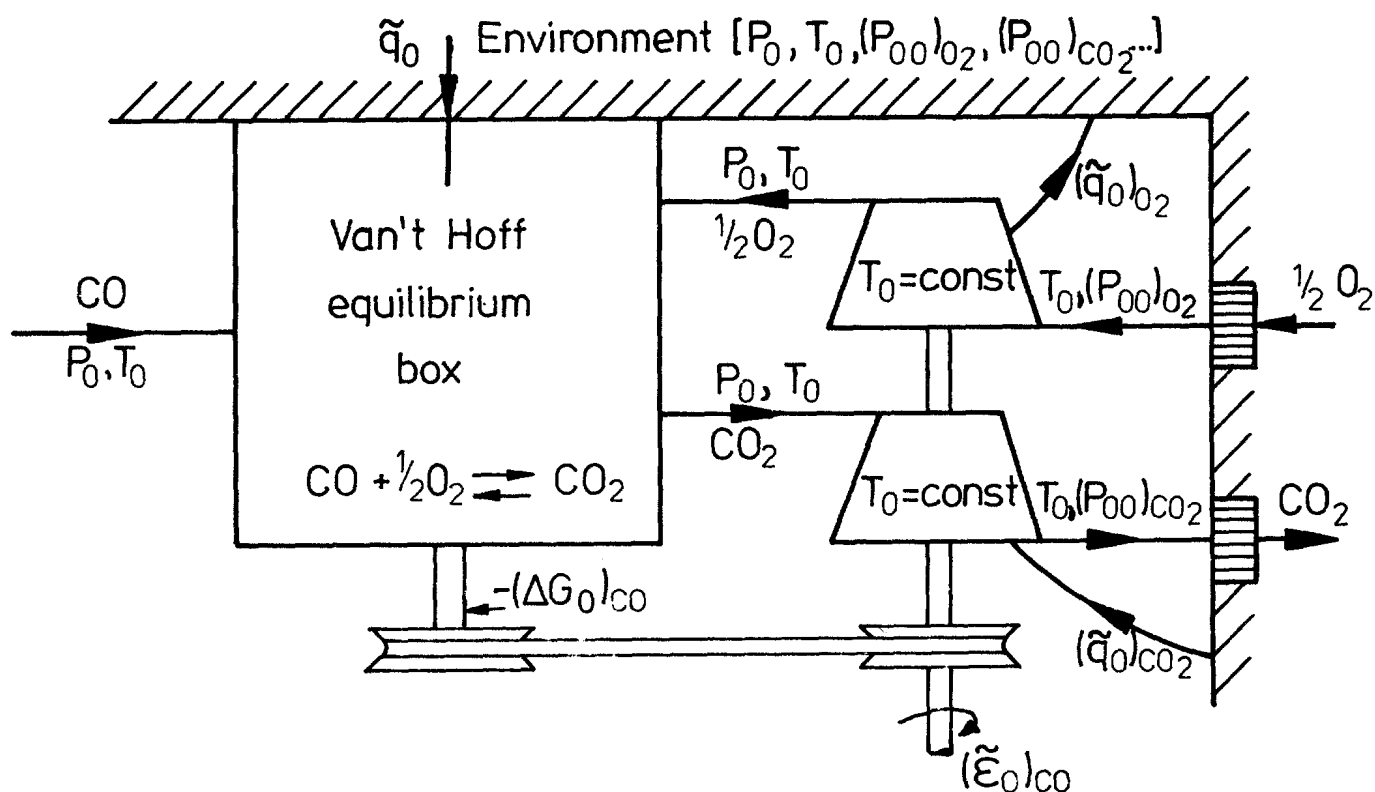
Exergia fisica di un gas perfetto (aria secca; $P^0=101325 \text{ Pa}$; $T^0=298,15 \text{ K}$)



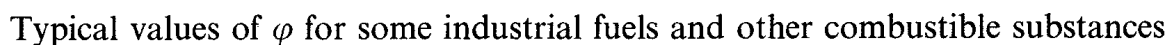
EXERGIA CHIMICA

Chemical elements with gaseous reference substances.
($T^0 = 298.15$ K, $P^0 = 1.013\,25$ bar.)

Reference substances					
Chemical element	Chemical symbol	Mole fraction in dry air	Standard partial pressure in the environment P_i^{00}/bar	$-\tilde{R}T^0 \ln P_i^{00}/P^0$ kJ/kmol	Reference reaction
Ar	Ar	0.009 33	0.009 07	11 690	$\text{Ar} \rightarrow \text{Ar}$
C	CO_2	0.000 3	0.000 294	20 170	$\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
D	$\text{D}_2\text{O g}$	—	0.000 001 37	33 500	$\text{D} + \frac{1}{4}\text{O}_2 \rightarrow \frac{1}{2}\text{D}_2\text{O}$
H	$\text{H}_2\text{O g}$	—	0.008 8	11 760	$\text{H} + \frac{1}{4}\text{O}_2 \rightarrow \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$
He	He	0.000 005	0.000 004 9	30 360	$\text{He} \rightarrow \text{He}$
Kr	Kr	0.000 001	0.000 000 98	34 320	$\text{Kr} \rightarrow \text{Kr}$
N	N_2	0.780 3	0.758 3	720	$\text{N} \rightarrow \frac{1}{2}\text{N}_2$
Ne	Ne	0.000 018	0.000 017 7	27 150	$\text{Ne} \rightarrow \text{Ne}$
O	O_2	0.209 9	0.204 0	3 970	$\text{O} \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2$
Xe	Xe	0.000 000 09	0.000 000 088	40 300	$\text{Xe} \rightarrow \text{Xe}$



A reversible device for determining the chemical exergy of carbon monoxide.



Fuel	$\varphi = \varepsilon^0 / (\text{NCV})^0$
Coke	1.05
Different types of coal	1.06–1.10
Peat	1.16
Wood	1.15–1.30
Different fuel oils and petrol	1.04–1.08
Natural gas	$1.04 \pm 0.5\%$
Coal gas	$1.00 \pm 1\%$
Blast furnace gas	$0.98 \pm 1\%$
Hydrogen	0.985
Carbon monoxide	0.973
Sulphur (rhombic)	2.017

MASSIMO LAVORO DI UNA REAZIONE CHIMICA

$$[W_x]_{MAX} = -\Delta G^0 = -(G_P^0 - G_R^0) = G_R^0 - G_P^0$$

LAVORO MOLARE REVERSIBILE A TEMPERATURA COSTANTE

$$P\tilde{v} = \tilde{R}T = \text{cost} \quad d(P\tilde{v}) = 0 \quad P d\tilde{v} + \tilde{v} dP = 0 \quad P d\tilde{v} = -\tilde{v} dP \quad \delta\tilde{w} = \delta\tilde{w}_x$$

$$\tilde{w} = \tilde{w}_x = -\int_{P_1}^{P_2} \tilde{v} dP = -\int_{P_1}^{P_2} \tilde{R}T \frac{dP}{P} = -\tilde{R}T \int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = -\tilde{R}T \ln \frac{P_2}{P_1}$$

LAVORO MASSICO REVERSIBILE A TEMPERATURA COSTANTE

$$Pv = RT = \text{cost} \quad d(Pv) = 0 \quad P dv + v dP = 0 \quad P dv = -v dP \quad \delta w = \delta w_x$$

$$w = w_x = -\int_{P_1}^{P_2} v dP = -\int_{P_1}^{P_2} RT \frac{dP}{P} = -RT \int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} = -RT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

BILANCIO DELL'ENERGIA (LEGGE DI CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA)

REGIONE DI CONTROLLO (SISTEMA APERTO)

SFEE (Steady Flow Energy Equation), che in caso di una sola sezione di ingresso ed una sola sezione di uscita si può scrivere, in termini massici

$$\sum_r^{TER} q_r - w_x = (h_e - h_i) + \frac{1}{2}(C_e^2 - C_i^2) + g(Z_e - Z_i)$$

BILANCIO DELL'EXERGIA (LEGGE DI DEGRADAZIONE DELL'ENERGIA)

REGIONE DI CONTROLLO (SISTEMA APERTO)

$$\dot{E}_i + \dot{E}^Q = \dot{E}_e + \dot{W}_x + \dot{I}$$

Da impiegare per il calcolo del flusso di irreversibilità $\dot{I}$ essenzialmente in presenza di

- processi chimici
- scambi di materia con l'ambiente

LEGGE DI GOUY-STODOLA

$$I = T_0 \Pi \quad \text{con} \quad \Pi = (\Delta S)_{ISOL}$$

$$\dot{I} = T_0 \dot{\Pi} \quad \text{con} \quad \dot{\Pi} = (\Delta \dot{S})_{ISOL}$$

$$i = T_0 \pi \quad \text{con} \quad \pi = (\Delta s)_{ISOL} \quad \text{e dove è} \quad i = \frac{I}{m} = \frac{\dot{I}}{\dot{m}}$$

Da impiegare per il calcolo delle irreversibilità in presenza di processi puramente fisici.

CRITERI DI PRESTAZIONE

RENDIMENTO EXERGETICO

Potendo scrivere, in forma generalizzata, il desiderato output espresso in termini exergetici $\sum \Delta \dot{E}_{OUT}$

e potendo scrivere, in forma generalizzata, il necessario input espresso in termini exergetici $\sum \Delta \dot{E}_{IN}$

si ha la seguente espressione del bilancio exergetico $\sum \Delta \dot{E}_{OUT} = \sum \Delta \dot{E}_{IN} - \dot{I}$

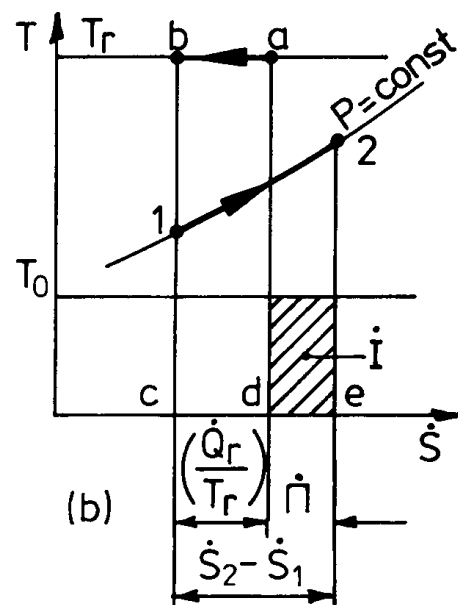
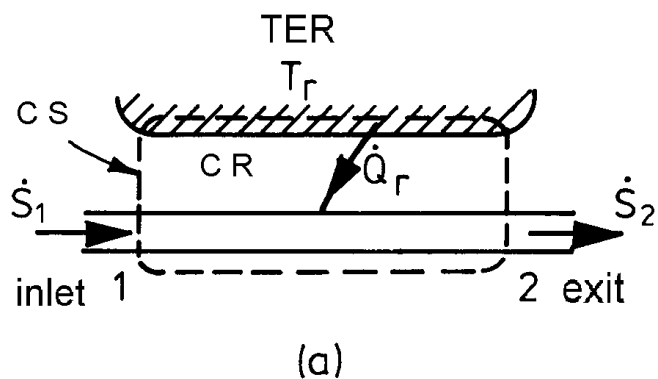
e si possono pertanto scrivere le seguenti espressioni del rendimento exergetico ψ

$$\psi = \frac{\sum \Delta \dot{E}_{OUT}}{\sum \Delta \dot{E}_{IN}} \quad \text{e} \quad \psi = 1 - \frac{\dot{I}}{\sum \Delta \dot{E}_{IN}}$$

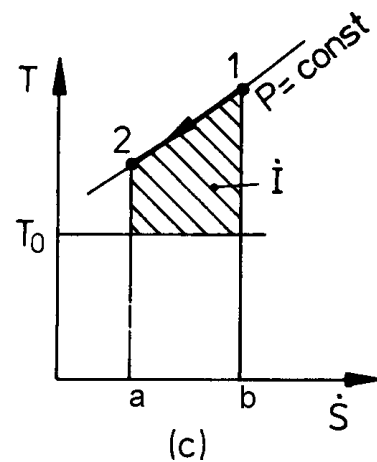
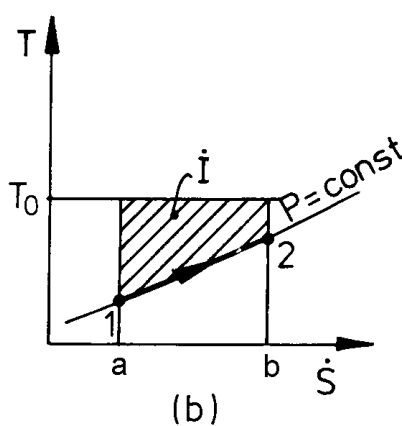
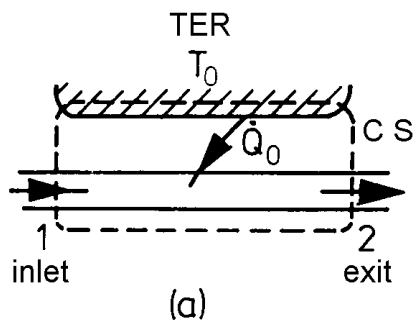
VALUTAZIONE DEL FLUSSO DI IRREVERSIBILITÀ

ALCUNI SEMPLICI PROCESSI A FLUSSO STAZIONARIO

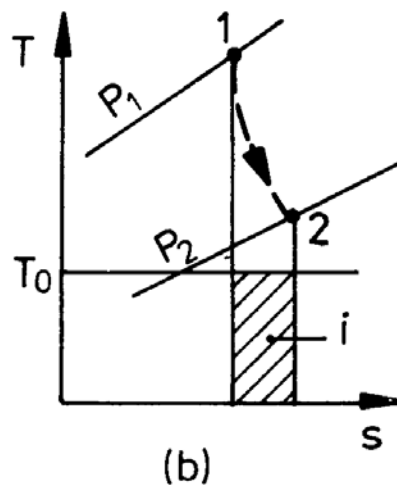
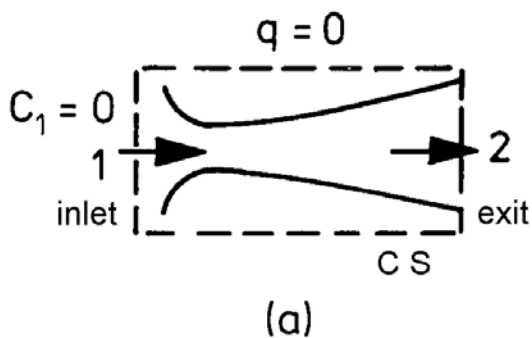
1) Riscaldamento a pressione costante e in assenza di attriti



2) Scambi termici con l'ambiente a pressione costante e in assenza di attriti

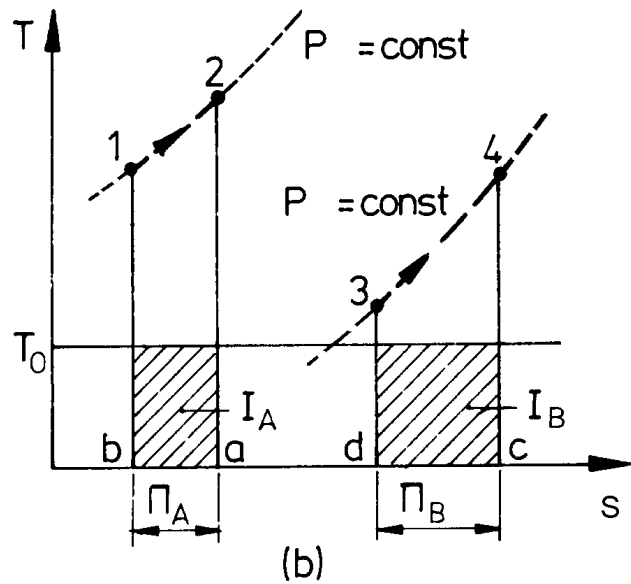
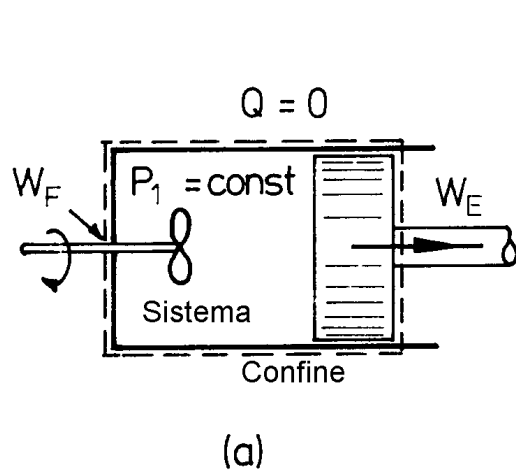


3) Espansione in un ugello adiabatico in presenza di attriti



VALUTAZIONE DELLE IRREVERSIBILITÀ

APPLICAZIONE AD UN SISTEMA CHIUSO

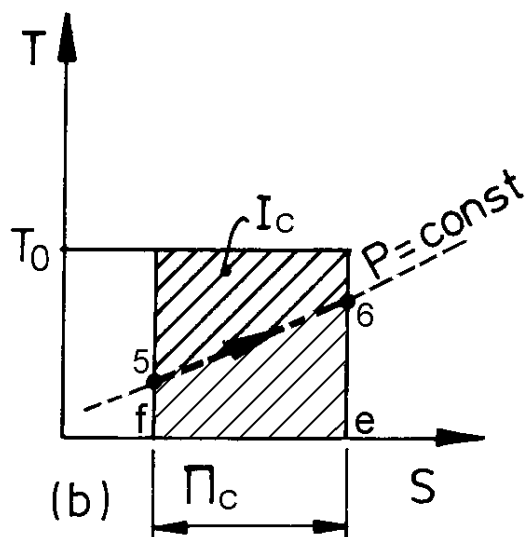
Dissipazione viscosa di lavoro mediante agitatore meccanico

Caso A) Temperatura del fluido superiore alla temperatura ambiente.

Caso B) Temperatura del fluido superiore alla temperatura ambiente, ma inferiore rispetto al caso A.

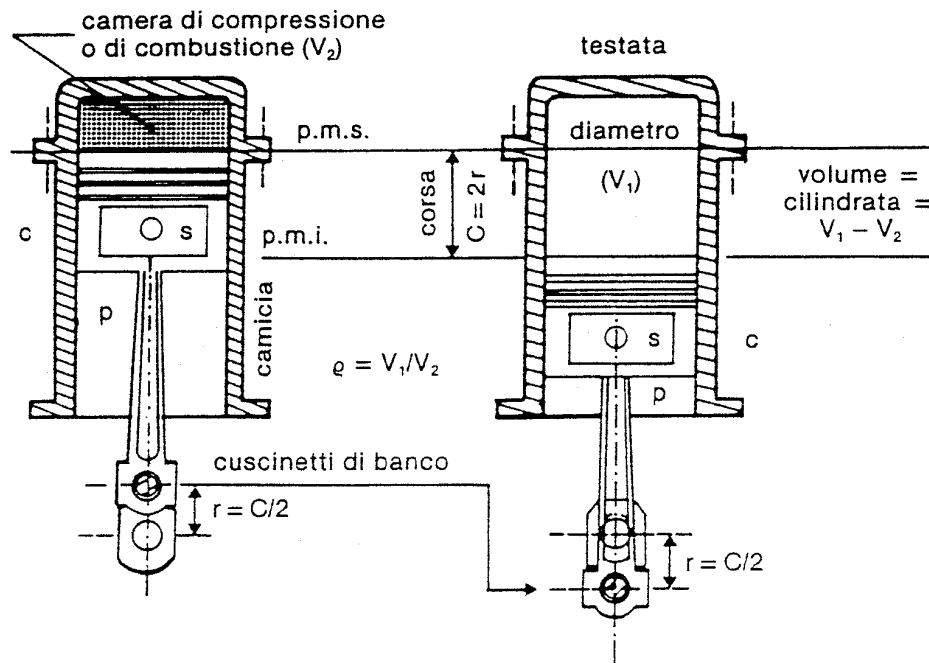
Caso C) Temperatura del fluido inferiore alla temperatura ambiente.

La fig. (b) diviene in questo caso la seguente

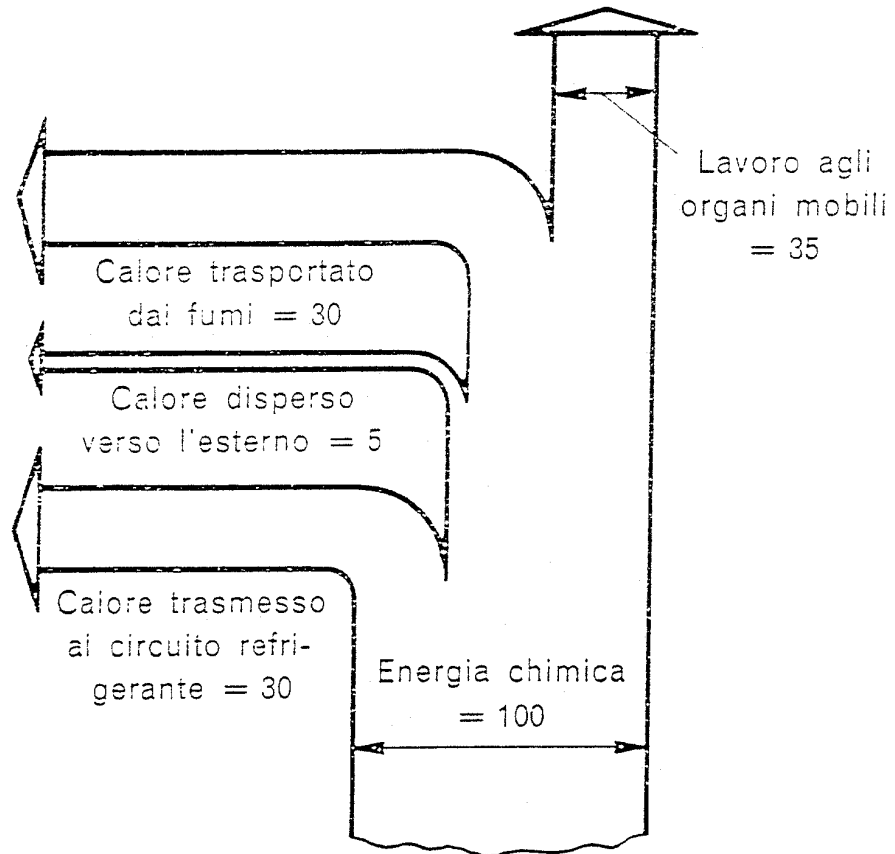


RAPPRESENTAZIONI GRAFICHE

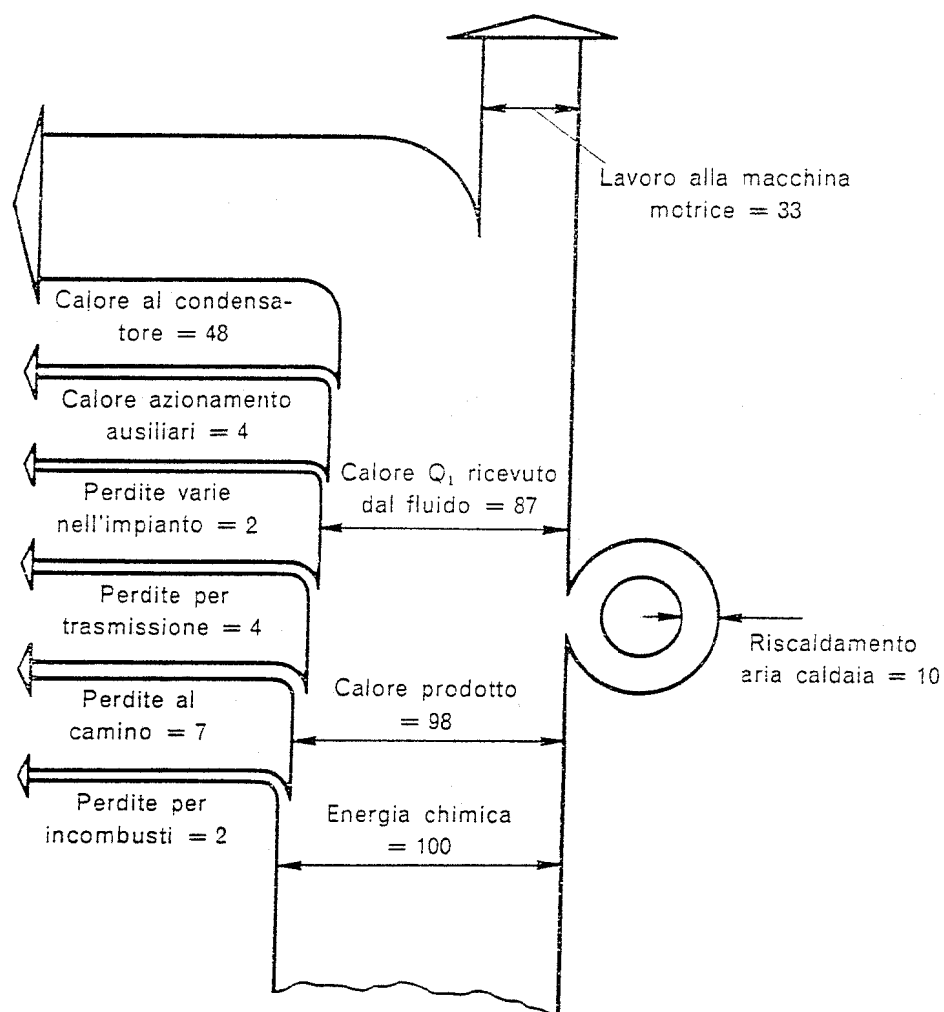
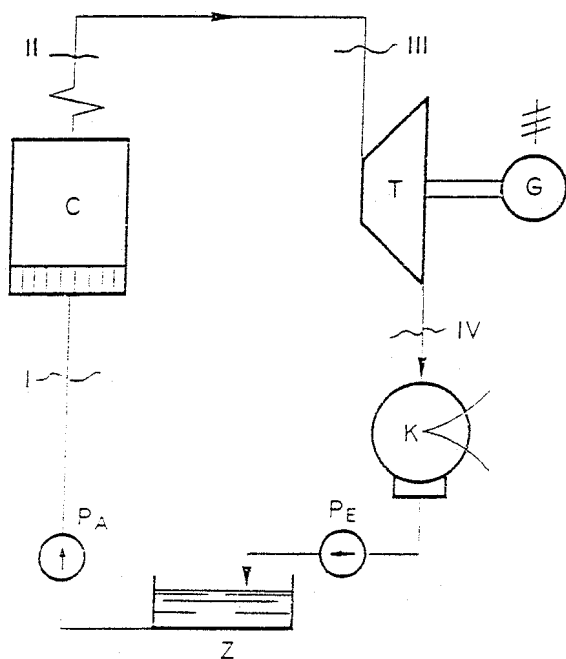
DIAGRAMMA DI SANKEY (BILANCIO DI ENERGIA)



Configurazione meccanica tradizionale di un MCI.

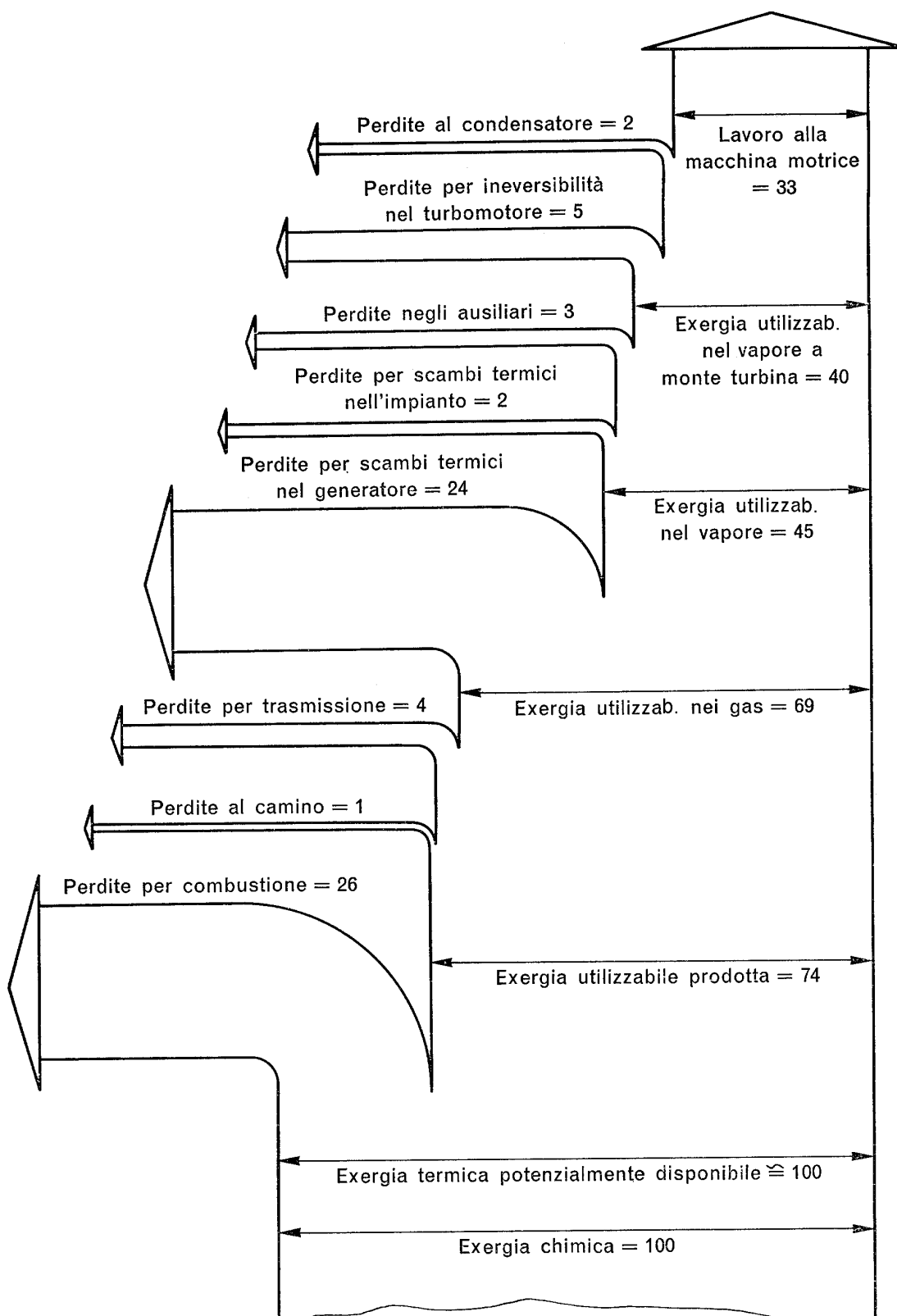


Bilancio dell'energia

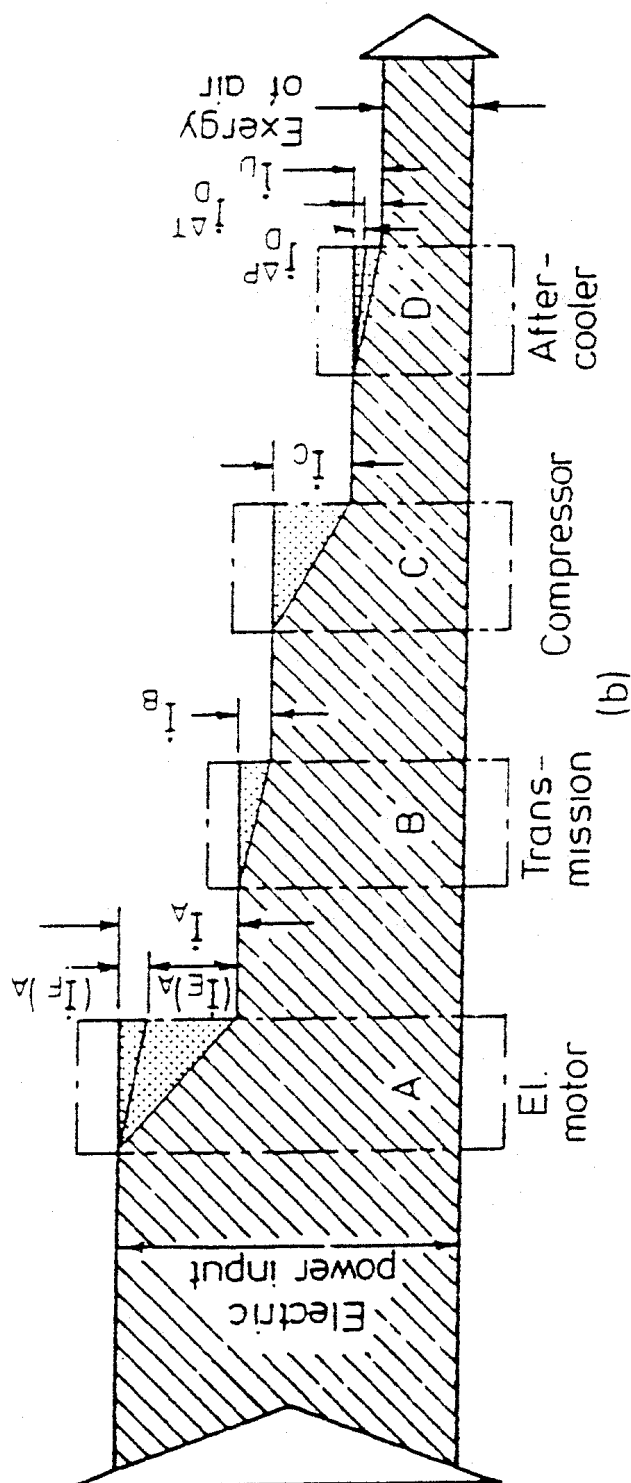
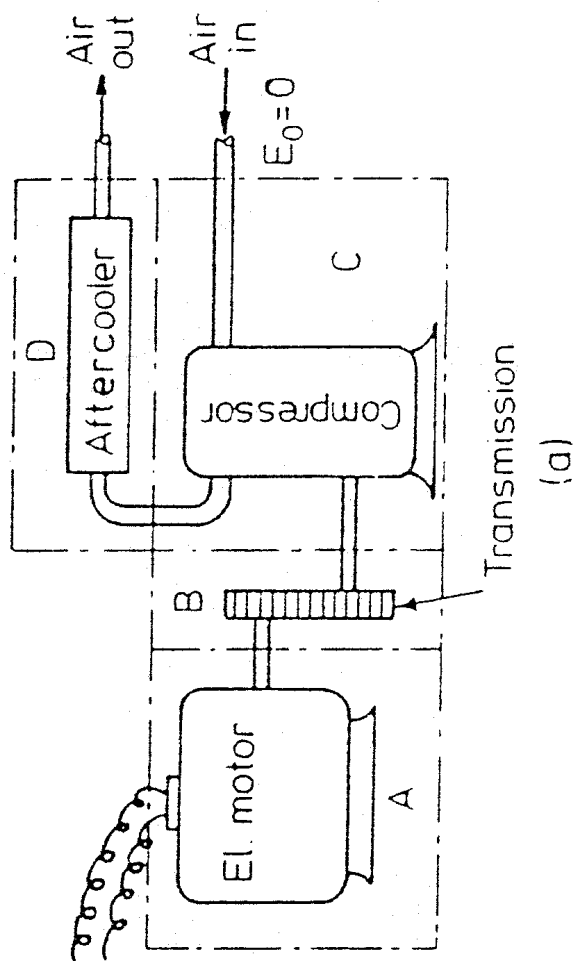
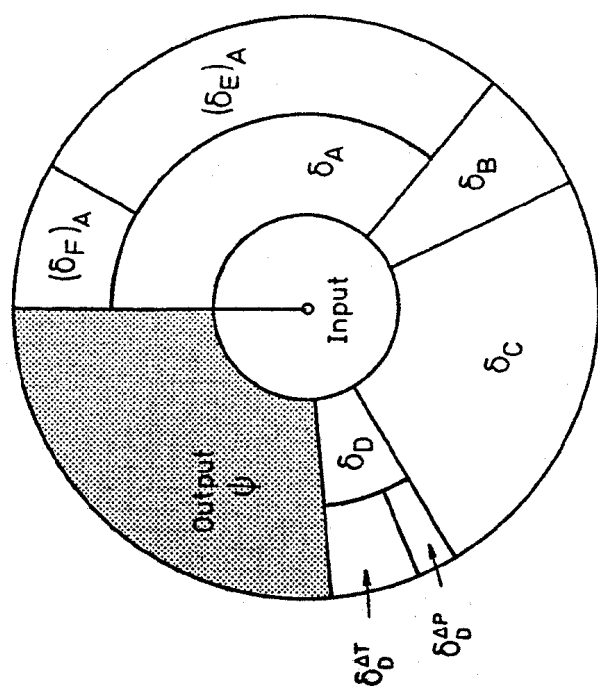


Bilancio dell'energia in un impianto motore a vapore.

DIAGRAMMA DI GRASSMANN (BILANCIO DI EXERGIA)

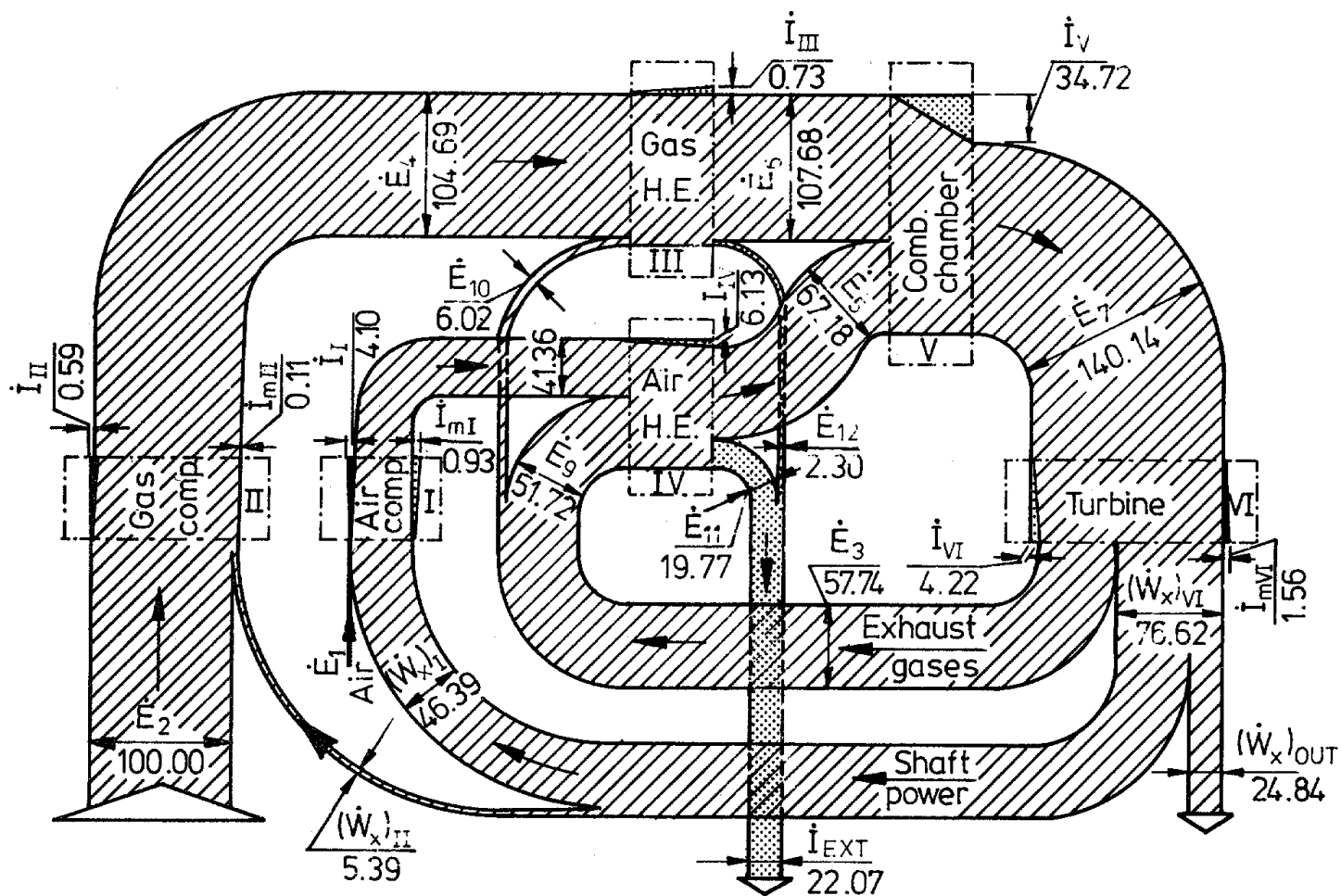
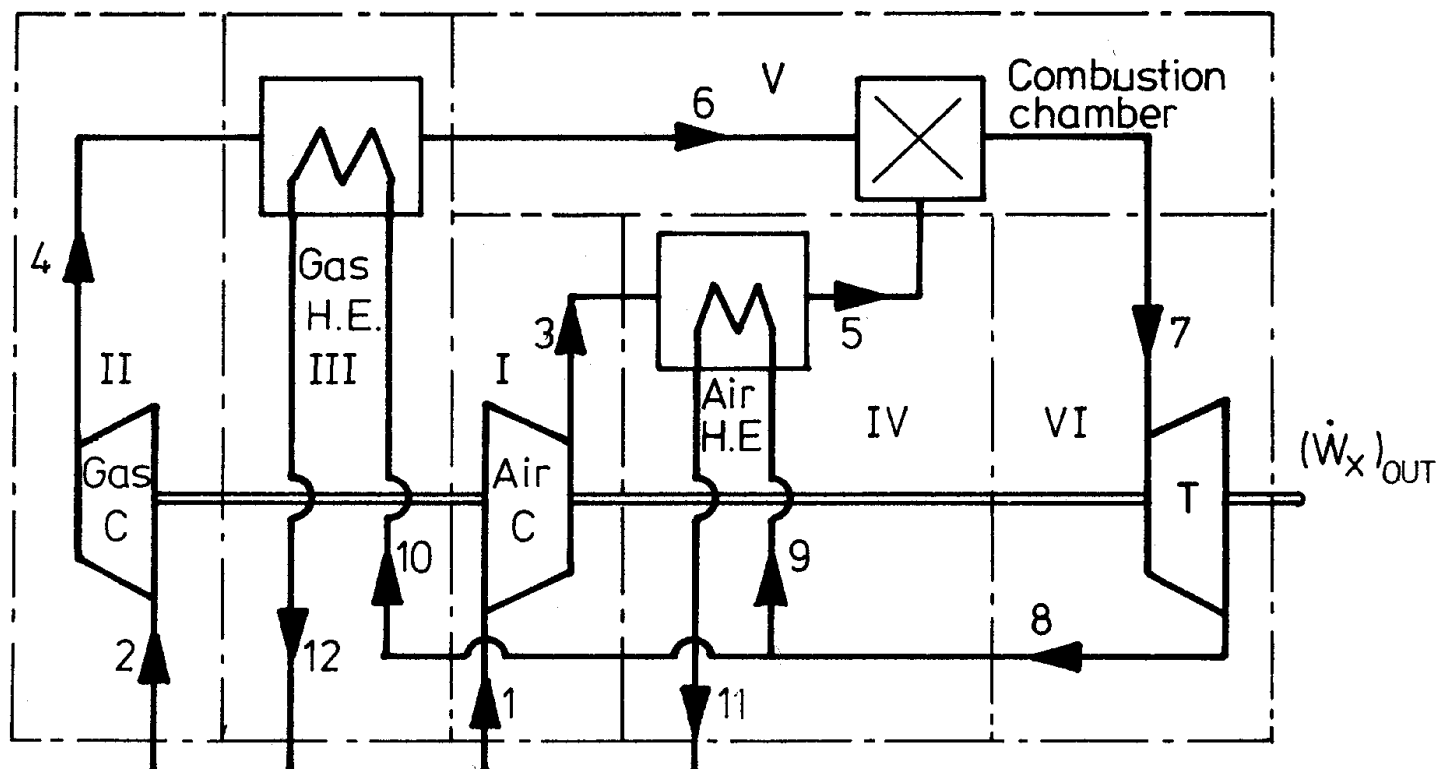


Bilancio exergetico di un impianto motore a vapore.

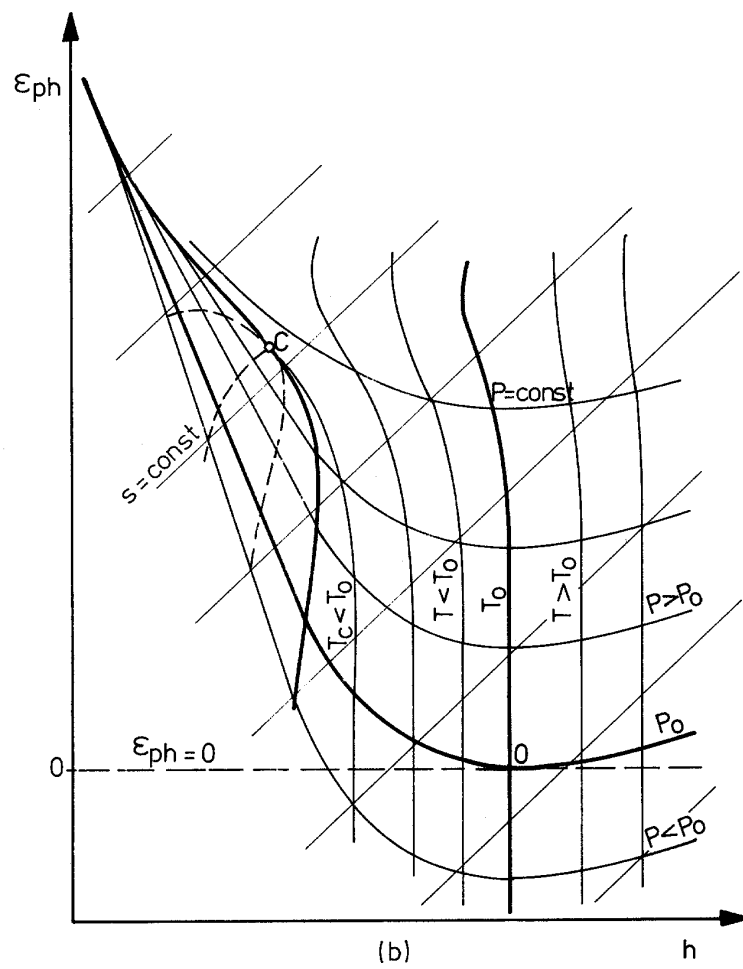
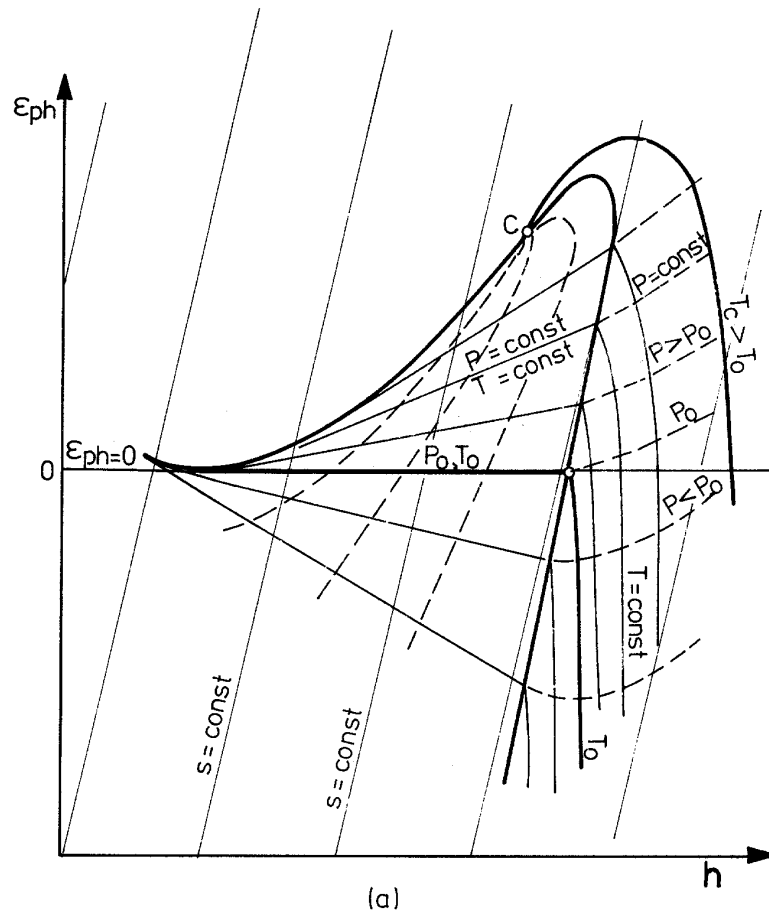


Grassmann diagram for a single-stage air compressor plant.

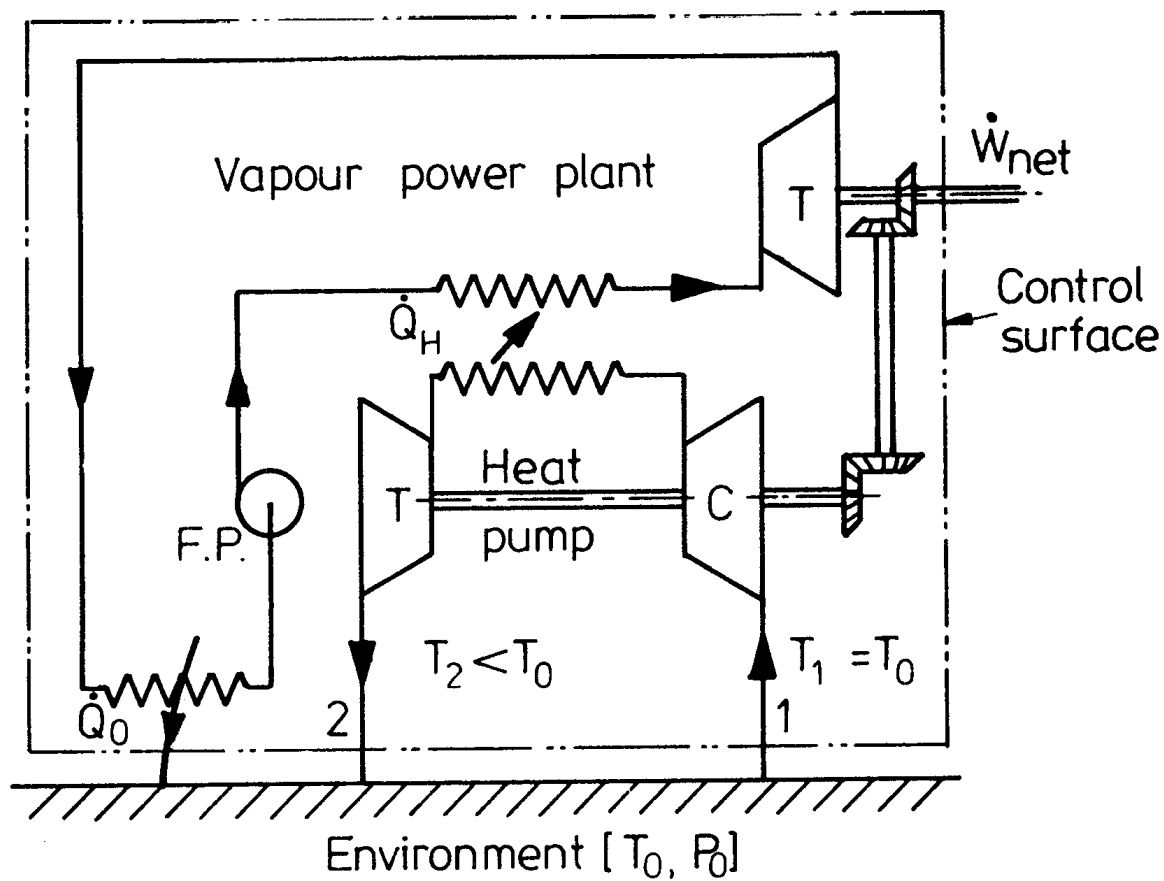
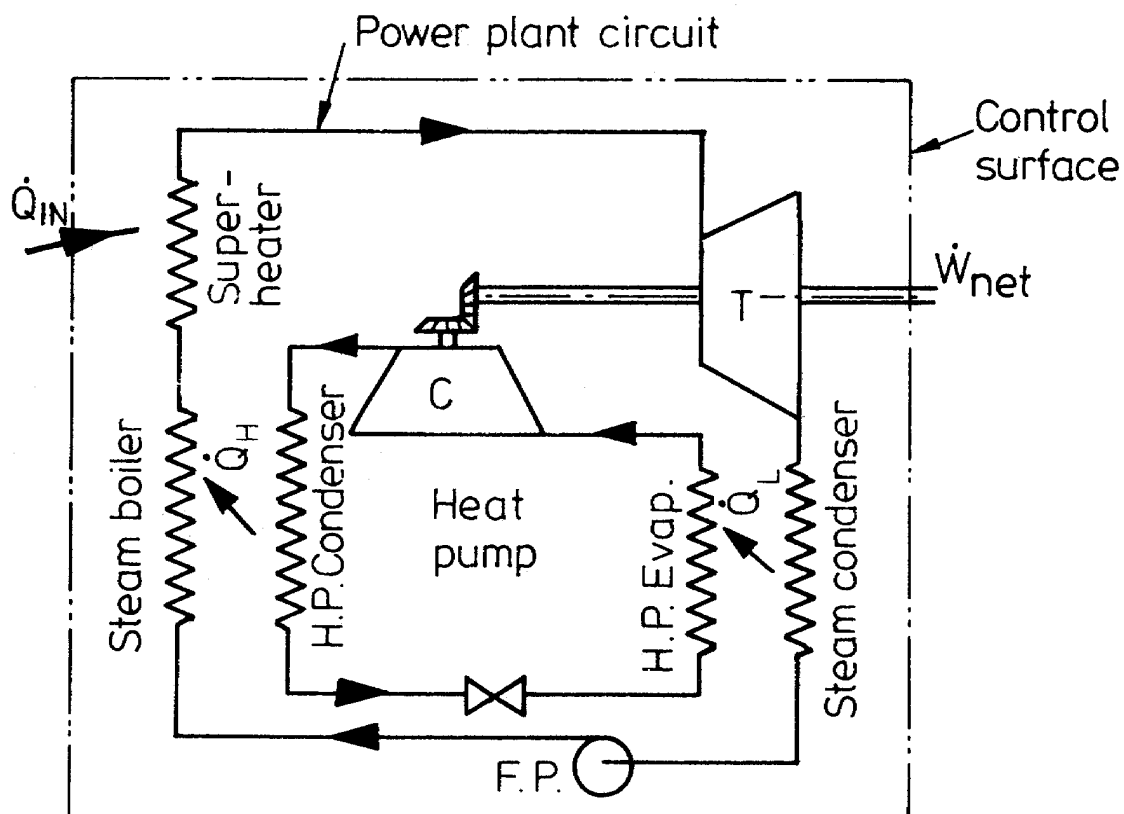
IMPIANTO CON TURBINA A GAS



PIANO TERMODINAMICO: EXERGIA FISICA - ENTALPIA



FATTIBILITÀ TERMODINAMICA



INDICE

Frontespizio	1
Sistemi chiusi (analisi di una massa controllata)	2
Sistemi chiusi (analisi di una massa controllata)	5
Rendimento massimo di un Motore termico (HE)	7
Reversibilità e irreversibilità	8
Processi irreversibili	9
Calcolo dell'irreversibilità	10
Produzione di entropia in un sistema chiuso	11
Produzione di entropia in una regione di controllo	11
Massimo lavoro ottenibile da un sistema in combinazione con un TER	12
Reazione chimica reversibile alla temperatura di riferimento T_0	12
Massimo lavoro di una reazione chimica	13
Classificazione delle forme di energia	14
Exergia associata ad un trasferimento di lavoro	16
Exergia associata ad un trasferimento di calore	16
Exergia associata ad un flusso stazionario di materia	16
Exergia fisica	17
Exergia chimica	18
Espressione del massimo lavoro di una reazione chimica	21
Espressione del lavoro molare reversibile a temperatura costante	21
Espressione del lavoro massico reversibile a temperatura costante	21
Bilancio dell'energia (legge di conservazione dell'energia)	21
Bilancio dell'exergia (legge di degradazione dell'energia)	21
Legge di Gouy-Stodola	21
Criteri di prestazione	21
Valutazione del flusso di irreversibilità	22
Valutazione delle irreversibilità	23
Rappresentazioni grafiche	24
Impianto con turbina a gas	28
Piano termodinamico: exergia fisica - entalpia	29
Fattibilità termodinamica	30
Indice	31