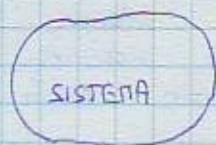


# FISICA TECNICA:

①

Iniziamo il corso di Fisica Tecnica definendo il concetto di **sistema**. Il concetto di sistema è un concetto primitivo. Per noi un sistema è una porzione di materia che intendiamo studiare. Si ricordi che per **materia** intendiamo tutto ciò che occupa uno spazio e possiede una proprietà nota, come **massa**. La massa è una grandezza scalare che rappresenta la quantità di materia presente in un oggetto. Graficamente un sistema, viene rappresentato da una linea chiusa che è anche la parete dello stesso. Chiamiamo **ambiente** tutto ciò che è esterno al sistema. Quindi la parete separa il sistema dall'ambiente. Chiamiamo **universo** l'unione del sistema e dell'ambiente.



AMBIENTE

UNIVERSO = SISTEMA + AMBIENTE

Un sistema può essere sostanzialmente di tre tipi:

- 1) **sistema aperto**: è un sistema che scambia materia ed energia con l'ambiente circostante. Per esempio se consideriamo una pentola e mettiamo un po' di acqua nella pentola, e la facciamo bollire, il vapore che ne uscirà sarà la materia trasmessa all'ambiente, mentre l'energia scambiata sarà sotto forma di calore.
- 2) **sistema chiuso**: è un sistema che scambia solo energia con l'ambiente. Se consideriamo l'esempio precedente della pentola, e la ricopriamo con un coperchio, non uscirà più il vapore e quindi non ci sarà scambio di materia tra il sistema e l'ambiente.
- 3) **sistema isolato**: è un sistema che non scambia né energia né materia con l'ambiente.

Nella termodinamica classica si considerano solo sistemi chiusi. Quindi inizialmente prenderemo in considerazione solo sistemi di questo tipo. Si noti che nei sistemi chiusi gli scambi di energia avvengono sotto forma di **calore** e di **lavoro**. Quindi il calore e il lavoro sono forme di scambio di energia. Indicheremo con  $Q$  il calore e  $L$  il lavoro. Entrambi si misurano in **joule (J)**. Quindi lo scambio di materia e di energia tra il sistema e l'ambiente sono tipi di interazione. Una volta definite le proprietà del sistema, vediamo quali sono le operazioni fondamentali che ci permettono di individuare in modo preciso un sistema:

- 1) definire il tipo e la quantità dei costituenti del sistema. Per esempio se il mio sistema è una goccia d'acqua, il tipo di costituenti saranno le molecole di acqua, mentre la quantità di costituenti sarà la quantità di moli presenti nella goccia. In merito si usa il vettore  $\vec{n}$  così definito:

$$\vec{n} = \{ n_1, n_2, \dots, n_m \}$$

chiamato **vettore quantità dei costituenti**.

2) Elementare le forze agenti sul sistema. Tali forze possono essere chiaramente forze interne come per esempio le forze intermolecolari, oppure possono essere forze esterne come per esempio la forza peso.

Un sistema, su cui noi abbiamo spesso ad operare è il sistema semplice che altro non è che un sistema il quale non è suddiviso da pareti interne che impediscano lo scambio di energia e/o di materia tra i vari sottosistemi, e che è soggetto solo ad una forza esterna, esercitata oltre pareti del sistema stesso. Si ricordi che una parete è quell'entità che separa l'ambiente del sistema. Se suddividiamo il nostro sistema tramite l'utilizzo di pareti interne otteniamo tanti sottosistemi.



Altre il concetto di stato è un concetto primitivo. In prima approssimazione possiamo dire che lo stato è una determinata condizione in cui si può trovare il mio sistema. Vediamo anche il concetto di processo. Un processo indichiamo una successione continua di stati. Si parte da uno stato iniziale indicata con  $S_i$ , e transitando attraverso stati intermedi, si giunge ad uno stato finale indicata con  $S_f$ . Graficamente si ha:



$S_1$  e  $S_2$  sono stati intermedi.

Esistono vari tipi di processi. Iniziamo a vederli alcuni. Parliamo dei processi spontanei e dei processi meccanici. Per processo spontaneo si intende un processo che avviene senza l'azione trascinata sul mondo esterno. In essere più precisi un processo spontaneo può consistere delle tracce sull'ambiente durante la transizione (quando per esempio si si trova in uno stato intermedio), ma è importante è che alla fine di tutto, quando siamo nello stato finale, tali tracce sono scomparse. Un sistema che subisce solo processi spontanei prende il nome di sistema isolato. Per processo meccanico invece si intende un processo chiaramente non spontaneo che ha, come unici effetti sull'ambiente, effetti di tipo meccanico. Si noti che le tracce lasciate da processi non spontanei sono composte da variazioni delle proprietà estensive del sistema e dell'ambiente, e queste variazioni dipendono dalle pareti del sistema. La cosa si intende per proprietà estensiva? Innanzitutto, una proprietà è una grandezza fisica la cui misura dipende soltanto dallo stato del sistema. Si noti che è insieme delle proprietà è un sottoinsieme proprio dell'insieme delle grandezze fisiche. Quindi:



Impulsi ci possiamo essere delle grandezze fisiche che non sono delle proprietà, cioè la cui misura non dipende dallo stato del sistema. Fatto spesso una proprietà viene anche dalla funzione di stato.

Le proprietà di un sistema possono essere di due tipi:

- 1) **proprietà estensive** che sono proprietà la cui misura dipende dalla massa, cioè dalla quantità di materia.
- 2) **proprietà intensive** che sono proprietà la cui misura non dipende dalla quantità di materia.

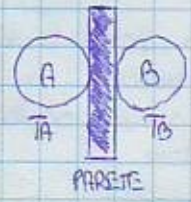
Per esempio la massa e il volume sono proprietà estensive, mentre la densità  $\rho$  è una proprietà intensiva. Si ricorda che per definizione:

DENSITÀ =  $\frac{\text{MASSA}}{\text{VOLUME}} \Rightarrow \rho = \frac{m}{V}$  • NB: La massa si misura in kg, il volume in  $m^3$  e quindi la densità in  $kg/m^3$ .

In precedenza abbiamo accennato le caratteristiche di parete. Vediamo adesso i principali tipi di parete:

- 1) **parete impermeabile**, la quale <sup>non</sup> permette trasferimenti di materia.
- 2) **parete porosa**, la quale permette trasferimenti di materia.
- 3) **parete rigida**, che non permette al sistema di variare il proprio volume.
- 4) **parete mobile**, che permette al sistema di variare il proprio volume.
- 5) **parete diatermica**, che permette il passaggio di calore.
- 6) **parete adiabatica**, che non permette il passaggio del calore, e che quindi permette lo svolgimento di processi meccanici.

Abbiamo già detto che il calore e il lavoro sono forme di scambio di energia per i sistemi chiusi. Siccome una parete adiabatica non permette scambi di calore, allora l'unica energia scambiabile è il lavoro. Siccome un processo meccanico lascia sull'ambiente solo effetti di natura meccanica (dotti dalla scambio di lavoro), essa che è pareti adiabatice permettono di far svolgere solo processi meccanici. Vediamo degli esempi. Supponiamo di avere due corpi A e B rispettivamente a temperatura  $T_A$  e  $T_B$  con  $T_A < T_B$ . Supponiamo anche che questi due corpi siano separati da una parete:



Se la parete è diatermica, si ha il naturale passaggio di calore dal corpo più caldo (B) verso il corpo più freddo (A) fino al raggiungimento dell'**equilibrio termico**, oltre:

$T_A = T_B$

Se la parete è adiabatica, tale equilibrio termico non verrà mai raggiunto, in quanto non c'è scambio di calore. Si ricorda inoltre che per l'equilibrio termico vale la proprietà di transitività e cioè se ho tre corpi A, B, C e se A è in equilibrio termico con B e B è in equilibrio termico con C, allora anche il corpo A è in equilibrio termico con C. Si può scrivere formalmente in questo modo:

se  $T_A = T_B$  e  $T_B = T_C \Rightarrow T_A = T_C$

Quanto è stato appena detto va sotto le nome di **principio di conservazione dell'equilibrio termico**. Iniziamo ora a parlare del primo principio della termodinamica. Consideriamo un sistema puramente meccanico, e consideriamo la conservazione dell'energia meccanica per un sistema di questo tipo. L'esperimento seguente va sotto le nome di **esperimento di Joule**. Prendiamo un contenitore composto da pareti impermeabili e adiabatiche, che quindi non permettono lo scambio di calore e di materia, ma permettono solo lo scambio di lavoro. Quindi si ha:

$$\begin{cases} Q = 0 \\ L \neq 0 \end{cases}$$

È risultata che l'energia meccanica altro non è che la somma di energia cinetica e di energia potenziale e può essere sempre posta uguale al lavoro svolto dalle forze in gioco. Quindi:

$$E_m = E_c + E_p = L$$

Siccome le forze agenti su un sistema possono essere interne oppure esterne, abbiamo che anche il lavoro è dato dalla somma del lavoro delle forze interne e del lavoro delle forze esterne. Quindi:

$$E_m = E_c + E_p = L_i + L_e$$

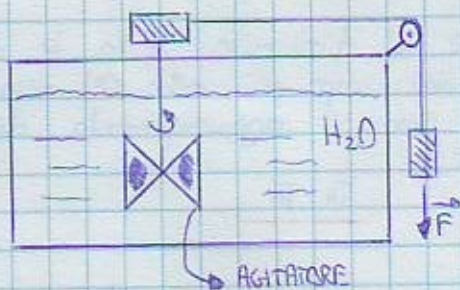
dove

- $E_c$  = energia cinetica
- $E_p$  = energia potenziale
- $L_i$  = lavoro delle forze interne
- $L_e$  = lavoro delle forze esterne

Supponiamo trascurabili le forze interne e quindi di conseguenza il lavoro  $L_i$  svolto da tali forze. Possiamo quindi scrivere:

$$E_c + E_p = L_e$$

Prendiamo dell'acqua nel contenitore sopra descritto, e inseriamo un **AGITATORE TERMO** nell'acqua in questo modo:



Attraverso la forza  $F$  viene compiuto lavoro esterno che permette di far ruotare e agitare termico le pale che agita l'acqua contenuta nel contenitore.

Dopo l'agitazione l'acqua ritorna in quiete e quindi l'energia cinetica e potenziale non hanno subito variazioni. Quindi:

$$\Delta E_m = \Delta E_c + \Delta E_p = 0$$

Ma il sistema, ha svolto un lavoro esterno. Quindi  $L \neq 0$ . L'unica spiegazione è che il sistema, ha immagazzinato in se l'energia corrispondente al lavoro compiuto. Chiamiamo questa energia **energia interna** che indichiamo con la lettera  $U$ . Quindi possiamo scrivere:

$$\underline{U = L}$$

Apriamo una piccola parentesi sulle notazioni. Consideriamo il seguente sistema:



- $L^{-}$  = lavoro entrante
- $L^{+}$  = lavoro uscente (fatto)
- $Q^{-}$  = calore entrante (assorbito)
- $Q^{+}$  = calore uscente (ceduto).

Per comodità assumiamo  $Q^{-}$  e  $L^{-}$   $>$   $0$  mentre  $L^{+}$  e  $Q^{+}$   $<$   $0$ . Quindi la precedente relazione si può scrivere in questa maniera:

$$\underline{U = L^{-}}$$

Se poi consideriamo la parete del contenitore adiabatica, c'è scambio di calore e quindi:

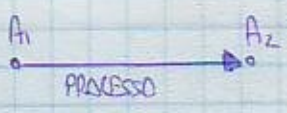
$$\underline{U = Q^{-} - L^{+}}$$

Per essere più precisi e corretti è la variazione di energia interna che a noi interessa e quindi scriviamo:

$$\underline{\Delta U = Q^{-} - L^{+}}$$

Questa equazione è un bilancio energetico.

Consideriamo due generici stati  $A_1$  e  $A_2$  di un ipotetico sistema. Supponiamo che ci sia un processo che faccia transitare il sistema dallo stato  $A_1$  allo stato  $A_2$ . Abbiamo:



Lo stato  $A_1$  è caratterizzato dall'energia interna  $U_1$ , mentre lo stato  $A_2$  è caratterizzato dall'energia interna  $U_2$ .

Durante il processo il sistema interagisce con l'ambiente circostante attraverso scambi di calore e di lavoro. Quindi la variazione di energia interna  $\Delta U = U_2 - U_1$  è data, dal calore assorbito dal sistema, durante il processo meno il lavoro fatto dallo stesso. Quindi:

$$\underline{\Delta U = U_2 - U_1 = Q^{-} - L^{+}}$$

L'energia interna  $U$  si misura in joule (J). In particolare se il processo che permette la transizione dallo stato  $A_1$  allo stato  $A_2$  è un processo meccanico, allora si ha:

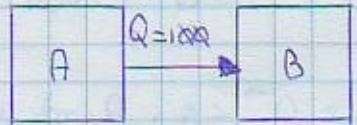
6

$\Delta U = U_2 - U_1 = -L$

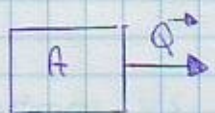
Vediamo ora le proprietà dell'energia interna. Innanzitutto l'energia interna è una proprietà ed è estensiva, cioè maggiore è la massa e maggiore è il suo valore. Inoltre l'energia interna è arbitraria. Supponiamo infatti di avere un sistema A suddiviso in due sottosistemi B e C. Si dimostra che:

$A = B \cup C \Rightarrow (U_2 - U_1)^A = (U_2 - U_1)^B + (U_2 - U_1)^C$

Inoltre l'energia interna si conserva. Vediamo ora qualche esempio. Consideriamo un sistema A che scambia energia con un sistema B attraverso un'interazione di calore  $Q = 1000 \text{ cal}$ .



Se consideriamo il solo sistema A otteniamo:



$Q_A^* = -1000 \text{ kcal}$

Quindi:  $(U_2 - U_1) = Q_A^* = -1000 \text{ kcal}$

Se invece consideriamo solo il sistema B otteniamo:



$Q_B^* = +1000 \text{ kcal}$

e  $(U_2 - U_1) = Q_B^* = +1000 \text{ kcal}$

Infine se consideriamo il sistema Z composto dai sottosistemi A e B otteniamo:



$Z = A \cup B$

$Q_Z^* = 0 \Rightarrow (U_2 - U_1)^Z = 0$

Consideriamo ora il seguente esempio. Supponiamo di avere la batteria di un'automobile attraverso l'erogazione di una corrente continua di 5A a 12V per sei ore e mezzo. Durante questo periodo la temperatura della batteria sale da 20 a 40°C, e la dispersione di calore verso l'ambiente è stimabile in 25 kcal. Vogliamo calcolare la variazione complessiva di energia dell'intero sistema, possiamo considerare come sistema di studio la batteria, dell'automobile, e scrivere la seguente equazione di bilancio:



$\Delta U = (U_2 - U_1) = Q^* - L$

La batteria produce un lavoro  $L^{\rightarrow}$  pari a:

$$L^{\rightarrow} = \int_0^t V \cdot I dt$$

Infatti:  $P = \frac{dL}{dt}$ , cioè la potenza è la derivata del lavoro nel tempo.

Quindi:  $P \cdot dt = dL \Rightarrow L = \int_0^t P dt$  dove  $P$  è la potenza elettrica che vale:

$$P = V \cdot I$$

Risultato:

$$L^{\rightarrow} = \int_0^t P dt = \int_0^t V \cdot I dt =$$

$$= V \cdot I \int_0^t dt = 60W \int_0^t dt = 60Watt \cdot t = 60Watt \cdot 6,5 \cdot 3600s = 150h \cdot 10^3 J.$$

Si ricordi infatti che la potenza si misura in Watt, la tensione in Volt e la corrente in Ampere. Inoltre:

$$1Watt = \frac{1Joule}{1secondo}$$

Si come stiamo caricando una batteria, quest'ultima assorbe energia dall'esterno con immissione di lavoro elettrico  $L$  e quindi in realtà:

$$L^{\leftarrow} = 150h \cdot 10^3 J \Rightarrow L^{\rightarrow} = -150h \cdot 10^3 J$$

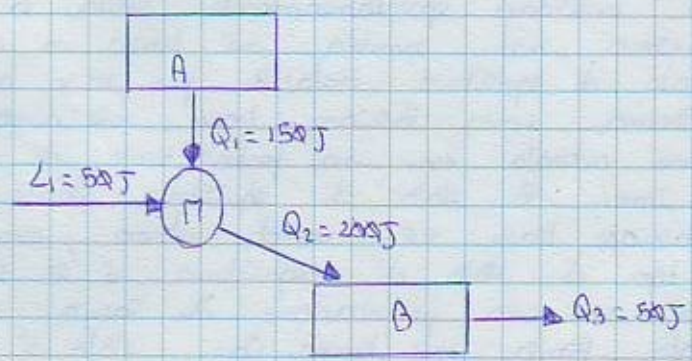
A questo punto:

$$\Delta U = (U_2 - U_1) = Q^{\leftarrow} - L^{\rightarrow} = (-10h,7 \cdot 10^3 J) - (-150h \cdot 10^3 J) = 1299,3 \cdot 10^3 J.$$

Si noti infine che 1kcal = 4186 J e quindi:

$$25kcal = 25 \cdot 4186 = 10h,7 \cdot 10^3 J.$$

Caricando la batteria però, quest'ultima cade in realtà il valore  $Q$ , ed esso perde  $Q^{\leftarrow}$  è negativo. Consideriamo come ultimo esempio la seguente situazione:



Verifichiamo gli scambi energetici considerando solo il sistema A. Abbiamo:

8

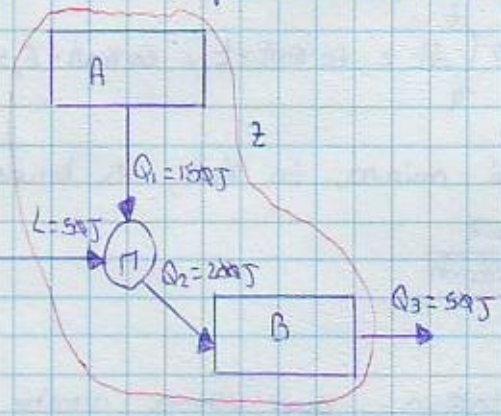
$$Q_1^{A \leftarrow} = 150 \text{ J} \Rightarrow Q_1^{A \rightarrow} = -150 \text{ J} \Rightarrow (U_2 - U_1)^A = Q_1^{A \rightarrow} = -150 \text{ J}$$

Consideriamo ora solo il sistema  $\Pi$ :

$$\begin{aligned} Q_1^{\Pi \leftarrow} &= 150 \text{ J} \\ Q_2^{\Pi \leftarrow} &= -200 \text{ J} \\ L^{\Pi \rightarrow} &= -50 \text{ J} \end{aligned} \Rightarrow (U_2 - U_1)^\Pi = Q_1^{\Pi \leftarrow} + Q_2^{\Pi \leftarrow} - L^{\Pi \rightarrow} = 150 \text{ J} - 200 \text{ J} + 50 \text{ J} = 0$$

Consideriamo ora il sistema B:  $\begin{cases} Q_2^{\leftarrow} = 200 \text{ J} \\ Q_3^{\leftarrow} = -50 \text{ J} \end{cases} \Rightarrow (U_2 - U_1)^B = Q_2^{\leftarrow} + Q_3^{\leftarrow} = 200 \text{ J} - 50 \text{ J} = 150 \text{ J}$

Infine consideriamo il sistema complessivo  $Z = A \cup B \cup \Pi$ .



$$(U_2 - U_1)^Z = Q_3^{\leftarrow} - L^{\rightarrow} = -50 \text{ J} + 50 \text{ J} = 0$$

In precedenza abbiamo parlato del concetto di stato. Esistono vari tipi di stati, e un ipotetico schema di classificazione è il seguente:

- 1) stati di equilibrio (SE)
- SEI = stato di equilibrio instabile
  - SEM = stato di equilibrio metastabile
  - SES = stato di equilibrio stabile
  - SEME = stato di mutuo equilibrio

2) stati di non equilibrio (SNE)

Gli stati di non equilibrio evolvono spontaneamente senza lasciare tracce nell'ambiente. Invece uno stato di equilibrio non cambia nel tempo a meno di eventuali perturbazioni. In particolare lo stato di equilibrio instabile può essere ottenuto con una perturbazione di ampiezza infinitesima, senza lasciare tracce sull'ambiente. Lo stato di equilibrio metastabile può essere ottenuto con una perturbazione di ampiezza finita, senza lasciare tracce sull'ambiente. Invece lo stato di equilibrio stabile è uno stato che non può essere ottenuto senza lasciare tracce se messo a contatto con un ambiente esterno con una perturbazione di ampiezza finita. L'ultimo tipo di stato di equilibrio è lo stato di mutuo equilibrio il quale può essere ottenuto con una perturbazione che lascia delle tracce sull'ambiente che hanno però una durata finita nel tempo. Ogni stato è descritto da un insieme di proprietà. Per ogni stato è sempre possibile individuare un insieme di proprietà.



indipendenti tra loro che lo descrivono. Tali proprietà vengono inserite in un vettore così fatto:

$$\vec{p} = \{p_1, p_2, \dots, p_m\}$$

chiamata base dello spazio delle proprietà dello stato. Quanto appena detto va sotto il nome di **principio di stato generalizzato**. Dello ciò vedremo cosa dice il **primo postulato della termodinamica**: esistono, per un sistema termodinamico semplice, particolari stati detti stati di equilibrio caratterizzati macroscopicamente da  $U, V, \vec{m}$ . Quindi:

$\{U, V, \vec{m}\}$  è una base dello spazio delle proprietà di questi stati.

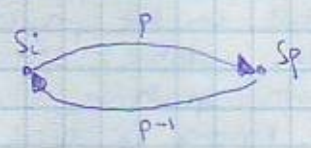
Vediamo finalmente il **primo principio della termodinamica**. Tale principio postula semplicemente l'esistenza dell'energia interna  $U$  del sistema. Attenzione al fatto che l'equazione:

$$\Delta U = (U_2 - U_1) = Q^+ - L^+$$

rappresenta solo un bilancio energetico per il sistema, e non la formulazione matematica del primo principio della termodinamica. Vediamo ora anche il **secondo principio della termodinamica**. Questo principio vale sia per i sistemi semplici che per quelli composti. Esso afferma che per ogni valore di  $U, V, \vec{m}$ , esiste uno e un solo stato di equilibrio stabile. Formalmente si ha:

$$\forall \{U, V, \vec{m}\} \exists! A \in SES$$

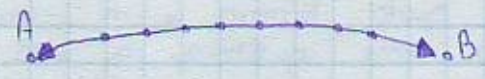
Abbiamo in precedenza parlato dei processi e abbiamo visto i processi spontanei e i processi meccanici. Vediamo ora altri tipi di processi. Un processo si dice **reversibile** quando ammette l'esistenza di un altro processo che o annulla o riassume tutti gli effetti da lui causati. Graficamente si ha:



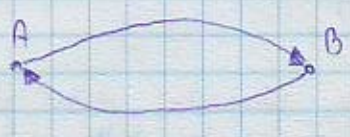
dove  $P^{-1}$  = processo inverso.

Si noti che esistono due tipi di reversibilità:

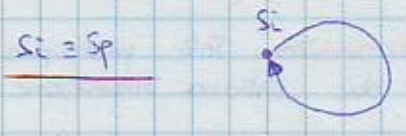
- 1) **reversibilità meccanica** in cui un processo transitato dallo stato A verso lo stato B per poi tornare nello stato A percorrendo a ritroso tutti gli stati intermedi toccati in precedenza, cioè ripercorrendo lo stesso "tragitto".



3) reversibilità termodinamica: in cui un processo che comincia dallo stato A allo stato B, torna poi nello stato A senza ripercuotere gli stati intermedi locali in precedenza.



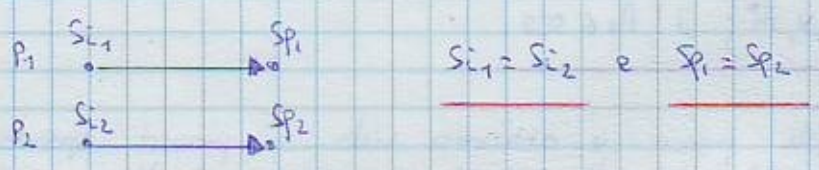
Un processo si dice irreversibile invece se non esiste un processo inverso che riassume gli effetti associati dal primo. Un processo si dice ciclico quando lo stato iniziale coincide con lo stato finale. Quindi:



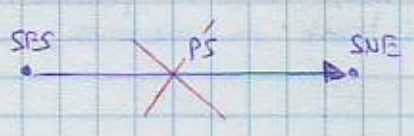
In un processo di questo tipo la variazione di qualsiasi proprietà risulta essere nulla. Quindi per esempio in un processo ciclico, abbiamo:

$\Delta U = 0$

Due o più processi si dicono equivalenti fra loro quando hanno gli stati finale e iniziale uguali.



Questo è valido per quanto riguarda i processi spontanei. Per i processi non spontanei la condizione diventa quella che gli stati iniziali e finali posseggono gli stessi effetti complessivi. Abbiamo visto che è un processo irreversibile un tale processo andare da uno stato di non equilibrio verso uno stato di equilibrio stabile. L'irreversibilità è quindi legata in qualche modo ai processi di rilassamento spontaneo verso stati di equilibrio stabile che non possono essere recuperati. Esiste un teorema il quale afferma che, se si considera per un sistema, uno stato di equilibrio stabile e uno stato di non equilibrio, non è possibile realizzare un processo spontaneo che ci permetta di passare dal primo al secondo. Si ricorrono infatti che i processi spontanei non lasciano effetti sull'ambiente, ma gli stati di equilibrio stabile non possono essere abbandonati senza lasciare tracce sull'ambiente. Quindi:



Un importante condizione di questo teorema è che un processo spontaneo che ci permetta di passare da uno stato di non equilibrio a uno stato di equilibrio stabile è irreversibile. Da tutto ciò si ricava il secondo principio della termodinamica, noto come teorema di Clausius, il quale afferma che i processi irreversibili sono processi spontanei da