

Irreversibilità delle macchine reali ovvero perché un motore non può esserlo di se stesso.

a cura di Fabio Frattini

L'argomento tratta, in realtà, dell'impossibilità di un sogno che ha attraversato a più riprese la storia scientifica dell'uomo. Stiamo parlando del "perpetuum mobile", ovvero del sogno di generare un moto perpetuo, ovvero di una macchina in grado di generare di per sé l'energia.

A parte i vani tentativi da parte dell'uomo di realizzare, attraverso varie epoche, macchine del genere, ovviamente senza riuscirci, tutti i tentativi sono stati stroncati senza appello con l'avvento dello studio della termodinamica. E' qui che il concetto di energia assume la sua piena comprensione, soprattutto nei suoi rapporti intimi con la struttura della materia e come gli "attriti" entrino a far parte di qualsiasi trasformazione cinematico-dinamica e, quindi, termodinamica, con le dovute distinzioni.

Nella meccanica era stato evidenziato come, per conoscere lo stato di una particella, o più in generale di un oggetto, fosse sufficiente conoscere contemporaneamente la sua velocità e la sua posizione. Per cui il contenuto energetico di questo "sistema" viene indicato in una energia cinetica, legata alla velocità e al moto, ed una energia potenziale, legata alla posizione. Se la particella è posta in un campo di forze conservativo, come avviene quasi sempre nella realtà, la sua posizione gioca un ruolo molto importante perché è responsabile dell'energia potenziale da essa posseduta, cioè della possibilità o meno che essa ha a compiere un lavoro. Ovvero, della possibilità di continuare il moto e quindi di continuare a trasformare la sua energia potenziale in energia cinetica, ma non senza un costo: un ΔE legato alla natura del campo di forza (vedi l'interazione ambientale nella realtà). Quando la posizione della particella è tale da non consentire moti ulteriori o possibilità di lavoro, si dice che essa ha assunto un "minimo potenziale" e la sua posizione costituisce uno "stato di equilibrio". Ovviamente, se la particella fosse posta in nessun campo e nessuna azione esterna gravante su di essa, essa conserverebbe la sua energia potenziale e la sua energia cinetica costanti, ed essa procederebbe in modo rettilineo uniforme senza variare la sua energia.

Tutto quanto detto per una particella si può estendere ad un sistema costituito da molte particelle, come può essere un solido, un gas, una massa liquida, o altro. Le grandezze che li riguardano assumono caratteristiche macroscopiche che riassumono quelle dell'insieme delle singole particelle. L'importante è non perdere di vista la natura di queste grandezze.

Ciò che noi chiamiamo calore costituisce un'esperienza quotidiana per noi tutti e incontriamo una grandezza che ne indica il livello, cioè la temperatura. Possiamo verificare che in due corpi, a temperature diverse, messi a contatto, il calore fluisce da quello a temperatura maggiore a quello a temperatura minore fino a che le temperature dei due corpi si equivalgono. Come mai?

Tutto si chiarisce considerando che il calore non è altro che l'energia cinetica posseduta singolarmente dalle molecole del corpo in seguito all'agitazione (detta termica) delle molecole stesse. Vale a dire: il corpo possiede una propria energia, immagazzinata sotto forma di energia cinetica delle molecole, che si presenta come agitazione attorno ad una posizione di riferimento della singola molecola. In un solido, queste posizioni sono quelle dei vertici del cristallo costituente la struttura di quel corpo. Questa energia si manifesta come calore ed il livello raggiunto da questa

energia è indicato dalla temperatura. Se dovessi fornire energia, o calore, al solido in modo tale che l'agitazione termica supera l'energia di legame delle molecole, queste si liberano ed il solido fonde in un liquido. Se poi continuo a fornire calore al liquido in modo tale che l'energia delle singole molecole sia tale da superare quella di coesione del liquido, esso si risolve in un aeriforme o vapore o gas.

Riassumendo, ogni corpo, o meglio, ogni sistema possiede una energia che, assieme ad altri parametri, costituiscono lo "stato" del sistema. Lo stato può variare al variare delle condizioni in cui il sistema si trova. Si dice che il sistema subisce una trasformazione nel passare dallo stato A allo stato B.

Il primo principio della termodinamica enuncia:

"la variazione di energia di un sistema durante una qualunque trasformazione uguaglia la quantità di energia che il sistema riceve dai corpi che lo circondano."

Questo principio di validità generale riecheggia il principio di conservazione dell'energia. Si può indicare nell'espressione:

$$U_B - U_A = \Delta U = -L$$

In cui:

U_A e U_B sono rispettivamente le energie del sistema allo stato iniziale e finale della trasformazione, la cui differenza è data da ΔU , e $-L$ è il lavoro compiuto da forze esterne al sistema su di esso ($+L$ è il lavoro compiuto dal sistema).

Il che equivale a dire:

$$U_B - U_A + L = 0$$

Che è esattamente il principio di conservazione dell'energia. Se il sistema è isolato, allora $L = 0$ e non vi è scambio di energia tra il sistema e l'esterno, per cui $U_B = U_A$ e non si ha variazione di energia del sistema durante la trasformazione. In più, dall'espressione si evince che la variazione di energia dipende unicamente dalle energie degli stati iniziale e finale del sistema e non dalla particolare trasformazione che ha portato da A a B.

Ciò è esaustivo nel caso di sistemi puramente dinamici (meccanici), ma nel caso in cui si considerano i sistemi termodinamici occorre tener conto anche della possibilità di variazione dell'energia interna (o calore) del sistema e di come essa possa variare nel corso di trasformazioni in cui i sistemi in generale non sono isolati. Quindi possiamo riscrivere l'ultima espressione come

$$U_B - U_A + L = Q$$

ovvero:

$$\Delta U + L = Q$$

in cui Q è il calore assorbito durante la trasformazione dai corpi adiacenti. Se la trasformazione avviene su sistemi termicamente isolati, avremo $Q = 0$ e ricadiamo nel caso meno generale.

Q si può interpretare fisicamente come quella quantità di energia ricevuta dal sistema non sotto forma di lavoro (meccanico), ma sotto altra forma. Questa è una conseguenza del fatto che la variazione di energia ΔU del sistema deve uguagliare la quantità totale d'energia ricevuta dal sistema dall'esterno, cioè:

$$\Delta U = -L + Q$$

dove $-L$ è l'energia ricevuta sotto forma di lavoro (meccanico) e Q è l'altra forma che noi chiameremo *calore* per definizione.

Quanto esposto ci dice, inoltre, che il sistema può produrre lavoro verso l'esterno, col vincolo che deve tornare il bilancio energetico totale. Non è possibile disporre di energia se non attraverso la trasformazione di stato del sistema, cioè è possibile convertire l'energia da una forma all'altra, ma non generarla dal nulla. E' possibile trasformare lavoro in calore e viceversa, oppure assorbire calore senza produrre lavoro ma innalzando l'energia del sistema a trasformazione conclusa, o viceversa, o altro. Il tutto col vincolo rigoroso del bilancio energetico totale.

Ciò esclude la possibilità di un *perpetuum mobile*, ossia un moto perpetuo di una macchina che generi da se l'energia. Questo è stato definito un *perpetuum mobile* di prima specie.

Occorre poi considerare che, mentre è sempre possibile convertire lavoro completamente in calore (ad esempio attraverso attriti che alla fine innalzano la temperatura del corpo (o sistema) che assorbe il lavoro di cui è oggetto), vi sono delle limitazioni nel convertire il calore completamente in lavoro. E' possibile, ma con dei limiti, cioè non completamente. Ciò è messo in evidenza come conseguenza del secondo principio della termodinamica, che viene postulato in un paio di enunciati:

Postulato di Lord Kelvin:

*E' impossibile realizzare una trasformazione **il cui unico risultato** sia una trasformazione in lavoro di calore tratto da una sorgente a temperatura uniforme.*

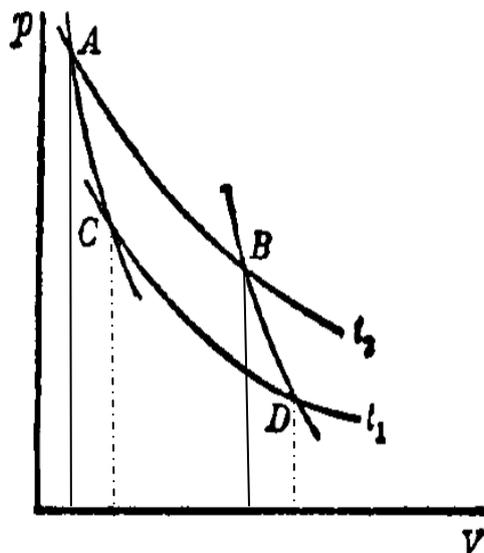
Postulato di Clausius:

*E' impossibile realizzare una trasformazione **il cui unico risultato** sia far passare del calore da un corpo a una temperatura ad un altro a temperatura maggiore.*

Il primo enunciato dice che non è possibile produrre lavoro trasformando il calore estratto da un'unica sorgente che abbia una data temperatura e che questo sia l'unico risultato. Il secondo dice che se vogliamo far passare calore da un corpo ad una data temperatura ad un altro a temperatura maggiore, questo non può essere l'unico risultato della trasformazione, ma occorre introdurre altro. In pratica, per consentire questo passaggio devo spendere lavoro e fornirlo al sistema.

I due enunciati si equivalgono e si può dimostrare che dicono la stessa cosa.

La prima conseguenza di questo secondo principio è che, per produrre lavoro per trasformazione di calore dal sistema, necessita della disponibilità di due sorgenti a temperature diverse. Tra queste posso stabilire una serie di trasformazioni, con determinate caratteristiche, una di seguito all'altra, ma ordinate in un ciclo. Un ciclo è una trasformazione, o una serie di trasformazioni, in cui il punto di inizio coincide col punto di fine. Ciò significa anche che lo stato del sistema al punto d'inizio è lo stesso di quello del punto di fine e così la sua energia.



Nella figura viene rappresentato un classico ciclo di questo genere applicato ad un sistema costituito da un fluido e funzionante tra due temperature t_2 e t_1 , in cui $t_2 > t_1$.

Questo ciclo si chiama Ciclo di Carnot, ed è reversibile.

Quello rappresentato è il diagramma di stato di un fluido che, essendo la sua funzione di stato dipendente dalle variabili pressione (p), volume (V) e temperatura (T), può essere mostrato in un diagramma col volume in ascisse e la pressione in ordinate. Ogni punto del diagramma rappresenta uno stato del sistema. Le due curve contrassegnate da t_2 e t_1 sono isoterme, cioè conducendo la trasformazione lungo queste curve la temperatura non cambia, mentre le altre due curve sono adiabatichhe, cioè conducendo la trasformazione lungo queste curve non si ha scambio di calore che rimane costante. Per cui, conducendo le trasformazioni lungo i tratti di curve A-B-D-C-A si completa un ciclo in cui si ha produzione di lavoro (meccanico), assorbimento di calore dalla sorgente contrassegnata dalla temperatura t_2 e cessione di calore alla sorgente contrassegnata dalla temperatura t_1 . Dal grafico, l'area, compresa tra il tratto di isoterma A-B (alla temperatura t_2), le due linee verticali continue che congiungono i punti A e B con l'asse delle ascisse ed il segmento di ascisse compreso tra esse, rappresenta la quantità di calore assorbita dalla sorgente t_2 e che indichiamo con Q_2 , mentre, l'area, compresa tra il tratto di isoterma D-C (alla temperatura t_1), le due linee verticali tratteggiate che congiungono i punti D e C con l'asse delle ascisse ed il segmento di ascisse compreso tra esse, rappresenta la quantità di calore ceduta alla sorgente t_1 e che indichiamo con Q_1 . Il lavoro (L) prodotto e ceduto all'esterno è rappresentato dall'area compresa tra le due isoterme e le due adiabatichhe e che ha per vertici i punti A-B-D-C, cioè è l'area del ciclo.

Da qui già si vede che non tutto il calore assorbito dalla sorgente a temperatura più alta viene trasformato in lavoro, ma ne viene riceduto una parte. Applicando il primo principio, per un ciclo, avremo:

$$L = Q_2 - Q_1$$

Definiamo *rendimento* del Ciclo di Carnot il rapporto:

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

da cui si vede come questo rapporto sarà sempre inferiore ad 1.

Consideriamo che Q_1 non può azzerarsi perché altrimenti il ciclo non funziona e non produce alcun lavoro; con ciò non è possibile produrre lavoro assorbendo calore da una sola sorgente a temperatura uniforme. Se questo fosse consentito avremmo la possibilità di produrre lavoro *gratis* assorbendo calore dall'ambiente circostante. Tutto ciò quindi impedisce la realizzazione anche di un *perpetuum mobile* di seconda specie.

Essendo reversibile, il Ciclo di Carnot funziona anche in senso inverso, assorbendo calore dalla sorgente a temperatura più bassa e cedendolo alla sorgente a temperatura più alta, ma fornendo al sistema lavoro (meccanico), che viene quindi aggiunto. Ciò avviene in tutte le macchine frigorifere.

Va ricordato che studi e valutazioni che si sono susseguiti sul ciclo di Carnot hanno portato a definire una *scala di temperatura termodinamica assoluta* in cui, per pura coincidenza, a livello di scala, il grado dell'una equivale al grado della scala di temperatura definita da Celsius, il quale lo definì dividendo per 100 l'arco di temperatura che va dal ghiaccio d'acqua fondente alla ebollizione. Cioè le due scale coincidono, a parte le attribuzioni. E' utile ricordare che lo 0 di questa temperatura termodinamica assoluta costituisce un limite inferiore insormontabile (assoluto, appunto), costituendo un punto di equilibrio assoluto. In questa scala la temperatura del ghiaccio fondente è 273 °K (dove K sta per Kelvin e 1 °K = 1 °C, come abbiamo detto).

Dato il carattere estremamente divulgativo di questa trattazione, sono state qui riportate soprattutto delle conclusioni di processi dimostrativi che avrebbero richiesto definizioni e precisazioni che, per brevità e per non appesantire il testo, sono state qui omesse. Quanto asserito è comunque valido.

Bibliografia:

Enrico Fermi, Termodinamica, 1936, Bollati Boringhieri

Emanuele Foà, Fisica Tecnica, 1969, Pàtron