

FISICA TECNICA

Federico Mainetti Gambera

22 marzo 2020

LEZIONE 1 04/03/20

link <https://web.microsoftstream.com/video/b69d7ddf-1b39-40d5-a435-597b73f156a3>

Slide: L01

Modalità del corso

[1-2]

[3] Il corso è diviso in due parti, termodinamica (60-70% del corso) e trasmissione del calore. La parte di termodinamica si divide anch'essa in due: termodinamica principale e termodinamica di processo.

[4] su beep ci sono due dispense (termodinamica e trasmissione del calore) e coprono l'intero corso. In certe lezioni faremo approfondimenti o chiarimenti di cultura generale che non sono presenti nelle dispense, ma non saranno richieste all'esame. Le dispense hanno argomenti in più (sono tarate per un corso da 10 crediti). Per capire cosa fa parte del programma e cosa possiamo trovare in esame bisogna seguire il filo logico delle slide. Le dispense e le slide sono molto utili per la parte teorica del corso, ma la parte più difficile è rappresentata dall'imparare come usare gli strumenti insegnati in maniera pratica negli esercizi. Bisogna fare molti esercizi. A supporto delle lezioni avremo un'attività di progetto che servirà per dare una cultura più pratica dei concetti visti a lezione.

Riguardo l'esame: la modalità di verifica è condivisa con un altro scaglione, l'esame è a libro aperto, non ci sarà teoria, c'è un documento su beep che spiega in dettaglio come si svolgerà l'esame.

Introduzione alla termodinamica

[5]

[6] Una buona prima parte del corso tratterà la tematica del trasformare il calore in energia meccanica.

[7] Informazioni sulla situazione generale della produzione di energia generale.

[8] La principale trasformazione di energia è quella da combustibile a energia elettrica. L'energia elettrica è detta energia nobile perché è facile da trasformare ed utilizzare in qualunque ambito. La maggior parte di energia viene prodotta da combustibili fossili. Se ci limitiamo a guardare il rinnovabile, notiamo che la maggior parte viene dall'idroelettrico.

[9] Informazioni sulla situazione generale dei consumi di energia.

[10-11] Informazioni sulla situazione generale delle emissioni di CO_2 .

[12] Previsioni sulla situazione energetica futura.

[13] Impatto delle tecnologie informatiche sul consumo energetico. Progetto: negli ultimi anni la parte di maggiore consumo elettrico si è spostata verso il backend, per esempio il data center che analizzeremo per il progetto.

Slide: P01

LEZIONE 2 05/03/2020

link <https://web.microsoftstream.com/video/2f03bda0-02f4-4ce6-ac58-77bcaaa3cc52>

Slide: L01

Esempi

[14] A sinistra centrale a carbone, in centro in basso una centrale termoelettrica, uno degli impianti più efficienti esistenti, a destra una centrale nucleare.

[15] Vediamo ora sistemi rinnovabili. A sinistra energia eolica che trasforma energia meccanica in energia elettrica (l'energia eolica non è affidabile, perchè non è costante). In centro in basso non sono pannelli fotovoltaici, ma tanti specchi che concentrano il calore sulla punta della torre, se ne facciamo un confronto con la centrale termoelettrica della slide precedente, ci accorgiamo che è poco efficiente. Sulla destra c'è la centrale di energia rinnovabile più tipica, è una centrale idroelettrica. Le centrali idroelettriche rappresentano il 90% dell'energia elettrica rinnovabile prodotta. Quella nell'immagine è la centrale elettrica (cinese) capace di erogare la maggiore potenza di tutte quelle nel mondo, anche più di quelle non rinnovabili.

[16] a sinistra un motore di un'automobile (circa 500 cavalli), in centro in basso un motore di aereo, a destra un motore diesel delle cosiddette applicazioni pesanti, in questo caso di una nave.

[17] a sinistra un impianto di ventilazione industriale, a destra un centro di calcolo con un sistema di raffreddamento, in centro in basso un impianto per la pastorizzazione di cibi.

[18] a sinistra un condizionatore e a destra un frigorifero (da notare che i 200W non sono usati costantemente, ma rappresenta la potenza istantanea).

Definizioni

Queste slide andavano viste autonomamente, le trattiamo velocemente.

[19-20] definizioni varie

[21] isotropo: che presenta le stesse proprietà in tutte le direzioni (es. il calore si diffonde omogeneamente all'interno dello spazio di osservazione). Non sempre considereremo sistemi semplici, alcune volte certe caratteristiche non sono ignorabili. L'ultimo punto significa che non andremo a considerare effetti locali a livello molecolari.

[22-23-24]

[25] per determinare lo stato di equilibrio di un sistema si usa la Legge di Duhem.

[26] La regola di Duhem ci dice che $C=2$ all'interno della formula di Gibbs

[27] equazione di stato ci dice che se conosciamo due grandezze, la terza è nota, ma in molti casi l'equazione di stato è ignota.

[28]

[29] nelle prime lezioni vedremo principalmente sistemi chiusi. Nell'immagine contorno fisico in grigio e contorno immaginario in rosso.

[30] una trasformazione termodinamica è l'insieme degli stati d'equilibrio intermedi quando il nostro sistema termodinamico è soggetto a variazioni, cioè tutti gli stati del sistema a partire da quello iniziale fino a quello finale a seguito di una variazione.

[31]

Equazione di stato

[32]

[33-34] L'equazione di stato è nota solo per la regione in blu dei gas ideali e vale $PV = NRT$.

[35] Se il sistema non è nella regione dei gas ideali allora la formula vista prima non vale più. Nella regione dei gas ideali per l'equazione di stato si usa il modello di van der Waals (ma ne esistono altre, va usato quello più adatto alla sostanza in oggetto).

[36] per liquidi e solidi non esiste un modello di equazione di stato, ma avendo molte misure sperimentali abbiamo calcolato due coefficienti β e K_T . Quindi anche se non conosciamo $f(P,v,T)=0$, possiamo determinare la variazione di una grandezza rispetto alle altre $v = v(P,T)$

[37] spesso si usa un modello semplificato, come si vede nell'immagine la parte solida e liquida è ripida e si usa un modello con solidi e liquidi incompressibili.

Slide: P02

[3] In alto: articolo da leggere. Immagine: schema di un centro di calcolo ideale. Idea di cercare di conservare il calore rilasciato dal datacenter per riscaldare le abitazioni.

[4] Un Rack del nostro datacenter può essere considerato come un sistema aperto.

[5] Ogni rack ha 16 server nel nostro progetto.

[6] Avremo 40 rack nella stanza detta IT room. Nella IT room c'è anche un'unità CRAC che possiamo vedere, pure lui, come sistema aperto. La stanza intera, invece, possiamo considerarlo come un sistema chiuso (ovviamente le pareti non saranno del tutto isolate dall'esterno, ma queste perdite sono minime, quindi ignorabili).

[7] La IT support area è la zona con tutte le strumentazioni per consentire lo svolgimento delle operazioni in modo idoneo, quindi avremo un sistema di raffreddamento che sarà poi collegato al CRAC, avremo anche UPS (batterie che in caso di interruzione dell'elettricità possono mantenere il nostro sistema attivo), sistema di distribuzione che avrà perdite etc, ma per ora possiamo trascurare quest'ultimo.

[8] La terza zona la chiameremo spazio ausiliare-

[9] Tutte le zone assieme.

[10]

LEZIONE 3 11/03/2020

link <https://web.microsoftstream.com/video/93bcc66f-72e2-4da5-8463-2b5a45e95ad1>

Slide: L02

In questa lezione andremo a veder il primo e il secondo principio della termodinamica, e a definire le variabili di stato quali energia interna e entropia.

Come principi di conservazione ne abbiamo tre, il primo è quello della massa. Un sistema chiuso non scambia massa e quindi la massa totale è sempre costante, per i sistemi aperti il discorso è differente, ma ne parleremo più avanti. Il secondo principio è quello della conservazione dell'energia (primo principio della termodinamica) e il terzo riguarda la conservazione dell'entropia (secondo principio della termodinamica).

Il primo principio della termodinamica per sistemi chiusi, che esprime la conservazione dell'energia, dice che (formula assiomatica): "per un sistema semplice all'equilibrio è definita una proprietà intrinseca (funzione di stato) detta energia interna U la cui variazione è il risultato di interazioni del sistema con l'ambiente esterno".

$$\Delta U = Q^{\leftarrow} - L^{\rightarrow}$$

dove \leftarrow indica uno scambio dall'esterno verso il sistema (entrante) e \rightarrow indica uno scambio dal sistema verso l'esterno (uscente).

Notiamo anche che $Q^{\leftarrow} = -Q^{\rightarrow}$. Lavoro L = energia fornita ad un sistema termodinamico semplice che sia riconducibile alla variazione di quota di un grave.

Calore Q = energia fornita ad un sistema termodinamico semplice che non è riconducibile alla variazione di quota di un grave.

Una proprietà dell'energia interna totale di un sistema (energia interna riferita alla intera massa del sistema M) è che, oltre ad essere una funzione di stato, è una grandezza estensiva e perciò additiva:

$$U = M \cdot u$$

Vediamo ora il primo principio in forma differenziale:

$$du = \delta q^{\leftarrow} - \delta l^{\rightarrow}$$

dove d è un differenziale esatto e δ indica il differenziale di una grandezza che non è una funzione di stato (dal punto di vista matematico hanno lo stesso significato, è solo una notazione usata per indicare se si sta parlando di funzioni di stato o meno).

Essendo U una grandezza estensiva e additiva, se il sistema Z è fatto da due sottosistemi A e B , l'energia interna totale è:

$$U_Z = U_A + U_B$$

In un sistema isolato (semplice o composto) il bilancio energetico diviene:

$$\Delta U_{\text{isolato}} = 0$$

[sto prendendo appunti troppo precisi, aggiungerò solo le informazioni non scritte nelle slide...]

[8]

[9] Riguardo il primo principio della termodinamica abbiamo visto la definizione assiomatica che si focalizza sul bilancio energetico, e finché questo bilancio vale, il principio rimane valido. La definizione classica del primo principio definisce l'energia interna dicendo che è tutta quell'energia che non è riconducibile allo spostamento di un oggetto o ad altre forme di energia. Questa definizione viene dall'esperimento di Joule: un recipiente riempito con acqua ferma, un elica viene azionato da un peso che fa muovere l'acqua, dopo un determinato tempo l'acqua torna a fermarsi.

[10] le pareti (in rosso) sono dette adiabatiche, nel senso che sono isolate dallo scambio con l'esterno. Però il sistema ha la capacità di scambiare lavoro con l'esterno tramite il meccanismo dell'elica. L'energia cinetica nel nostro sistema è zero, così come l'energia potenziale (l'acqua non si è mossa verticalmente). Se guardiamo il principio di conservazione meccanica (una variazione di lavoro è data da una variazione di energia cinetica e/o una variazione di energia potenziale) otteniamo: $\delta L = dE_c + dE_p$. Nell'esperimento noi abbiamo fornito lavoro al sistema, quindi un δL esiste, ma l'energia cinetica e potenziale sono nulle, di conseguenza per forza deve esistere una forma di energia che appunto chiameremo energia interna. Inoltre Joule si accorse che l'acqua aveva incrementato la sua temperatura, e quindi per forza c'era dell'energia di cui non era a conoscenza.

[11] Joule ha eseguito molti esperimenti come quello visto precedentemente e ha cercato di determinare

l'equivalenza tra il lavoro scambiato e il calore scambiato. Nell'immagine l'1 e il 2 rappresentano due stati, per esempio due temperature dell'acqua. Joule ha eseguito due cicli, in entrambi partendo dallo stato di temperatura 1 e arrivando allo stato 2. Nell'immagine il primo ciclo è "a" e "c", il secondo è "b" e "c". "c" rappresenta un raffreddamento dell'acqua (per esempio facendola raffreddare con l'esterno). "a" e "b" rappresentano due esperimenti (come quello precedente) in cui aumenta la temperatura dell'acqua con diverse quantità di lavoro. Ha visto che in entrambi i casi c'è un'equivalenza di calore scambiati fra "a" e "c" o fra "b" e "c", così con vari calcoli è giunto alla conclusione che $\Delta U_{12a} = \Delta U_{12b}$. Si ha una dimostrazione che la variazione di energia interna è una funzione di stato e cioè non dipende dalla trasformazione eseguita (non dipende dal percorso).

[12] Il secondo principio della termodinamica ha diverse formulazioni, qui presentiamo quella assiomatica. L'entropia è identificata con la lettera S . Dal punto di vista ingegneristico l'entropia è quella grandezza, quel numero che ci permette di dire se quello che pensiamo di fare a livello di trasformazioni è fattibile o no e se lo stiamo facendo in maniera ottimale o meno. L'entropia è uno strumento fondamentale qualora vogliamo migliorare un sistema e trovare una soluzione ideale.

[13] Anche l'entropia è una grandezza estensiva. Con la s minuscola identifichiamo l'entropia specifica rispetto alla massa. C'è un forte legame fra l'entropia e la trasformazione reversibile (che è quella ideale).

[14] È una grandezza additiva.

[15] S_Q^{\leftarrow} è l'entropia entrante, cioè la variazione di entropia legata allo scambio di calore, di conseguenza il segno di S_Q^{\leftarrow} è uguale al segno di Q^{\leftarrow} . S_{irr} è l'entropia generata per via delle irreversibilità.

[16] Il primo principio ci permette di quantificare gli scambi di calore e di lavoro nel sistema. cioè stabilisce le equivalenze fra calore e lavoro, però non pone nessun limite sul poter trasformare il calore in lavoro. Il secondo principio è stato introdotto per tradurre ciò che è stato osservato durante gli esperimenti in maniera matematica con dei vincoli.

Slide: L03

[1]

[2] Funzioni di stato e variabili di stato sono la stessa cosa. Per variabile di stato si intende una grandezza che dipende dallo stato del sistema, viceversa variabili come il lavoro e il calore (che non sono di stato) non dipendono dallo stato del sistema, ma bensì dal percorso che hanno seguito per raggiungere quel determinato stato. Queste slide sono fondamentali per riuscire a trattare gli esercizi dell'esame.

[3] Una quantità di energia meccanica (Lavoro) può essere calcolata da una forza e uno spostamento, se traduciamo questo concetto in termodinamica otteniamo la formula scritta sulle slide. Notiamo che P è la pressione e A è un'area e $P \cdot A$ è una forza. ds è uno spostamento infinitesimo. Quindi la forza per spostamento ci dà il lavoro. Possiamo però riscrivere $A \cdot ds$ come una variazione infinitesima di volume, e quindi dV .

[4] si può anche scrivere in maniera specifica (le lettere minuscole significa che sono grandezze specifiche, in questo caso specifiche rispetto alla massa). Se il sistema evolve da uno stato iniziale a uno stato finale attraverso una successione di stati di equilibrio (quindi descrivibili con pressione e temperatura, e quindi evolve lentamente) allora c'è l'equazione della trasformazione (la formula scritta nella slide) che può essere integrata.

[5] appunto si può integrare

[6] questa trasformazione isoterma reversibile è un'espansione (volume iniziale minore di volume finale e pressione iniziale maggiore di pressione finale). Durante tutta la trasformazione la temperatura rimane la stessa, per cui le pareti non sono adiabatiche, se fossero adiabatiche, durante un'espansione la temperatura dovrebbe scendere. Guardiamo l'equazione di stato di un gas ideale $PV = MR^*T$ in cui la massa è costante perché il sistema è chiuso, R^* è una costante del gas ideale, inoltre anche la temperatura di questa trasformazione è costante, dunque il termine a destra dell'uguale è costante e quindi possiamo ricavare la funzione matematica della pressione in funzione del volume: $P(V) = \frac{MR^*T}{V}$ (funzione iperbolica). Quest'ultima funzione è integrabile, da cui otteniamo la formula scritta nella slide.

[7] Vediamo la differenza fra trasformazione reversibile e irreversibile. Con trasformazione reversibile spesso si intende una trasformazione lenta (con trasformazioni infinitesime, cioè in cui la variazione di spostamento del pistone azzurro è minore della dimensione delle molecole che compongono il sistema, si lascia tempo al sistema di tornare a uno stato omogeneo, cioè in cui lo stato del sistema è ben definibile). Una trasformazione irreversibile invece è spesso una trasformazione veloce, in cui, per esempio, fra un istante e l'altro la pressione non è omogenea nel sistema. Si capisce bene guardando la seconda immagine: il pistone blu si sta spostando verso sinistra, la zona rossa rappresenta la parte in cui la pressione è rimasta quella iniziale, invece la zona azzurra e tratteggiata è la zona in cui

la pressione è maggiore della pressione iniziale. Quindi lo stato del sistema non è ben definito (non sappiamo dire quanto sia la pressione totale, perchè non è uguale ovunque) e calcolare il lavoro non è facile, ma fortunatamente la pressione dell'ambiente che consideriamo come pressione finale P_f rimane ben definita e possiamo usarla per calcolare il lavoro come $P_f \cdot A$ (rimane un'approssimazione).

[8]

[9] Confrontiamo i due casi. Nel caso reversibile il lavoro è l'area sotto alla curva della pressione (di colore verde, che è un integrale), nel caso irreversibile il lavoro compiuto sarà la massa moltiplicata per l'area al di sotto dello stato finale (di colore rosso). Nella maggior parte dei casi il lavoro irreversibile è minore del lavoro reversibile (per un'espansione, il contrario per una compressione).

[10] La variazione di altitudine (funzione di stato) dallo stato iniziale allo stato finale utilizzando un cammino o l'altro non cambia, ma invece il tempo (non funzione di stato) per esempio dipende dal cammino intrapreso.

[11]

[12] Un ciclo è una trasformazione che termina con lo stato iniziale. In funzione di come avviene il ciclo, orario o antiorario per esempio, avremo che il lavoro uscente dal sistema è positivo o negativo. Nel piano PV chiamiamo macchine a ciclo diretto (motrici) quelle che eseguono trasformazioni in senso orario, mentre chiameremo macchine a ciclo inverso (operatrici) quelle che eseguono trasformazioni in senso antiorario.

[13] Il calore non è temperatura (per esempio il corpo umano ha vari nervi e non percepisce la temperatura dell'ambiente, ma piuttosto il flusso termico che abbiamo sulla pelle, per esempio l'aria di una sauna a 70 gradi non ci fa stare male, ma l'acqua calda a 70 gradi ci ustiona). Il calore dipende dalle sostanze che stiamo considerando e anche dalla differenza di temperatura. Per calcolare il calore abbiamo diversi strumenti, uno dei più fondamentali è la capacità termica (ritornando agli esempi di prima possiamo dire che diverse sostanze hanno capacità termica diversa). Spesso non useremo la capacità termica, ma il calore specifico, che è la medesima grandezza ma divisa per la massa del sistema.

[14] diventeremo molto familiari con queste formule. Se siamo in grado di misurare queste due (prima riga) grandezze allora possiamo calcolare i due coefficienti (seconda riga) che sono quindi proprietà intrinseche di una sostanza.

Slide: P03

[1]

[2] ci sono scambi di energia elettrica e termica verso l'esterno (prelievo di lavoro dall'ambiente, cioè energia elettrica, e rilascio di calore verso l'ambiente).

[3] Gli scambi sono quindi due, scambio di calore Q_{DC} e scambio di lavoro L_{DC} . Nel tempo la temperatura media del sistema di calcolo non varia, quindi il $\Delta U_{DC} = 0$ e di conseguenza $Q_{DC}^+ - L_{DC}^+ = 0$.

[4]

[5] L_{DC} è la quantità di lavoro prelevato dall'ambiente (energia elettrica presa dalla rete elettrica).

[6]

[7] PUE è il rapporto della potenza utilizzata da tutto il centro di calcolo e l'effettiva potenza usata dalle funzionalità IT.

[8]

[9] E' possibile far rientrare i costi sfruttando l'energia che rilasciamo all'ambiente (calore a bassa temperatura)?

LEZIONE 4 12/03/2020

link <https://web.microsoftstream.com/video/96007b98-89e3-4685-9c96-ed78e886c7a9>

Slide: L03

[13] Nella lezione di oggi vedremo come calcolare il calore, successivamente ci spostiamo nell'argomento delle trasformazioni, in particolare quelle dei gas ideali, dette politropiche. Abbiamo visto che la variazione di energia interna è uguale al calore entrante meno il lavoro uscente. Dobbiamo vedere come calcolare questo calore entrante. Con l'esperimento di Joule si è riuscito a misurare la variazione di calore (δQ^{\leftarrow}) e poi tramite un termometro si poteva calcolare la variazione di temperatura (dT), così si è potuto calcolare la capacità termica ($C_x = \left(\frac{\delta Q^{\leftarrow}}{dt} \right)_x$). Si è visto poi che la capacità termica non era legata solamente alla sostanza, ma anche alla quantità (per esempio se si esegue l'esperimento di Joule con 1kg d'acqua o con 2kg d'acqua la capacità termica cambiava, esattamente del doppio), quindi nasce la grandezza "calore specifico" (c_x).

[14] In ulteriori esperimenti si è visto che il calore specifico poteva dipendere dalla trasformazione eseguita sul sistema, in particolare a pressione costante e a volume costante. Questi due calori specifici sono i più rilevanti e i più usati. In queste due formule (le seconde) appare il termine q^{\leftarrow} che è il calore scambiato specifico e ora cercheremo di esprimere c_V e c_P in funzione di grandezze di stato.

[15] Dimostrazione. In questa slide cerchiamo di capire il legame fra calore specifico e volume costante. La prima formula è il primo principio della termodinamica in forma differenziale. $Pdv = \delta l^{\rightarrow}$. Quindi partendo da questo principio e considerando che l'energia interna u può essere scritta come funzione di due variabili termodinamiche ($u = u(T, v)$), possiamo esprimere du come somma delle derivate parziali a volume costante e a temperatura costante. Siccome studiamo il caso di volume costante, si possono semplificare i termini in cui appare $dv (= 0)$.

[16] Per c_P che è il calore scambiato a pressione costante, dobbiamo definire l'entalpia, che è una funzione di stato.

[17] Con un processo simile a quello precedente e ponendo l'entalpia $h = h(T, P)$, dimostriamo anche il calore specifico a pressione costante c_P .

[18]

[19] I gas ideali hanno proprietà che facilitano molto gli esercizi. Vediamo un altro esperimento di Joule: due recipienti separati da una valvola, il primo ha una certa massa, pressione e temperatura di un gas (detto rarefatto, cioè a una pressione bassa), il secondo vuoto. Quando si rimuove la valvola, il gas presente nel recipiente si espande molto velocemente (irreversibile). La massa rimane invariata. Per bagno termostatico si intende che le pareti sono adiabatiche.

[20] Tra istante iniziale e finale notiamo che c'è una variazione di pressione e di volume, ma la temperatura non varia. Il sistema è isolato, quindi $\Delta U = 0$, ed essendo $u = u(T, P)$, ma $T = \text{costante}$, implica che $u = u(T)$. Quindi un gas ideale ha questa proprietà: per un gas ideale l'energia interna è solo funzione della temperatura. Se si ripete il medesimo esperimento, ma invece di avere un gas rarefatto abbiamo un gas in pressione, al rimuovere il vincolo la variazione di energia interna è ancora nulla, ma la temperatura nello stato finale cambia.

[21]

[22] Dimostrazione del perché i calori specifici a volume o pressione costante dipendono solo dalla temperatura per i gas ideali. La prima: siccome l'energia interna è solo funzione della temperatura, la derivata parziale si trasforma in derivata esatta. La seconda: siccome $Pv = R^*T$, l'entalpia è funzione soltanto della temperatura (continua)

[23] (continuo della dim), anche qua la derivata parziale diventa una derivata esatta.

[24] Abbiamo parlato di diversi tipi di gas (ideale, reale), ma quali sono i "range" di c_P e c_V per cui si dice che un gas è ideale? In questa slide parliamo dell'azoto (N_2) e tutto quello che rientra nella zona rossa tratteggiata è la zona in cui si comporta come gas ideale. Notiamo che nell'immagine di sinistra, all'estremo sinistro della zona rossa c'è un plateau, questa zona è quella dove il gas si dice perfetto

[25] Per temperature moderate i calori specifici dei gas ideali si possono considerare costanti e prendono il nome di gas perfetti. Un gas ideale dipende dalla temperatura; il gas perfetto è come un gas ideale, solo che c_P e c_V sono costanti.

[26] Per i gas perfetti si possono calcolare con una costante molecolare (R^*). N.B. notare che $c_P = c_V + R^*$. Queste formule le avremo sotto mano all'esame, ciò che dovremo cercare di ricordare è se un gas è atomico (He , Ar), biatomico (N_2 , O_2), poliatomico lineare (CO_2) o poliatomico non lineare (CH_4).

[27] I liquidi incompressibili ideali non hanno variazioni di pressione e volume. Le considerazioni fatte

su queste slide valgono anche per i solidi incompressibili.

[28] Cosa significa politropica? è una trasformazione quasi statica (molto lenta), internamente reversibile (vedremo a fine lezione), in cui tutti gli stati sono ben definiti. Una trasformazione politropica è una trasformazione solo di un gas ideale (no solidi o liquidi). Nella slide le prime due formule in centro sono il primo principio della termodinamica (il primo espresso secondo l'energia interna, il secondo secondo l'entalpia) e partendo dalla definizione di calori specifici possiamo ricavare le seconde due equazioni, e manipolandole fra di loro possiamo ottenere l'ultima equazione a destra. Stiamo cercando di trovare l'espressione matematica per una generica trasformazione utilizzando i calori specifici.

[29] Introduciamo ulteriori grandezze: indice della politropica. Continuiamo il ragionamento della slide precedente: sostituendo il valore n e spostando le variabili otteniamo la formula in basso a sinistra. Integrandola otteniamo quella centrale e facendone l'esponentiale quella a destra. Dunque l'equazione della politropica è $Pv^n = \text{costante}$. Notiamo che l'ipotesi $c_x = \text{costante}$ è molto importante per poter integrare.

[30] Disegno delle politropiche in un piano termodinamico PV (evidenziate le 4 fondamentali, isobara isovolumica adiabatica isoterma)

[31] $Pv^n = \text{costante}$ si può riscrivere come $P = \frac{\text{costante}}{v^n}$, e cioè delle iperboli (in alcuni casi l'iperbole si semplifica: isobara isocora/isovolumica).

[32] Quella in basso a destra è molto importante per l'analisi delle compressioni ed espansioni.

[33] Riassunto generale.

[34] Partendo dall'equazione della politropica possiamo integrare il lavoro. E questo integrale ha due espressioni: la prima se $n \neq 1$ e si divide in due: in funzione dei volumi specifici o in funzione delle pressioni;

[35] la seconda è per $n = 1$.

[36] Per ora abbiamo sempre tracciato grafici su un piano termodinamico Pressione-Volume. Usiamo ora un nuovo piano termodinamico, detto diagramma T-S (temperatura-entropia). Una politropica su questo diagramma che è una trasformazione internamente reversibile e quindi può essere disegnata, se fosse irreversibile non potremmo disegnarla. Nel diagramma PV l'area sottesa alla curva era il lavoro scambiato, qui è il calore scambiato.

[37] Trasformazioni cicliche nei due diagrammi.

[38]

[39] Le politropiche nel piano PV sono iperboli, qui sono esponenziali.

[40] Riassunto dei due diagrammi.

[41] Riassunto delle varie formule. $\Delta S = ?$ perchè ci rimane ancora da capire come calcolare la variazione di entropia.

[42] Vediamo ora per il calcolo di ΔS dobbiamo considerare una trasformazione e per facilitare la derivazione usiamo una trasformazione reversibile. L'entropia è una funzione di stato e quindi mi basta sapere stato iniziale e finale, il percorso non ci importa, cioè è indipendente dalla trasformazione.

[43]

[44] Alla fine abbiamo tre espressioni (equivalenti) che verranno usate in base alla situazione in cui si è per facilitare i calcoli. Notiamo che queste formule valgono per qualunque trasformazione perchè l'entropia è un'equazione di stato e non dipende dalla trasformazione.

[45] Queste due equazioni sono sempre valide per qualunque trasformazione di un liquido incompressibile perfetto (solito motivo: equazioni di stato indipendenti dalla trasformazione). Le medesime formule sono usabili per un solido incompressibile perfetto

[46] Terminologia.

[47] Attrito dissipa energia, per espansione libera si intende un'espansione veloce, una miscela di due gas è facile da fare (aprire una valvola) ma serve molta energia per separare i due gas, ...

[48] Possono capitare esercizi in cui si considera questo concetto.

Slide: P04

[1]

[2] Nel nostro centro di calcolo abbiamo diversi fluidi di lavoro, in particolare nel server avremo aria e nel sistema di raffreddamento del refrigerante.

[3]

[4] La questione sul refrigerante la rimandiamo. Vediamo per l'aria. Se nell'aria non c'è acqua, principalmente ci sono azoto, ossigeno e argon. essendo questa composizione circa costante, possiamo semplificare l'aria come un gas biatomico. $Mm = \text{massa molare}$.

[5] la temperatura varia fra i 5 e gli 85 gradi (max dei componenti elettronici), quindi essendo temperature moderate, le ipotesi di gas perfetto sono valide, c_P e c_V costanti. Fondamentale per la fisica tecnica è la congruenza delle unità di misura.

[6] Un altro dettaglio è che nel centro di calcolo non avremo aria secca ma aria umida, cosa che non fa parte degli argomenti d'esame quindi balza.