

FONDAMENTI DI TERMODINAMICA E PSICROMETRIA

IL SISTEMA TERMODINAMICO

- Proprietà dei sistemi
- Temperatura
- Altre variabili di stato

SCAMBI DI ENERGIA

- Calore
- Lavoro

IL 1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

- Sistemi chiusi
- Sistemi aperti

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

- Relazione tra volume e temperatura
- Diagrammi di stato

L'ARIA UMIDA

- Variabili psicrometriche
- Diagramma di Mollier

LA TERMODINAMICA

La termodinamica è la scienza dell'energia. Essa tratta infatti le varie forme di energia, gli scambi di energia e di massa fra i sistemi, le trasformazioni da una forma all'altra di energia, l'effetto di queste trasformazioni sui sistemi termodinamici.

La termodinamica emerge come scienza con la costruzione delle prime macchine a vapore fra il 1697 e il 1712, molto lente e inefficienti. Il primo e il secondo principio della termodinamica furono definiti intorno al 1850 ad opera di Rankine, Clausius e Lord Kelvin.

La termodinamica studia i sistemi termodinamici dal punto di vista macroscopico; non viene, cioè, esaminato il comportamento delle singole molecole che compongono il sistema.

L'ENERGIA è la capacità di compiere un lavoro, o più in generale di provocare cambiamenti.

Una delle leggi fondamentali in natura è il PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELL'ENERGIA, secondo il quale l'energia può trasformarsi da una forma all'altra ma rimane nel suo complesso costante. Ad esempio, un masso che cade da una rupe acquista velocità in conseguenza della conversione della sua energia potenziale in energia cinetica. Oppure, l'accumulo di energia nel corpo umano (sotto forma di grasso) è uguale alla differenza fra l'energia entrante (mediante i cibi e il metabolismo) e l'energia uscente (mediante l'esercizio fisico).

Occorre distinguere fra l'energia posseduta da un sistema e l'energia scambiata da un sistema.

Tra le varie forme di ENERGIA POSSEDUTA abbiamo:

- L'Energia Interna, U , legata al movimento delle molecole e alle forze intermolecolari. Comprende l'energia cinetica e potenziale posseduta da tutte le particelle del sistema, ma non l'energia cinetica e potenziale del sistema dal punto di vista macroscopico.
- L'energia Potenziale, E_p , legata alla presenza del campo gravitazionale terrestre, $E_p = mgz$.
- L'energia Cinetica, E_c , legata alla velocità macroscopica del sistema, $E_c = 0,5mv^2$.
- L'energia meccanica, E_m , che è la somma dell'energia potenziale e di quella cinetica.
- L'energia chimica, E_{ch} , che è legata alla struttura degli atomi che compongono le molecole.
- L'energia nucleare, E_{nc} , che è legata alle forze di coesione che tengono uniti protoni e neutroni nel nucleo dell'atomo.

Tra le forme di ENERGIA SCAMBIATA abbiamo:

- Il Calore o Energia Termica, Q . Il Calore è uno scambio di energia indotto da una differenza di temperatura.
- Il Lavoro o Energia meccanica, L . Il Lavoro è uno scambio di energia indotto da una forza che produce uno spostamento.

NB: Lo scambio di calore o lavoro avviene in un intervallo di tempo. Il valore istantaneo è il valore derivato rispetto al tempo. Nel caso del Calore si ha il Flusso Φ , nel caso del Lavoro si ha la Potenza W , ambedue misurate in W .

IL SISTEMA TERMODINAMICO

- SISTEMA TERMODINAMICO: quantità di materia che occupa una limitata porzione di spazio.
- AMBIENTE ESTERNO: tutto ciò che è al di fuori del sistema termodinamico.
- SUPERFICIE DI CONTROLLO: superficie (reale o ideale) che può essere rigida o deformabile e che separa il sistema termodinamico dall'ambiente esterno.

Alla base di ogni considerazione c'è il SISTEMA TERMODINAMICO. L'insieme sistema termodinamico e ambiente esterno costituisce l'universo.

Il sistema termodinamico, è SEDE DI TRASFORMAZIONI INTERNE E/O TRASFORMAZIONI ESTERNE che determinano uno scambio di energia o di massa con l'ambiente esterno.

- Una trasformazione è un processo tramite il quale un sistema termodinamico passa da uno stato di equilibrio termodinamico ad un altro.
- Il processo è aperto se lo stato finale è diverso da quello iniziale, è chiuso se lo stato finale coincide con quello iniziale.
- Una trasformazione è reversibile quando è una trasformazione ideale che può essere percorsa in senso inverso fino a riportare il sistema alle condizioni iniziali. Si devono escludere scambi termici attraverso salti finiti di temperatura, attriti o altri effetti dissipativi (tipo deformazione anelastica).
- Un esempio di sistema aperto è il termosifone, o il corpo umano; di sistema chiuso è una parete; di sistema isolato è il thermos.
- In un sistema adiabatico, il calore è l'unica forma di energia che non attraversa il contorno.

I SISTEMI

Si definiscono:

- SISTEMI APERTI: scambio di energia e di massa con l'ambiente esterno.
- SISTEMI CHIUSI: scambio di energia, ma non di massa con l'ambiente esterno.
- SISTEMI ISOLATI: nessun tipo di scambio con l'ambiente esterno.

Lo scambio di energia può avvenire sotto forma di calore o di lavoro.

- CALORE = scambio di energia indotto da una differenza di temperatura. $E' > 0$ se entrante.
- LAVORO = scambio di energia per effetto di una forza che produce uno spostamento del suo punto di applicazione lungo la direzione della forza stessa. $E' > 0$ se uscente (prodotto).

Il Calore e il Lavoro sono dunque GRANDEZZE DI SCAMBIO. Per un processo ciclico la loro variazione non è uguale a 0 e il loro valore dipende dagli stati iniziale e finale del cammino percorso tra gli infiniti possibili per passare dallo stato iniziale a quello finale.

Lo stato del sistema è caratterizzato da un numero limitato di proprietà termodinamiche, dette variabili di stato o funzioni di stato. Definire lo stato di un sistema significa definire i valori di una serie di variabili che hanno in ogni istante lo stesso valore in ogni punto. In queste condizioni il sistema si trova in condizioni di equilibrio termodinamico. Non ha senso parlare di calore e lavoro di un determinato stato.

LE VARIABILI TERMODINAMICHE

Le VARIABILI TERMODINAMICHE ESTENSIVE dipendono dalla quantità di materia (massa) contenuta nel sistema: massa, volume, energia interna, entalpia...

Le VARIABILI TERMODINAMICHE INTENSIVE non dipendono dalla massa del sistema: pressione, temperatura e grandezze estensive riferite all'unità di massa (es. massa volumica, volume specifico ...).

Un metodo semplice per STABILIRE SE UNA PROPRIETÀ È INTENSIVA O ESTENSIVA consiste nel dividere il sistema in due parti uguali con un divisorio: le proprietà che, in ciascuna delle due parti, conservano gli stessi valori del sistema originario sono intensive, mentre quelle che assumono un valore ridotto della metà, sono estensive. Generalmente per indicare le proprietà intensive si usano le lettere minuscole (ad eccezione della temperatura, T), mentre per le proprietà estensive le lettere maiuscole (ad eccezione della massa m).

L'EQUILIBRIO TERMODINAMICO

Un sistema si dice in equilibrio termodinamico quando è contemporaneamente in:

- equilibrio meccanico: quando vi è assenza di moto relativo fra le parti del sistema, cioè vi è equilibrio fra le forze applicate e la pressione è costante
- equilibrio chimico: quando vi è assenza di reazioni chimiche.
- equilibrio termico: quando vi è assenza di flussi di calore all'interno del sistema, in un sistema in stato di equilibrio meccanico e chimico.

Cioè, quando le variabili intensive sono uniformi in tutti i punti del sistema ed esistono delle relazioni analitiche che legano le variabili fra loro, dette **equazioni di stato**.

LE EQUAZIONI DI STATO

Le **VARIABILI** di stato di un sistema in equilibrio **NON SONO TRA LORO INDEPENDENTI**. Il loro numero è in genere sovrabbondante rispetto al minimo necessario per definire lo stato del sistema.

È quindi possibile introdurre delle **EQUAZIONI DI STATO** che esprimono relazioni analitiche fra le varabili.

La **REGOLA DELLE FASI** O DI GIBBS enuncia: *lo stato fisico di un sistema in equilibrio termodinamico è completamente determinato quando si conoscono un numero di variabili intensive pari a quello dei componenti, C, meno il numero delle fasi, F, più 2.*

$$V=C-F+2$$

Nel caso dei gas perfetti ho l'equazione di stato dei gas perfetti, che deriva dalle leggi di Boyle e Gay-Lussac, che nel caso di $C=1$, $F=1$ porta a $V=2$.

$pv=RT$ con $R=R^*/M$ (R^* è la costante universale dei gas perfetti e M è la massa molare del gas), con R ($J/kmol K$), costante caratteristica dei gas perfetti e v (m^3/kg).

La condizione di gas perfetto si raggiunge quando i gas sono a temperatura non troppo bassa e a pressione non troppo elevata.

Un gas perfetto è costituito da un numero elevato di molecole di volume proprio trascurabile rispetto all'intero volume a disposizione e tra le quali possono essere trascurate le azioni di forza reciproche.

Una trasformazione è quasi-statica quando avviene così lentamente da poter essere considerata come una serie di infiniti stati di equilibrio del sistema. In ogni istante il sistema rimane infinitesimalmente vicino al precedente stato di equilibrio. Essa può essere vista come una trasformazione sufficientemente lenta, tale da permettere al sistema di modificarsi internamente in modo che le proprietà di una parte del sistema non varino più velocemente di quelle nelle altre parti. Questa trasformazione è ideale e non trova corrispondenza in alcun processo reale, anche se molte trasformazioni reali si avvicinano ad esse. Gli ingegneri sono interessati ad esse perché producono il massimo lavoro in quanto non vi sono dissipazioni per attrito. Quando non si hanno scambi di calore e la trasformazione è quasi-statica si può considerare reversibile. Pertanto, è il riferimento con cui confrontare le trasformazioni reali, irreversibili.

TEMPERATURA

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273.15$$

$$t(^{\circ}F) = \frac{9}{5} \cdot t(^{\circ}C) + 32$$

La temperatura è una variabile di stato intensiva che rappresenta l'energia cinetica posseduta dalle molecole che compongono il sistema.

La temperatura si misura per via indiretta, misurando la variazione di una grandezza che dipende dalla temperatura (es. lunghezza, volume, resistenza elettrica).

Nella sua forma più semplice si usa un **termometro**, costituito da un contenitore di liquido (generalmente mercurio) terminante con un tubicino sul quale è costruita una scala di riferimento. Le variazioni di volume del liquido dovute a variazioni di temperatura sono determinate mediante lettura dell'altezza della colonna di liquido nel tubicino. Per $t < -38^{\circ}C$ e $> 350^{\circ}C$ si usa il termometro a gas.

La SCALA DI TEMPERATURA CELSIUS (centigrada) [°C] è basata sulla relazione lineare tra la temperatura e la variazione del volume di una quantità di mercurio.

La scala è tarata su due punti caratteristici:

- la temperatura di fusione del ghiaccio alla pressione di 1 atm, corrispondente a 0 °C;
- la temperatura di ebollizione dell'acqua distillata alla stessa pressione, corrispondente a 100 °C.

L'ampiezza del kelvin corrisponde a quella del grado Celsius, ma lo zero è posto al valore minimo di temperatura ottenibile (zero assoluto), pari a -273,15 °C.

- 100°C (373,15 K) = temperatura di ebollizione dell'acqua distillata a 1 atm
- 0°C (273,15 K) = temperatura di fusione del ghiaccio a 1 atm.
- -273,15 °C = 0 K

La SCALA DI TEMPERATURA FAHRENHEIT è simile alla scala Celsius, con la differenza che:

- le temperature di fusione del ghiaccio e di ebollizione dell'acqua sono poste rispettivamente a 32 °F e 212 °F.
- l'ampiezza di un grado Fahrenheit è pari a 5/9 di quella di un grado Celsius.

ALTRE VARIBILI DI STATO

- ENERGIA INTERNA (U) [J]

L'energia interna di un sistema comprende le energie cinetiche e potenziali di tutte le particelle che compongono il sistema. Non comprende invece l'energia cinetica e potenziale macroscopica del sistema.

- ENTALPIA (H) [J]

$$H = U + p \cdot V$$

- ENERGIA INTERNA SPECIFICA (u) [J/kg]

$$u = U/m$$

- ENTALPIA SPECIFICA (h) [J/kg]

$$h = H/m$$

IL CALORE

Il calore, o energia termica, è una forma di energia scambiata tra le parti di un sistema o tra il sistema e l'ambiente esterno per effetto di una differenza di temperatura.

Lo scambio di energia termica avviene spontaneamente dalle zone a temperatura maggiore verso le zone a temperatura minore.

Il calore scambiato si misura per via indiretta, attraverso le variazioni di temperatura che ne derivano.

Lo strumento utilizzato per la misura del calore è il CALORIMETRO.

L'unità tradizionalmente usata per misurare il calore è la KILOCALORIA, definita come la quantità di calore che viene fornita ad un kilogrammo di acqua distillata alla pressione di 1 atm per innalzare la sua temperatura da 14,5 a 15,5 °C. Il calore è un'energia, quindi può essere misurato in joule (1 kcal = 4186 J).

- CAPACITA' TERMICA (C) [J/°C] [J/K]

Il calore necessario ad aumentare di un grado centigrado la temperatura di un corpo. Dipende dal tipo di materiale costituente il corpo e dalle dimensioni del corpo.

$$C = Q/DT$$

- CALORE SPECIFICO (c) [J/(°C kg)] [J/(K kg)]

Il calore necessario ad aumentare di un grado centigrado la temperatura dell'unità di massa di una sostanza. Dipende solo dal tipo di sostanza o materiale costituente il corpo.

$$c = Q/(DT \cdot m) \quad \text{aria: } c = 1000 \text{ J}/(\text{°C kg}); \text{ CLS: } c = 900 \text{ J}/(\text{°C kg}); \text{ acqua: } c = 4186 \text{ J}/(\text{°C kg})$$

Per i solidi e i liquidi si assume un calore specifico costante. Per i gas si distinguono i calori specifici a pressione costante, c_p , e a volume costante, c_v .

1 cal = 4,186 J, è il calore specifico dell'acqua per passare da 14,4 °C a 15,5 °C.

Una massa d'acqua è in grado di assorbire o cedere grandi quantità di calore subendo piccole variazioni di temperatura. Grandi masse d'acqua tendono a moderare le fluttuazioni di temperatura dell'aria.

IL LAVORO TERMODINAMICO

IL LAVORO TERMODINAMICO è una forma di energia scambiata tra le parti di un sistema o tra un sistema e l'ambiente esterno per effetto di una forza che deforma il contorno del sistema.

$$\text{Per una trasformazione termodinamica reversibile: } L = \int_{\text{stato iniz.}}^{\text{stato fin.}} p \cdot dV$$

$$\text{Per una trasformazione irreversibile: } L = \int_{\text{stato iniz.}}^{\text{stato fin.}} p \cdot dV - R$$

dove R è il lavoro compiuto dalle forze di attrito.

Il calore e il lavoro hanno differenziali non esatti indicati dal simbolo δ . Quindi una quantità infinitesima di calore o lavoro è rappresentata da δQ o δL , rispettivamente, invece di dQ o dL . Le variabili di stato invece hanno differenziali esatti indicati dal simbolo d . Una variazione infinitesima di volume, ad esempio, è rappresentata da dV e la variazione totale di volume durante una trasformazione tra gli stati 1 e 2 è: integrare fra 1 e 2 di $dV = V_2 - V_1 = \Delta V$.

Cioè, la modificazione di volume durante una trasformazione 1-2 corrisponde sempre al volume nello stato 2 meno il volume nello stato 1, indipendentemente dal percorso seguito. Il lavoro totale scambiato durante la trasformazione 1-2, invece è: integrare fra 1 e 2 di $\delta L = L_{12}$ (non ΔL).

Cioè, il lavoro ottenuto seguendo la linea di trasformazione e sommando le quantità infinitesime di lavoro δL scambiate lungo la trasformazione, l'integrale di δL non è $L_2 - L_1$, cioè il lavoro nello stato 2 meno il lavoro nello stato 1, che è privo di significato, perché il lavoro non è una proprietà del sistema, cioè i sistemi non possiedono lavoro in uno stato.

Il lavoro è uno scambio di energia tra il sistema e l'ambiente esterno che avviene a seguito dell'applicazione di una forza che agisce sul sistema e che ne deforma il contorno. Nel caso di "lavoro meccanico" si individua facilmente una forza che genera uno spostamento e che si traduce in una deformazione del contorno del sistema, nel caso del lavoro che comporta variazione di volume, (pistone in movimento), ma ci sono altre forme di lavoro meccanico come il lavoro trasmesso da un albero rotante o da un'elica in movimento che deformano il contorno del sistema. Nel caso di lavoro elettrico, come un filo metallico percorso da corrente elettrica, si riconosce comunque una forza generalizzata (tensione elettrica) che produce uno spostamento generalizzato (carica elettrica) e un movimento del contorno del sistema.

1° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

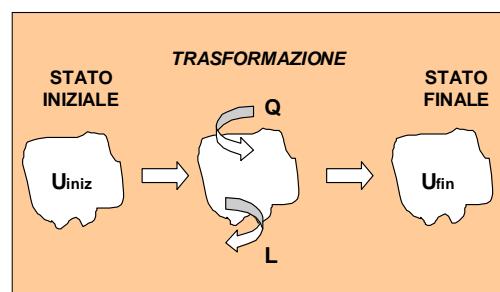
- SISTEMI CHIUSI

Per un sistema

- non soggetto a scambi di massa con l'esterno (sistema chiuso),
- non soggetto ad effetti magnetici, elettrici o gravitazionali e non sede di reazioni chimiche,

⇒ la variazione dell'energia totale (energia interna) del sistema è pari al calore fornito al sistema (Q) meno il lavoro compiuto dal sistema sull'ambiente esterno (L).

$$Q - L = U_{\text{fin}} - U_{\text{iniz}} = \Delta U$$



- SISTEMI APERTI (regime stazionario)

Per un sistema

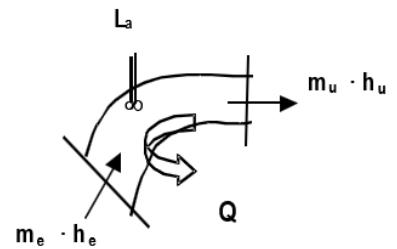
- soggetto a scambi di massa con l'esterno (sistema aperto),
- non soggetto ad effetti magnetici, elettrici o gravitazionali e non sede di reazioni chimiche, in regime stazionario

⇒ l'entalpia uscente (H_u), meno l'entalpia entrante (H_e) è uguale al calore fornito al sistema (Q), meno il lavoro all'asse compiuto dal sistema sull'ambiente esterno (L_a).

$$Q - L_a = H_u - H_e = m_u \cdot h_u - m_e \cdot h_e = m \cdot (h_u - h_e)$$

In termini istantanei si ottiene:

$$\dot{Q} - \dot{L}_a = \dot{m}_u \cdot h_u - \dot{m}_e \cdot h_e = \dot{m} \cdot (h_u - h_e)$$



Si è osservato sperimentalmente che nel caso di una trasformazione ciclica dove lo stato termodinamico iniziale coincide con quello finale, la quantità di calore scambiata, presa con il suo segno, è pari al lavoro effettuato, preso con il suo segno.

$$Q = L$$

Il primo principio sulla base di osservazioni sperimentali afferma che l'energia non può essere né creata né distrutta, ma può solo cambiare forma. Rappresenta il principio di conservazione dell'energia e non si riconosce alcun processo in natura che lo abbia violato.

Si distingue una forma valida per i sistemi termodinamici chiusi e aperti.

Per un sistema chiuso e per una trasformazione aperta (non ciclica) si ha che:

$$Q - L = \Delta E$$

Dove E = energia totale del sistema (meccanica, magnetica, elettrica, interna, ecc.).

$$\Delta E = \Delta E_m + \Delta E_{el} + \Delta U + \dots$$

Nel caso frequente in cui le variazioni di tutte le forme di energia del sistema siano trascurabili, avrà:

$$Q - L = \Delta U$$

Nel caso di assenza di lavoro, avrà:

$$Q = \Delta U$$

2° PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il primo principio della termodinamica è il principio di conservazione dell'energia e non è mai stato contraddiritto in una trasformazione termodinamica.

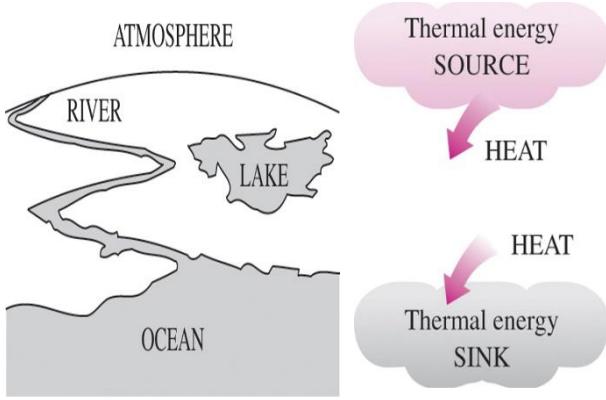
Tuttavia, la soddisfazione del primo principio di per sé non assicura che la trasformazione avvenga realmente.

Il secondo principio stabilisce delle impossibilità, cioè le trasformazioni avvengono secondo un certo verso nella realtà.

Definisce anche la qualità dell'energia e il suo degrado a seguito di una trasformazione, e i limiti teorici per le prestazioni delle macchine termiche.

Quando lasciamo una tazza di caffè caldo in un ambiente più freddo, finisce per raffreddarsi. E questa trasformazione soddisfa il IPT cioè la quantità di energia termica persa dal caffè, viene acquisita dall'ambiente. E' però esperienza comune che non si verifica mai il contrario, cioè il caffè non si riscalda in un ambiente più freddo. Si raffredda solo. Eppure questa trasformazione non violerebbe il IPT.

Lo stesso nel caso di un'elica che gira grazie alla caduta di un grave. L'energia potenziale del grave diminuisce e l'energia interna del fluido aumenta. Ma il grave non si alzerebbe se noi fornissimo calore dal fluido all'elica. Anche se non violeremmo il IPT.



Per affrontare lo studio del secondo principio della termodinamica è utile definire il concetto di «serbatoio di energia termica» come corpo di capacità termica relativamente grande in grado di fornire o assorbire una qualsiasi quantità finita di calore senza subire alcuna variazione di temperatura.

In pratica, gli oceani, i laghi, i fiumi, l'atmosfera possono essere considerati serbatoi di energia termica. I serbatoi di energia termica che forniscono energia sotto forma di calore sono anche detti sorgenti, mentre quelli che lo assorbono sono detti pozzi.

Le sorgenti (o i pozzi) sono corpi con grande capacità termica in grado di fornire o assorbire calore senza subire variazioni di temperatura. Es: oceani, laghi, fiumi, aria atmosferica.

Il primo principio della termodinamica stabilisce l'equivalenza concettuale tra calore e lavoro, ma non vieta:

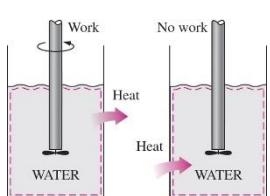
- la conversione completa del calore in lavoro;
- il passaggio spontaneo di calore da corpi a temperatura più bassa a corpi a temperatura più elevata.

Il secondo principio della termodinamica è enunciato in due diversi modi tra loro equivalenti:

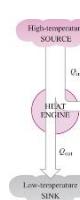
- secondo l'enunciato di Kelvin-Planck, è impossibile costruire una macchina operante secondo un processo ciclico, il cui unico effetto sia quello di sottrarre calore ad una sorgente a temperatura costante e trasformarlo integralmente in lavoro
- secondo l'enunciato di Clausius, è impossibile costruire una macchina operante secondo un processo ciclico, il cui unico effetto sia quello di trasferire calore da un corpo a temperatura più bassa a un corpo a temperatura più alta

Il primo e il secondo principio della termodinamica trovano applicazione nelle macchine termiche. Esse possono essere schematizzate come un sistema termodinamico che fa trasformazioni cicliche e che scambia calore (Q_1 e Q_2) con due sorgenti a temperatura T_1 e T_2 , con $T_1 > T_2$.

Il lavoro può essere interamente convertito in calore, mentre per convertire il calore in lavoro c'è bisogno di dispositivi appositamente progettati, detti motori termici.



Il lavoro può essere interamente convertito in calore, mentre non è vero il contrario



Parte del calore fornito a un motore termico viene convertita in lavoro; la parte restante viene scaricata verso un pozzo.

Il lavoro dell'elica, convertito in energia interna dell'acqua, finisce per essere ceduto sotto forma di calore all'ambiente circostante, ma è impossibile fornire calore all'acqua per fare ruotare l'elica. Quindi il lavoro può essere interamente convertito in calore, mentre per convertire il calore in lavoro c'è bisogno di dispositivi appositamente progettati, detti motori termici.

Essi differiscono notevolmente l'uno dall'altro ma sono caratterizzati dal fatto che:

- Ricevono calore da una sorgente ad alta temperatura (collezione solare, bruciatori alimentati da combustibili fossili, reattori nucleari, ecc.)
- Convertono parte di questo calore in lavoro (principalmente sotto forma di rotazione di un albero)
- Cedono la parte del calore ricevuto rimanente ad un pozzo a bassa temperatura (atmosfera, fiumi, laghi, mare, ecc.)

- Funzionano secondo un ciclo
- Sfruttano un fluido al quale il calore viene trasferito per il compimento del ciclo termodinamico.

Il sistema di produzione di lavoro che meglio si adatta alla definizione di motore termico è l'impianto motore a vapore.

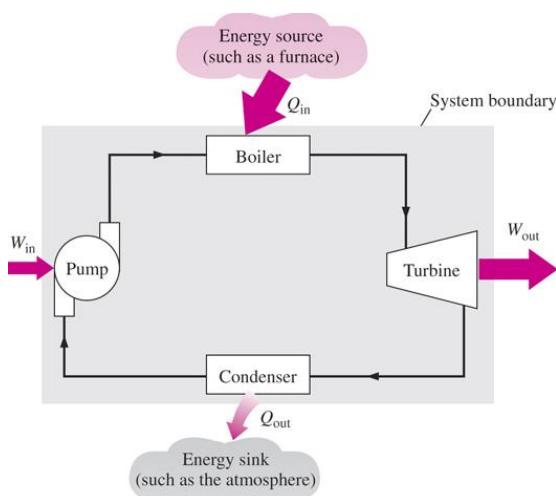
Q_{in} = quantità di calore fornita al vapore da una sorgente ad alta temperatura

Q_{out} = quantità di calore ceduta dal vapore nel condensatore a un pozzo a bassa temperatura

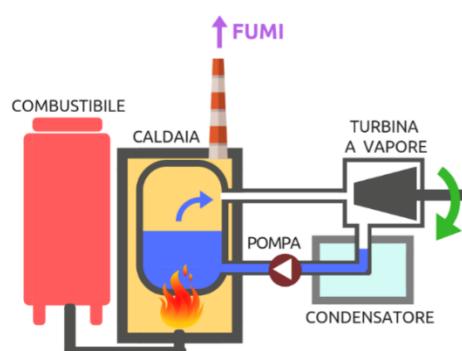
L_{in} = lavoro fornito dall'espansione del vapore in turbina

L_{in} = lavoro richiesto per portare l'acqua alla pressione di regime della caldaia

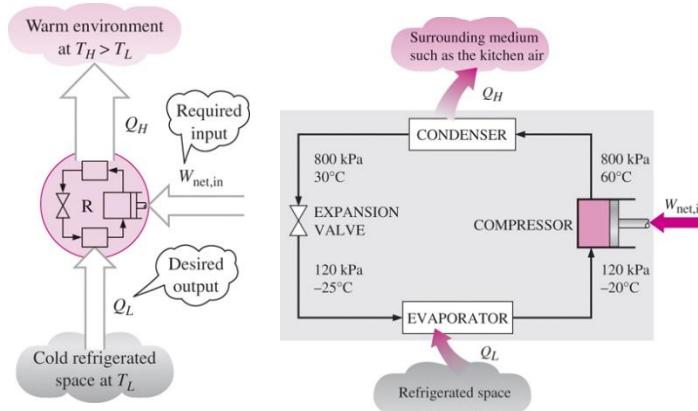
In alcuni motori il vapore viene semplicemente disperso nell'atmosfera dopo la sua espansione. Motori più elaborati inviano il vapore già utilizzato a un condensatore dove viene raffreddato e riportato allo stato liquido, e quindi rimandato alla caldaia.



TURBINA A VAPORE



È noto dall'esperienza che il calore fluisce spontaneamente dai corpi a temperatura più elevata ai corpi a temperatura più bassa. Poiché il processo contrario non avviene spontaneamente, necessita di macchine frigorifere.



attraverso un tubo

drasticamente a seguito dell'effetto della laminazione. Il refrigerante assorbe calore dall'ambiente refrigerato.

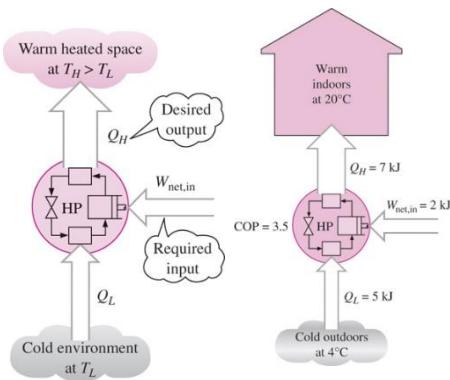
Il condizionatore d'aria è una macchina frigorifera il cui ambiente freddo è costituito da una stanza. Può anche funzionare in inverno come pompa di calore, installandolo al contrario.

L'obiettivo di una macchina frigorifera è di asportare la quantità di calore Q_L dall'ambiente da refrigerare alla temperatura T_L grazie ad un lavoro fornito al compressore L_{in} scaricando una quantità di calore Q_H nell'ambiente caldo a temperatura T_H .

Opera secondo un ciclo, impiegando un fluido refrigerante, che entra nel compressore allo stato di vapore, viene compresso e raggiunge una temperatura relativamente alta, per cui nel condensatore condensa cedendo calore all'ambiente circostante. Nel successivo passaggio capillare la temperatura e la pressione si riducono

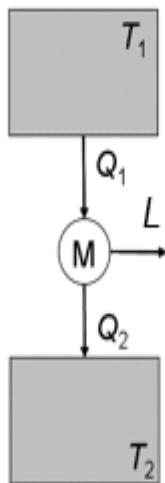
drasticamente a seguito dell'effetto della laminazione. Il refrigerante passa poi nell'evaporatore dove

evapora assorbendo calore dall'ambiente refrigerato.

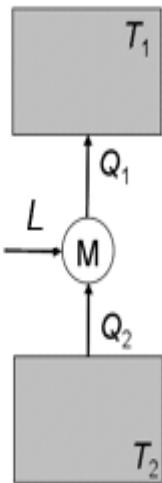


L'apparecchiatura che trasferisce calore da un ambiente a bassa temperatura ad uno ad alta temperatura è detta pompa di calore. Lavora secondo lo stesso ciclo termodinamico della macchina frigorifera perseguiendo un diverso scopo: l'obiettivo della pompa di calore è di mantenere caldo un ambiente ad alta temperatura fornendogli il calore assorbito da una sorgente a bassa temperatura.

Ciclo diretto



Ciclo inverso



Motore

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

η = Rendimento termico. Frazione di calore fornita alla macchina che viene trasformata in lavoro

ε = Effetto frigorifero specifico

ε^* = Fattore di moltiplicazione termica o Coefficient Of Performance (COP)

Macchina frigorifera

$$\varepsilon = \frac{Q_2}{|L|} = \frac{Q_2}{|Q_1| - Q_2}$$

Pompa di calore

$$\varepsilon^* = \frac{|Q_1|}{|L|} = \frac{|Q_1|}{|Q_1| - Q_2}$$

Le macchine termiche sono sistemi che operano ciclicamente e scambiano calore con due sorgenti a temperatura T_1 e T_2 .

Le macchine termiche a ciclo diretto sono utilizzate per fornire lavoro all'esterno. L'energia meccanica può essere trasformata in energia elettrica tramite una dinamo o un alternatore.

Ricevono calore Q_1 dalla sorgente a temperatura T_1 , convertono parte di questo calore in lavoro L e cedono la parte rimanente alla sorgente a temperatura T_2 .

Sono i motori a combustione (a benzina o Diesel), le turbine a gas, le turbine a vapore, ecc.

Le macchine termiche a ciclo inverso sono utilizzate per sottrarre calore a una sorgente fredda (macchina frigorifera) o fornirlo ad una sorgente calda (pompa di calore).

Ricevono calore Q_2 dalla sorgente a temperatura T_2 , assorbono lavoro L dall'esterno e cedono l'energia ricevuta sotto forma di calore Q_1 alla sorgente a temperatura T_1 .

Sono i frigoriferi, i condizionatori d'aria e le pompe di calore. Il condizionatore è un frigorifero nel quale il serbatoio freddo a temperatura T_2 è la stanza che deve essere raffreddata. La pompa di calore sottrae calore dall'esterno freddo per riscaldare l'interno. La pompa di calore è un condizionatore in cui i serbatoi interno ed esterno sono stati scambiati. Esempi pg. 104 T Walker.

η = rendimento. Frazione di calore fornita alla macchina che viene trasformata in lavoro. Es: l'80% del calore fornito dalla macchina viene trasformato in lavoro, mentre il 20% è degradato.

Dal bilancio ottengo $L = Q_1 - Q_2$. Q_2 è in valore assoluto nella formula del rendimento perché sta a significare che Q_2 si intende come quantità positiva.

Il rendimento dei motori a benzina è del 25%, di quelli Diesel del 40% e delle moderne macchine a vapore arriva al 60%.

ε = effetto frigorifero specifico.

ε^* = fattore di moltiplicazione termica o Coefficient Of Performance.

Dal bilancio ottengo: $-L = Q_2 - Q_1$, cioè $L = Q_1 - Q_2$.

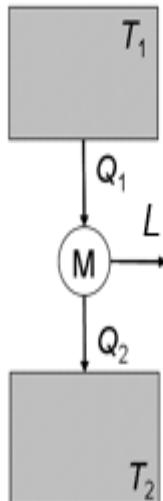
Il valore assoluto nelle formule di ε e ε^* sta a significare che L e Q_1 si intendono come quantità positive.

L'effetto frigorifero specifico può essere maggiore dell'unità, vale a dire che la quantità di calore asportata dall'ambiente da raffreddare può essere maggiore della quantità di lavoro speso, a differenza del rendimento termico che è sempre minore di 1.

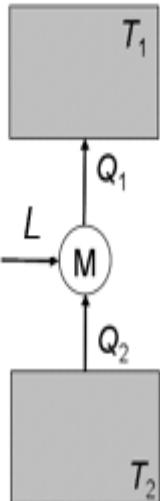
Il COP della maggior parte delle pompe di calore ha un valore compreso fra 2 e 3. Le pompe di calore ad aria sono poco indicate per i climi rigidi in quanto la loro efficienza diminuisce considerevolmente se la temperatura scende sotto gli zero gradi. In questo caso è opportuno usare pompe di calore geotermiche. Nel caso delle pompe geotermiche con scambiatori di calore verticali con lunghezze tipiche da 50 cm a 150 cm il COP medio è pari a 4-5. Con acqua di falda si arriva a 5-6.

MACCHINE DI CARNOT

Ciclo diretto



Ciclo inverso



Motore termico

$$\eta = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

Macchina frigorifera

$$\varepsilon = \frac{T_2}{T_1 - T_2}$$

Pompa di calore

$$\varepsilon^* = \frac{T_1}{T_1 - T_2}$$

Nel 1824 Carnot pubblicò un libro nel quale si chiese sotto quali condizioni una macchina termica avrebbe il massimo rendimento: la macchina deve eseguire solo trasformazioni reversibili e il rendimento dipende solo dalle temperature T_1 e T_2 . Nessuna macchina può superare il rendimento di Carnot.

Le trasformazioni reversibili sono idealizzazioni dei processi reali. Sono trasformazioni che possono essere percorse in senso inverso senza che ne rimanga traccia. Sono senza attrito e senza differenze finite di temperatura. Sono lentissime (quasi statiche) e il sistema passa attraverso una serie di stati di equilibrio. Le macchine termiche che operano secondo cicli reversibili rilasciano il massimo lavoro. Nel caso di macchine frigorifere, necessitano del minimo lavoro. In un ciclo di Carnot è costante il rapporto fra il calore scambiato e la temperatura in kelvin alla sorgente calda e alla sorgente fredda.

Il massimo rendimento per un motore termico si ha quanto più alta è la temperatura T_1 e più bassa è la temperatura T_2 .

Questo indica che per l'energia si può parlare di qualità oltre che di quantità. Infatti può essere convertita in lavoro una quantità maggiore di calore se essa è fornita ad alta temperatura. Più alta è la temperatura più è elevata la qualità dell'energia. Il lavoro invece è una forma di energia di qualità molto alta, dal momento che il 100% di esso può essere convertito in calore.

I valori di effetto frigorifero specifico e COP diminuiscono al diminuire di T_2 .

$$\frac{|Q_1|}{T_1} = \frac{|Q_2|}{T_2} \quad \frac{|Q_1|}{|Q_2|} = \frac{T_1}{T_2}$$

NB: Nel caso dei motori termici, può essere convertita in lavoro una quantità maggiore di calore se essa è fornita ad alta temperatura.

NB: Nel caso dei frigoriferi e delle pompe di calore, i valori di effetto frigorifero specifico e COP aumentano all'aumentare della temperatura T_2 .

STATI DI AGGREGRAZIONE DELLA MATERIA

La materia che costituisce un sistema può trovarsi in natura nelle seguenti tre fasi:

- SOLIDA
Ha volume e forma propri
- LIQUIDA
Ha volume proprio
La forma si adatta a quella del recipiente.
In un campo gravitazionale si dispone in modo da ammettere un pelo libero (superficie di separazione tra fase liquida e aeriforme)
- AERIFORME
Sia il volume che la forma sono adattati a quello del recipiente
Il volume è fortemente dipendente dalla pressione

A seconda della temperatura gli aeriformi possono presentarsi come gas o vapori. I GAS sono ad una temperatura così elevata che a qualunque pressione siano sottoposti non è possibile un loro passaggio alla fase liquida. I VAPORI invece se sottoposti ad una opportuna pressione si trasformano in liquidi.
I liquidi si considerano incomprimibili.

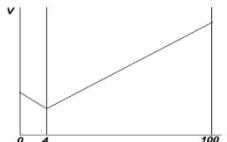
RELAZIONE TRA VOLUME E TEMPERATURA

1. NELLA FASE SOLIDA

- Relazione lunghezza – temperatura
 $l = l_0 (1 + \delta t)$
 l_0 = lunghezza del corpo a temperatura di 0°C
 δ = coefficiente di dilatazione lineare, dipendente dal materiale
- Relazione volume – temperatura
 $V = V_0 (1 + \alpha t)$
 V_0 = volume del corpo a temperatura di 0°C
 α = coefficiente di dilatazione volumica, dipendente dal materiale
 $\alpha = 3 \delta$

2. NELLA FASE LIQUIDA

- Relazione volume – temperatura
 $V = V_0 (1 + \alpha t)$
L'acqua ha un comportamento anomalo:



3. NELLA FASE AERIFORME

- Relazione volume – temperatura vale solo a pressione costante
 $V = V_0 (1 + \alpha t)$
 $\alpha = 1/273.15 \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

Per i liquidi e gli aeriformi è possibile correlare la temperatura alla sola variazione di volume.

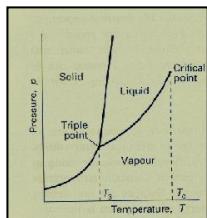
Nella fase aeriforme vige la legge di Gay-Lussac, riportata nella slide, che stabilisce che a pressione costante esiste una relazione lineare tra il volume e la temperatura. V_0 è il volume occupato alla temperatura di 0°C e alla pressione considerata. α è la costante di dilatazione termica del gas a pressione costante.
L'acqua ha un comportamento anomalo:

- Sopra i 4°C si dilata all'aumentare della temperatura;
- Tra 0 e 4 °C si contrae all'aumentare della temperatura.
- A 4°C il volume specifico è il più piccolo possibile, mentre la densità è la più alta possibile.

Nel raffreddamento dell'acqua di un lago ad esempio, dai 10 ai 4 °C, l'acqua man mano più densa va verso il fondo del lago. A meno di 4°C l'acqua diventa più leggera, perché meno densa, e sta in superficie, fino a che non raggiunge gli 0°C e dunque ghiaccia.

L'acqua a 0°C è più leggera che a 1, 2 e 3 °C, e sta in superficie. Per questo il ghiaccio galleggia sull'acqua. In questo modo i pesci non muoiono e il disgelo è più veloce.

DIAGRAMMA DI STATO P-T



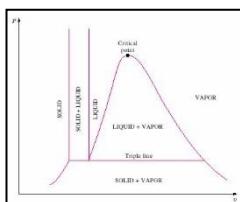
Regola delle fasi (o di Gibbs)

Il numero di gradi di libertà di un sistema è dato da:

$$f = n - r + 2$$

(n = no. componenti, r = no. fasi compresenti)

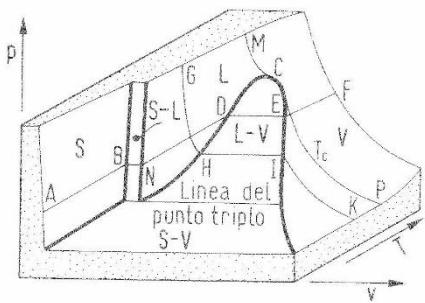
DIAGRAMMA DI STATO P-V



La zona di equilibrio tra fase liquida e fase di vapore è compresa sotto una campana (vapori saturi) compresa tra una curva limite inferiore (verso i liquidi) e una curva limite superiore (verso i vapori).

Nella zona dei vapori sati le curve a temperatura costante (isoterme) sono anche a pressione costante (isobare).

DIAGRAMMI PER UNA SOSTANZA PURA E PER L'ACQUA



Superficie nello spazio p - v - T per una sostanza pura.

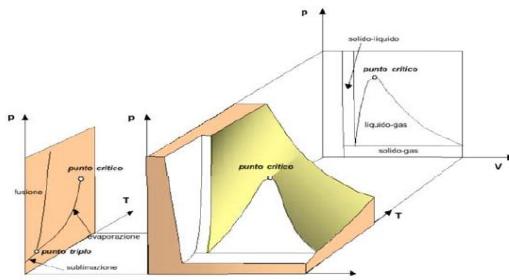


Fig. 1.4 – Diagramma (p v T) per una sostanza pura

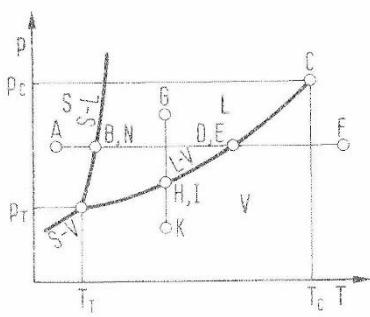


Diagramma p - T per una sostanza pura.

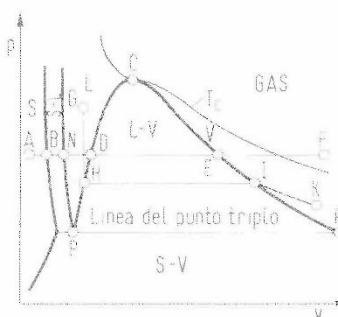
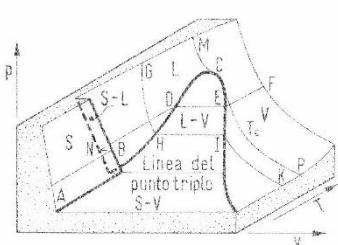


Diagramma per una sostanza pura



Superficie nello spazio $p - v - T$ per l'acqua

MISCELE DI GAS

La Legge di Dalton descrive il comportamento delle miscele di gas, affermando che la pressione totale di una miscela è data dalla somma delle pressioni parziali di ciascun componente, a parità di temperatura e volume. Ogni gas nella miscela contribuisce alla pressione totale come se fosse l'unico presente, occupando l'intero volume disponibile.

$$p = \sum_{i=1}^N p_i \quad U = \sum_{i=1}^N U_i$$

La pressione totale di una miscela ideale di gas ideali è data dalla somma delle pressioni parziali dei singoli gas:

- p : pressione totale della miscela,
- p_i : pressione parziale del i -esimo gas,
- N : numero di componenti nella miscela.

L'energia interna totale U della miscela è la somma delle energie interne dei singoli gas. Per un gas ideale, l'energia interna dipende solo dalla temperatura e dal numero di moli.

Quando si miscelano gas ideali, si ottiene una miscela ideale di gas ideali, che:

- Rispetta la Legge di Dalton per la pressione.
- Presenta un'energia interna totale calcolabile come la somma delle energie interne dei singoli gas.
- Si comporta complessivamente come un gas ideale.

Per ogni componente si può scrivere l'equazione di stato dei gas ideali:

$$p_i V = n_i R T = m_i \frac{R}{M_i} T = m_i R_i^* T$$

Frazione molare di ciascun gas:

$$\chi_i = n_i / n = p_i / p$$

Massa molare equivalente della miscela:

$$M_m = \frac{m}{n} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^N n_i M_i = \sum_{i=1}^N \chi_i M_i$$

Equazione di stato della miscela ideale:

$$p V = n R T = m \frac{R}{M_m} T = m R_m^* T \quad p V = R_m^* T$$

LA PSICROMETRIA

La psicrometria è la disciplina che studia le proprietà fisiche e termodinamiche dell'aria umida, una miscela composta da due componenti principali: aria secca e vapore acqueo. $m_a + m_v = m_{tot}$

Aria umida viene intesa come miscela bicomponente:

- Aria secca: una miscela di gas (azoto, ossigeno, e altri in tracce) trattata come un gas ideale.
- Vapore acqueo: la fase gassosa dell'acqua, anch'esso trattato come un gas ideale.

L'aria umida viene quindi considerata una miscela ideale di gas ideali.

Le principali grandezze psicrometriche sono:

1. TEMPERATURA t [$^{\circ}\text{C}$]
 - Misura il livello termico della miscela. In psicrometria si distinguono diverse temperature:
 - Temperatura dell'aria secca: misurata con un termometro in condizioni normali.
 - Temperatura di bulbo umido: temperatura misurata da un termometro il cui bulbo è avvolto in un panno umido, esposta a un flusso d'aria.
 - Temperatura di rugiada: temperatura alla quale il vapore acqueo inizia a condensare.
2. UMIDITÀ SPECIFICA (O UMIDITÀ MASSICA) x [kg di vapore / kg di aria secca]
 - Quantità di vapore acqueo presente per unità di massa di aria secca.
3. UMIDITÀ RELATIVA φ (o UR o RH) [%]
 - Indica quanto vicino è l'aria alla saturazione (100%).
4. ENTALPIA SPECIFICA h [kJ/kg]
 - Energia totale (sensibile + latente) contenuta nell'aria umida.

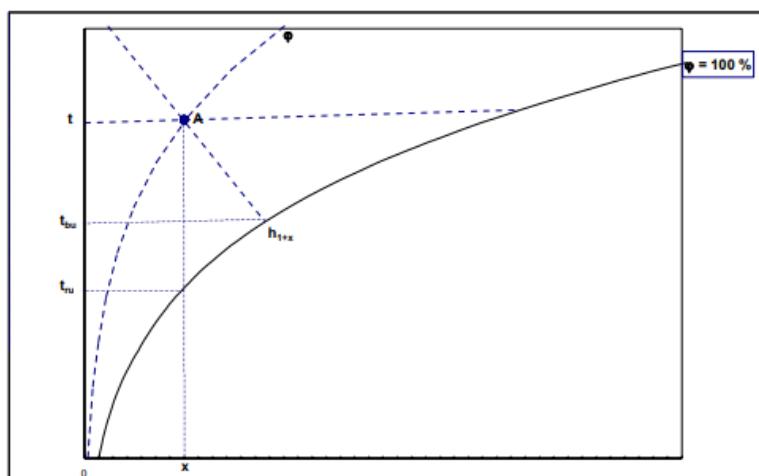
TEMPERATURA t [°C]

TEMPERATURA DI RUGIADA (tr) La temperatura in corrispondenza della quale il vapore d'acqua di una massa di aria umida raggiunge la condizione di saturazione attraverso un processo di raffreddamento a pressione di vapore costante ed inizia a condensare. La temperatura di rugiada (tr) di una miscela (punto A) si legge sulla curva di saturazione e sulla iso-umidità specifica passante per A.

TEMPERATURA DI SATURAZIONE ADIABATICA (tsa) Temperatura per cui l'acqua, evaporando adiabaticamente, porta una massa di aria umida a saturazione.

TEMPERATURA DI BULBO UMIDO (o BAGNATO) (tbu) Temperatura cui si porta l'acqua in condizioni di equilibrio di scambio termico convettivo e di massa con aria in moto forzatamente turbolento.

TEMPERATURA DI SATURAZIONE ISOENTALPICA (tsi) Temperatura dell'aria satura al medesimo valore di entalpia specifica dell'aria umida in esame. La temperatura di bulbo umido (tbu) di una miscela (punto A) si legge sulla curva di saturazione e sulla iso-entalpica passante per A.



ENTALPIA SPECIFICA h [kJ/kg]

ENTALPIA SPECIFICA h_{1+x}

rappresenta il contenuto energetico della miscela, è l'entalpia della miscela riferita all'unità di massa di aria secca:

$$h = \frac{H}{m_a} = \frac{m_a}{m_a} h_a + \frac{m_v}{m_a} h_v = h_a + x \cdot h_v \quad \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right]$$

h_{1+x} si calcola in funzione della temperatura (t) e dell'umidità specifica (x) della miscela:

$$\begin{aligned} h_{1+x} &= c_{p,a} \cdot t + x \cdot (c_{p,v} \cdot t + r_0) \\ &= (c_{p,a} + x \cdot c_{p,v}) \cdot t + r_0 \cdot x \end{aligned}$$

$$h_{1+x} = 1,006 \cdot t + x \cdot (1,875 \cdot t + 2501)$$

$$= (1,006 + 1,875 \cdot x) \cdot t + 2501 \cdot x$$

$c_{p,a}$ = calore specifico dell'aria secca a 1013 mbar

$c_{p,v}$ = calore specifico del vapore a 6 mbar

r_0 = calore di vaporizzazione dell'acqua a 0°C e a 6 mbar

Poiché nella regione del vapore surriscaldato le isoterme sono pressappoco isentalpiche, si può assumere che l'entalpia del vapore d'acqua presente nella miscela sia uguale a quella di un vapore surriscaldato alla stessa temperatura T e ad una pressione di 0,0061 bar (pari alla pressione di evaporazione a 0 °C).

Formule inverse:

$$t = \frac{h - 2501 \cdot x}{1,006 + 1,875 \cdot x} \cong \frac{h - 2500 \cdot x}{1,01 + 1,9 \cdot x}$$

$$x = \frac{h - 1,006 \cdot t}{2501 + 1,875 \cdot t} \cong \frac{h - 1,01 \cdot t}{2500 + 1,9 \cdot t}$$

UMIDITÀ SPECIFICA (o UMIDITÀ MASSICA) x [kg di vapore / kg di aria secca]

$$x = m_v/m_a \text{ [kg/kg]}$$

m_v = massa del vapore [kg]

m_a = massa di aria secca [kg]

contenute in una miscela di volume V.

Dalla legge dei gas perfetti: $p \cdot V = m \cdot R^* \cdot T$

- p = pressione del gas [Pa]
- V = volume occupato dal gas [m^3]
- m = massa del gas [kg]
- R^* = costante del gas [J/kg K]
- T = temperatura assoluta del gas [K]

Per una miscela a più componenti si applica la legge di Dalton:

- 1) La pressione totale della miscela è pari alla somma delle pressioni parziali dei gas componenti
- 2) Ciascun gas si comporta come se da solo occupasse tutto il volume occupato dalla miscela alla stessa temperatura e ad una pressione pari alla sua pressione parziale

$$p_a + p_v = p$$

$$p_a \cdot V = m_a \cdot R_a^* \cdot T \quad R_a^* = 287,2 \text{ J/(kg·K)}$$

$$p_v \cdot V = m_v \cdot R_v^* \cdot T \quad R_v^* = 461,9 \text{ J/(kg·K)}$$

con

- R_a^* = costante dei gas per l'aria secca [J/kgK]

- R_v^* = costante dei gas per il vapore acqueo [J/kgK]

- V = volume della miscela [m^3]

- T = temperatura assoluta della miscela [K]

- p_a = pressione parziale dell'aria secca [Pa]

- p_v = pressione parziale del vapore acqueo [Pa]

- p = pressione totale della miscela (pressione atmosferica) [Pa]

Essendo: $x = \frac{m_v}{m_a}$ 

$$x = \frac{R_a^*}{R_v^*} \cdot \frac{p_v}{p - p_v} \equiv 0,622 \cdot \frac{p_v}{p - p_v}$$

UMIDITÀ RELATIVA φ (o UR o RH) [%]

$$\varphi = m_v/m_{vs} \text{ [%]}$$

m_v = massa di vapore [kg]

m_{vs} = massa di vapore alla saturazione a pari temperatura [kg]

Dalle leggi dei gas perfetti:

$$\varphi = p_v/p_{vs} \text{ [%]}$$

p_v = pressione del vapore [Pa]

p_{vs} = pressione del vapore alla saturazione a pari temperatura [Pa]

La pressione di saturazione è una funzione univoca crescente della temperatura. Quanto più elevata è la temperatura tanto maggiore è la quantità di vapore che può essere contenuto nell'aria umida.

E' possibile dunque correlare l'umidità specifica (x) all'umidità relativa (φ) ed alla temperatura (t):

$$x = 0,622 \cdot \frac{p_v}{p - p_v} = 0,622 \cdot \frac{\varphi \cdot p_{vs}(t)}{p - \varphi \cdot p_{vs}(t)}$$

PRESSIONE DI SATURAZIONE DEL VAPORE ACQUEO (IN PASCAL) IN FUNZIONE DELLA TEMPERATURA

T [°C]	+ 0,0	+ 0,1	+ 0,2	+ 0,3	+ 0,4	+ 0,5	+ 0,6	+ 0,7	+ 0,8	+ 0,9
24,0	2991	3009	3028	3046	3065	3083	3102	3121	3140	3159
23,0	2814	2831	2849	2866	2884	2901	2919	2937	2955	2973
22,0	2646	2663	2679	2696	2712	2729	2746	2763	2780	2797
21,0	2488	2503	2519	2534	2550	2566	2582	2598	2614	2630
20,0	2338	2352	2367	2382	2397	2412	2427	2442	2457	2472
19,0	2196	2209	2223	2237	2251	2266	2280	2294	2309	2323
18,0	2061	2074	2087	2101	2114	2127	2141	2154	2168	2182
17,0	1934	1947	1959	1972	1984	1997	2010	2022	2035	2048
16,0	1814	1826	1838	1850	1861	1873	1885	1898	1910	1922
15,0	1707	1712	1723	1734	1746	1757	1768	1780	1791	1803
14,0	1598	1605	1615	1626	1636	1646	1658	1668	1679	1691
13,0	1493	1501	1511	1520	1530	1540	1550	1560	1570	1584
12,0	1398	1408	1417	1426	1436	1445	1455	1464	1474	1484
11,0	1309	1317	1326	1335	1344	1353	1362	1371	1380	1389
10,0	1224	1232	1241	1249	1257	1266	1274	1283	1291	1300
9,0	1145	1152	1160	1168	1176	1184	1192	1200	1208	1216
8,0	1070	1077	1084	1092	1099	1107	1114	1122	1129	1137
7,0	999	1006	1013	1020	1027	1034	1041	1048	1055	1062
6,0	933	939	946	952	959	965	972	979	986	992
5,0	871	877	883	889	895	901	907	914	920	926
4,0	812	818	823	829	835	841	847	853	858	864
3,0	757	762	768	773	779	784	790	795	801	806
2,0	707	710	715	720	726	731	736	741	746	752
1,0	657	662	666	671	676	681	686	690	695	700
0,0	611	616	620	624	629	634	638	643	647	652
-1,0	563	568	572	577	582	587	592	596	601	606
-2,0	518	522	527	531	536	540	544	549	554	558
-3,0	478	484	489	494	499	504	509	514	519	524
-4,0	441	445	449	453	457	460	464	468	472	476
-5,0	402	405	409	413	416	419	423	427	430	434
-6,0	369	372	375	378	382	385	388	392	395	398
-7,0	338	341	344	347	350	353	356	359	363	366
-8,0	310	313	316	318	321	324	327	330	332	335
-9,0	284	286	289	292	294	297	300	302	305	307
-10,0	260	262	265	267	269	272	274	277	279	281

Determinazione analitica della pressione di saturazione del vapor d'acqua:

$$\ln p_{vs} = \sum_{i=-1}^3 g_i T^i + g_4 \ln T$$

valida per $273,15 \leq T \leq 473,15 \text{ K}$

$$g_{-1} = -0,58002206 \cdot 10^4 \text{ K}$$

$$g_0 = 0,13914993 \cdot 10^1$$

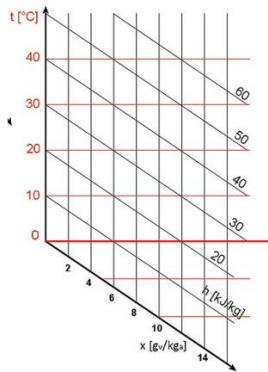
$$g_1 = -0,48640239 \cdot 10^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$g_2 = 0,41764768 \cdot 10^{-4} \text{ K}^{-2}$$

$$g_3 = -0,14452093 \cdot 10^{-7} \text{ K}^{-3}$$

$$g_4 = 0,65459673 \cdot 10^1 \text{ K}^{-4}$$

IL DIAGRAMMA DI MOLLIER

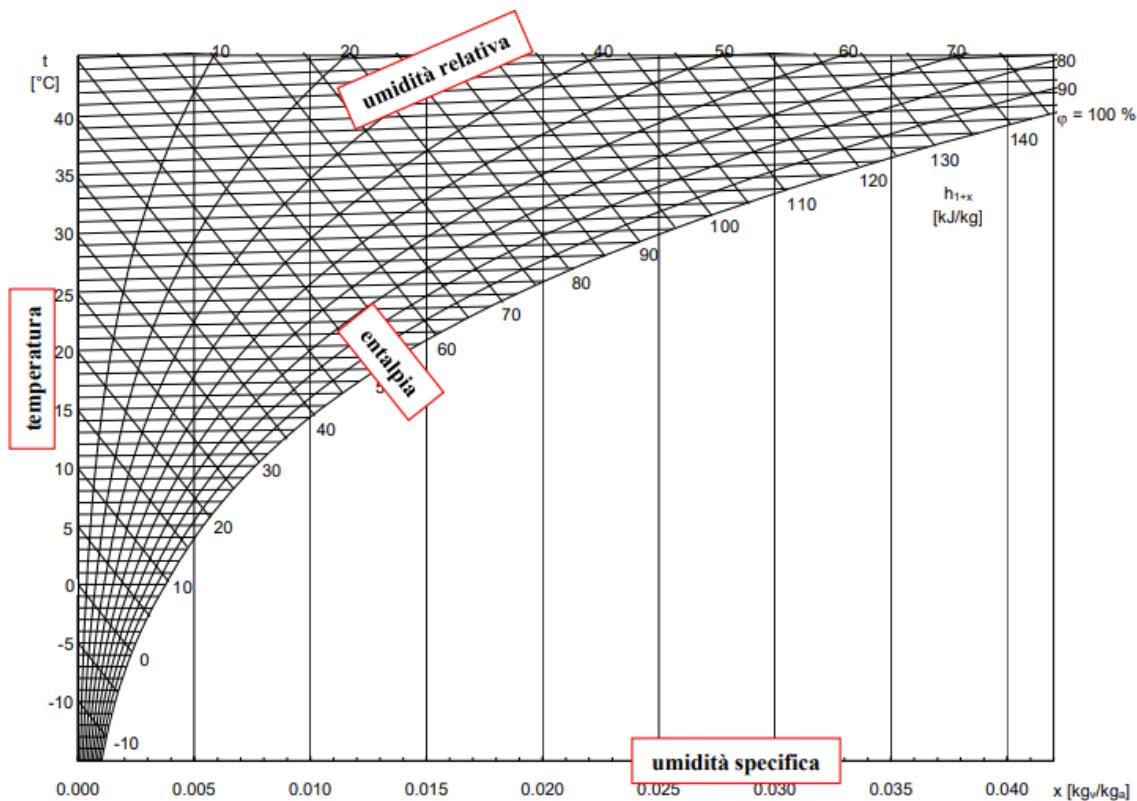


Il diagramma di Mollier è un diagramma (h, x) ad assi obliqui che ha per ascissa l'umidità specifica x e per ordinata l'entalpia specifica h .

Gli assi sono obliqui per evidenziare la rappresentazione della zona di maggior interesse.

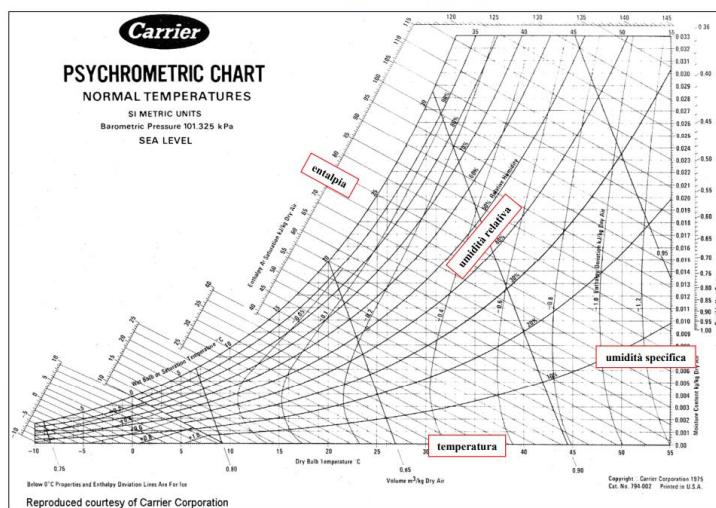
Si tratta di un diagramma psicrometrico per rappresentare gli stati e le trasformazioni dell'aria umida.

Note due qualsiasi delle variabili si possono leggere sul diagramma i valori delle altre due variabili.



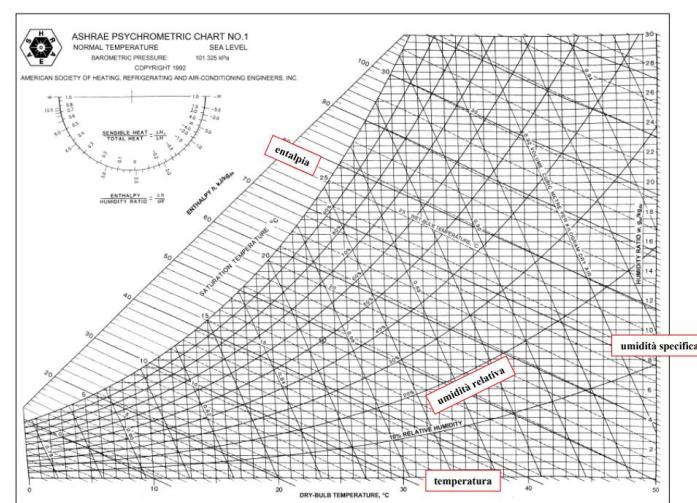
Altri diagrammi psicrometrici:

DIAGRAMMA DI CARRIER



Altri diagrammi psicrometrici:

DIAGRAMMA ASHRAE



TRASFORMAZIONI DELL'ARIA UMIDA

Per ogni trasformazione (da uno stato 1 a uno stato 2) alla quale è soggetta una quantità (m_a) di aria umida, è possibile ricavare la variazione del contenuto di vapore (Δm_v) e la quantità di calore ceduta o sottratta alla miscela (Q):

$$m_{H_2O} = \Delta m_v = m_a \cdot (x_2 - x_1)$$

$$Q + m_{H_2O} h_{H_2O} = m_a \cdot (h_2 - h_1)$$

In termini istantanei si ottiene:

$$\dot{m}_{H_2O} = \dot{m}_a \cdot (x_2 - x_1)$$

$$\dot{Q} + \dot{m}_{H_2O} \cdot h_{H_2O} = \dot{m}_a \cdot (h_2 - h_1)$$

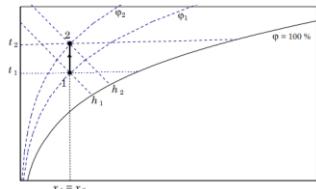
TRASFORMAZIONI SUL DIAGRAMMA DI MOLLIER

1. RISCALMENTO A UMIDITÀ SPECIFICA COSTANTE

- t aumenta
- x resta costante
- h aumenta
- φ diminuisce

$$x_2 = x_1 = x$$

$$\dot{Q}_{12} = \dot{m}_a (h_2 - h_1) = \dot{m}_a (c_{p,a} + x \cdot c_{p,v}) (t_2 - t_1)$$

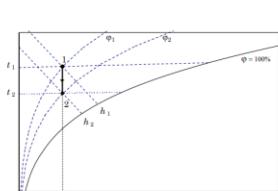


$$h_2 = h_1 + \frac{\dot{Q}_{12}}{\dot{m}_a}$$

$$t_2 = t_1 + \frac{\dot{Q}_{12}}{\dot{m}_a (c_{p,a} + x \cdot c_{p,v})}$$

2. RAFFREDDAMENTO A UMIDITÀ SPECIFICA COSTANTE

- t diminuisce
- x resta costante
- h diminuisce
- φ aumenta (ma resta al di sotto del 100 %)



$$h_2 = h_1 - \frac{|\dot{Q}_{12}|}{\dot{m}_a}$$

$$t_2 = t_1 - \frac{|\dot{Q}_{12}|}{\dot{m}_a (c_{p,a} + x \cdot c_{p,v})}$$

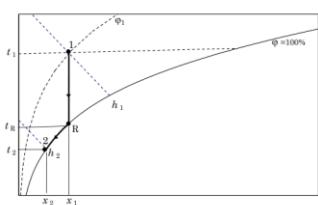
3. RAFFREDDAMENTO E DEUMIDIFICAZIONE (CASO IDEALE)

Si verifica quando il raffreddamento prosegue oltre il punto di rugiada (sulla curva di saturazione):

- t diminuisce
- x diminuisce
- h diminuisce
- φ aumenta fino al 100%

$$|\dot{Q}_{12}| = \dot{m}_a (h_1 - h_2) - |\dot{m}_d| h_1 = \dot{m}_a \left[(t_0 + c_{p,v} t_1 - c_l t_1) (x_1 - x_2) + (c_{p,a} + x_0 \cdot c_{p,v}) (t_1 - t_2) \right]$$

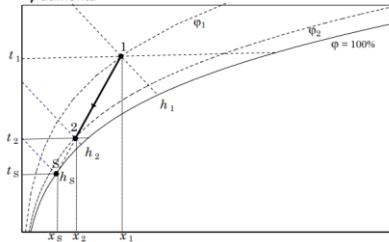
$$|\dot{Q}_{12}| = \dot{m}_a (h_1 - h_2) = \dot{m}_a \left[(t_0 + c_{p,v} t_1) (x_1 - x_2) + (c_{p,a} + x_2 \cdot c_{p,v}) (t_1 - t_2) \right]$$



4. RAFFREDDAMENTO E DEUMIDIFICAZIONE (CASO REALE)

Si verifica quando il raffreddamento prosegue oltre il punto di rugiada (sulla curva di saturazione).

- t diminuisce
- x diminuisce
- h diminuisce
- ϕ aumenta



Fattore di by-pass:

$$f_{bp} = \frac{x_2 - x_S}{x_1 - x_S} = \frac{h_2 - h_S}{h_1 - h_S} = \frac{S2}{S1}$$

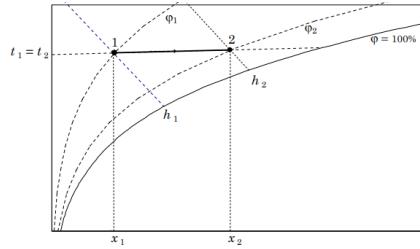
5. UMIDIFICAZIONE PER INIEZIONE DI VAPORE

$$\dot{m}_v = \dot{m}_a (x_2 - x_1) \quad \rightarrow \quad x_2 = x_1 + \frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a}$$

$$\dot{m}_v h_v = \dot{m}_a (h_2 - h_1) \quad \rightarrow \quad h_2 = h_1 + \frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a} h_v = [c_{p,a} t_1 + x_1 (r_0 + c_{p,v} t_1)] + \frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a} (r_0 + c_{p,v} t_v)$$

$$\frac{\Delta h}{\Delta x} = \frac{h_2 - h_1}{x_2 - x_1} = \frac{\frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a} h_v}{\frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a}} = \frac{\dot{m}_v h_v}{\dot{m}_a} = h_v$$

$$t_2 = \frac{(c_{p,a} t_1) + x_1 (c_{p,v} t_1) + \frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a} (c_{p,v} t_v)}{c_{p,a} + \left(x_1 + \frac{\dot{m}_v}{\dot{m}_a} \right) c_{p,v}}$$



UMIDIFICAZIONE ISOTERMA

- t resta costante
- x aumenta
- h aumenta
- ϕ aumenta

6. UMIDIFICAZIONE PER INIEZIONE D'ACQUA

UMIDIFICAZIONE PER INIEZIONE D'ACQUA

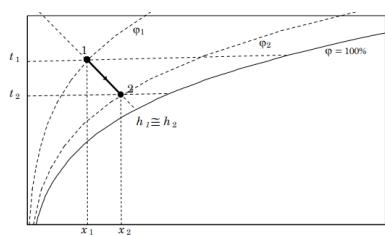
$$\dot{m}_l = \dot{m}_a (x_2 - x_1) \quad x_2 = x_1 + \frac{\dot{m}_l}{\dot{m}_a}$$

$$\varepsilon = \frac{x_2 - x_1}{x_s - x_1}$$

$$\dot{m}_l h_l = \dot{m}_a (h_2 - h_1) \quad h_2 = h_1 + \frac{\dot{m}_l}{\dot{m}_a} h_l = [c_{p,a} t_1 + x_1 (r_0 + c_{p,v} t_1)] + \frac{\dot{m}_l}{\dot{m}_a} (c_l t_l)$$

$$\frac{\Delta h}{\Delta x} = \frac{h_2 - h_1}{x_2 - x_1} = h_l$$

$$t_2 = \frac{(c_{p,a} + x_1 c_{p,v}) t_1 + \frac{\dot{m}_l}{\dot{m}_a} (c_l t_l - r_0)}{c_{p,a} + \left(x_1 + \frac{\dot{m}_l}{\dot{m}_a} \right) c_{p,v}}$$



UMIDIFICAZIONE ADIABATICA ($h_l \approx 0$)

- t diminuisce
- x aumenta
- h resta costante
- ϕ aumenta

7. MISCELAZIONE DI PIÙ PORTATE

Si applicano i principi di conservazione della massa e dell'energia:

$$\sum_{j=1}^n \dot{m}_{a,j} = \dot{m}_{a,M}$$

$$\sum_{j=1}^n \dot{m}_{v,j} = \dot{m}_{v,M} \quad \rightarrow \quad \sum_{j=1}^n \dot{m}_{a,j} x_j = \dot{m}_{a,M} x_M$$

$$\sum_{j=1}^n \dot{m}_{a,j} h_j = \dot{m}_{a,M} h_M$$

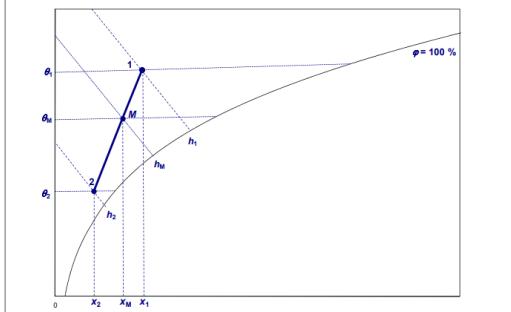
$$\begin{cases} x_M = \frac{\sum_{j=1}^n \dot{m}_{a,j} x_j}{\dot{m}_{a,M}} \\ h_M = \frac{\sum_{j=1}^n \dot{m}_{a,j} h_j}{\dot{m}_{a,M}} \end{cases}$$

8. MISCELAZIONE DI DUE PORTATE

$$\begin{cases} x_M = \frac{\dot{m}_{a,1}x_1 + \dot{m}_{a,2}x_2}{\dot{m}_{a,1} + \dot{m}_{a,2}} \\ h_M = \frac{\dot{m}_{a,1}h_1 + \dot{m}_{a,2}h_2}{\dot{m}_{a,1} + \dot{m}_{a,2}} \end{cases}$$

$$t_M = \frac{h_M - 2500 \cdot x_M}{1,01 + 1,9 \cdot x_M}$$

Il punto di miscelazione si trova sulla congiungente dei due punti che rappresentano le due portate.

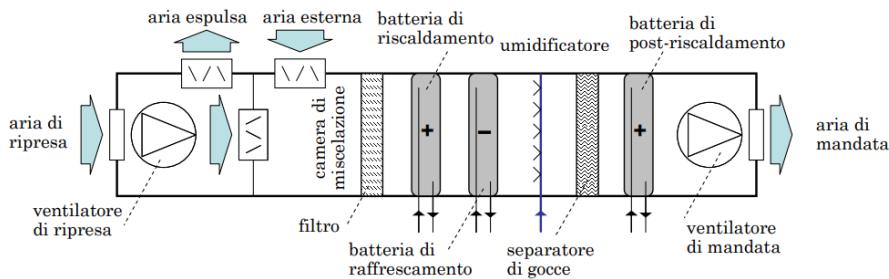


$$\begin{cases} \dot{m}_{a,1}(x_M - x_1) = \dot{m}_{a,2}(x_2 - x_M) \\ \dot{m}_{a,1}(h_M - h_1) = \dot{m}_{a,2}(h_2 - h_M) \end{cases}$$

$$\begin{cases} \frac{\dot{m}_{a,1}}{\dot{m}_{a,2}} = \frac{(x_2 - x_M)}{(x_M - x_1)} \\ \frac{\dot{m}_{a,1}}{\dot{m}_{a,2}} = \frac{(h_2 - h_M)}{(h_M - h_1)} \end{cases}$$

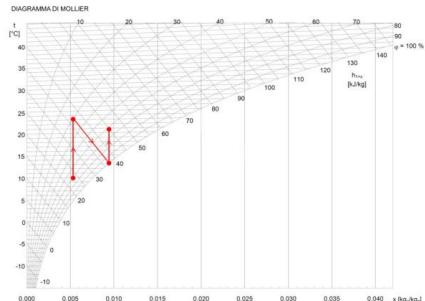
$$\frac{\dot{m}_{a,1}}{\dot{m}_{a,2}} = \frac{(x_2 - x_M)}{(x_M - x_1)} = \frac{(h_2 - h_M)}{(h_M - h_1)} = \frac{2M}{M1}$$

UNITÀ DI TRATTAMENTO ARIA



1. CONDIZIONAMENTO INVERNALE

- Riscaldamento (batteria di riscaldamento)
- Umidificazione (umidificatore)
- Post-riscaldamento (batteria di post-riscaldamento)



2. CONDIZIONAMENTO ESTIVO

- Raffreddamento e deumidificazione (batteria di raffreddamento)
- Post-riscaldamento (batteria di post-riscaldamento)

