

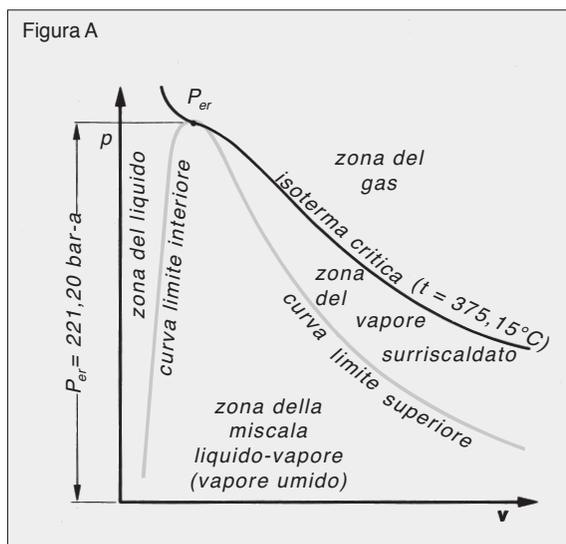
Capitolo 18

Consideriamo un sistema di assi cartesiani $p - v$ e **somministriamo gradualmente calore, mantenendo costante la pressione**, ad 1 kg di acqua (a 0 °C). La sua temperatura aumenta fino a raggiungere quella di ebollizione t_e corrispondente alla pressione agente sul fluido; continuando la somministrazione di calore, ha inizio la vaporizzazione ($t_e = \text{cost}$ fino al termine della trasformazione) in cui varia notevolmente il volume; al termine della trasformazione il fluido vaporizzato prende il nome di **vapore saturo secco**. Se continuiamo la somministrazione di calore aumenta sia il volume del vapore che la sua temperatura.

L'aeriforme viene allora definito **vapore surriscaldato** e tende a comportarsi come un gas perfetto quanto più si allontana da t_e . Ripetendo l'esperimento sotto pressioni diverse, si nota che:

- il fenomeno si manifesta con le stesse modalità;
- l'incremento di volume del liquido aumenta all'aumentare della pressione;
- il volume specifico v_s del vapore saturo secco diminuisce all'aumentare della pressione;
- esiste un valore della pressione (**pressione critica**), in corrispondenza del quale il passaggio dallo stato liquido a quello aeriforme avviene istantaneamente, senza passare attraverso la fase di miscela liquido vapore.

Unendo **tutti i punti rappresentativi del liquido alla temperatura di ebollizione** si ottiene la **curva limite inferiore**; unendo **tutti i punti rappresentativi del vapore saturo secco alla temperatura di ebollizione** si ottiene la **curva limite superiore**. Le curve limiti insieme all'isoterma critica, suddividono il piano $p - v$ in quattro zone (figura A).



La trasformazione dell'acqua in vapore avviene in:

- **una fase di riscaldamento iniziale**: porta l'acqua da 0 °C alla temperatura di ebollizione tramite il **calore di riscaldamento**

$$q_t \cong 4,186 \cdot t_e \quad (18.2)$$

La (18.2) va bene per pressioni modeste in quanto al crescere della pressione aumenta la temperatura di ebollizione e il calore specifico cambia; Regnault propose la seguente formula empirica:

$$q_t = 4,186 \cdot (t + 0,00004 \cdot t^2 + 0,0000009 \cdot t^3) \quad (18.3);$$

- **una fase di vaporizzazione**: porta il fluido dallo stato liquido a quello di vapore saturo secco tramite il **calore latente di vaporizzazione** $r = \rho + p \cdot (v_s - v_l)$ dove ρ è il **calore interno di vaporizzazione** (produce il lavoro necessario per vincere le forze molecolari di coesione) e $p \cdot (v_s - v_l)$ è il **calore esterno di vaporizzazione** (necessario per vincere la pressione esterna).

Il calore latente di vaporizzazione necessario per portare il kg di liquido (già alla temperatura di ebollizione) fino allo stato di vapore saturo secco si ricava da tabelle o da formule empiriche come quella di Regnault: $r = 2538,8 - 2,909 t_e$ (kJ / kg) (18.4); **il calore di vaporizzazione è tanto minore quanto più alta è la pressione a cui si opera**;

- **una fase di surriscaldamento**: aumenta la temperatura del vapore saturo secco prodotto dal valore t_e a un valore t_s ; il calore di surriscaldamento somministrato (a pressione costante) in questa fase può essere espresso da:

$$q_s = c_{pm} (t_s - t_e) \quad (18.5)$$

in cui c_{pm} è il calore specifico medio (a pressione costante) del vapore surriscaldato nell'intervallo di temperatura fra t_s e t_e .

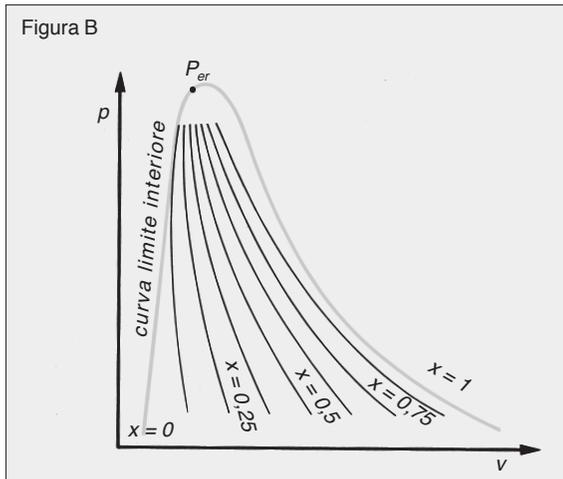
Si definisce **calore totale** del vapore, la somma della sua energia interna e del lavoro svolto per portare 1 kg di acqua dal volume iniziale corrispondente a $t = 0$ °C, fino a un volume finale v , mantenendo $p = \text{cost}$ durante tutto il processo.

Trascurando il lavoro svolto per la dilatazione del liquido, il **calore totale coincidente con l'entalpia h** del fluido.

La miscela liquido-vapore, zona compresa entro le curve limiti del diagramma $p - v$, viene definita **vapore saturo umido**; la grandezza atta a determinare il suo grado di umidità è il **titolo x** :

$$x = \frac{m_v}{m_v - m_l} \quad (18.6)$$

dove m_v è la **massa del vapore contenuta nella miscela** m_l e $m_v + m_l$ è la **massa totale della miscela**. Ri-



ferendoci a 1 kg di fluido, se il vapore saturo umido ha titolo x allora sono presenti x kg di vapore e $(1 - x)$ kg di liquido. La curva limite inferiore (figura B) è la linea che unisce tutti i punti del piano aventi titolo nullo, mentre quella superiore collega tutti i punti a titolo unitario (sono due linee a **titolo costante**). La conoscenza del titolo del vapore umido ci consente di calcolare il suo volume specifico:

$$v = v_l + x \cdot (v_s - v_l)$$

Considerazioni analoghe si fanno per l'entalpia specifica della fase liquida:

$$h = h_l + x \cdot r$$

dove $r = h_s - h_l$ è il calore di vaporizzazione.

Per l'entropia specifica della fase liquida si ha:

$$s = s_l + x \cdot (s_s - s_l)$$

dove $s_s - s_l = r/T$.

Per il completamento della zona di esistenza del vapore saturo umido, occorre tracciare anche le linee delle principali trasformazioni termodinamiche:

- **le isometriche sono delle rette verticali;**
- **le isobariche sono delle rette orizzontali;**
- **le isoterme coincidono con le isobariche** (il fenomeno avviene a temperatura costante se non varia il valore della pressione);
- **le adiabatiche** sono rappresentate da una serie di iperboli, secondo un'equazione del tipo: $p \cdot v^m = \text{cost}$ dove m ($\neq \gamma$) assume valori decrescenti al diminuire del titolo x della miscela.

La zona che si estende nella parte destra del piano $p - v$ oltre la curva limite superiore è il campo di esistenza del **vapore surriscaldato** dove:

- **la trasformazione isoterma si avvicina all'iperbole equilatera** dei gas perfetti:

$$p \cdot (v + a) = R \cdot T \quad (18.7)$$

dove la costante $R = 461,5 \text{ J} / (\text{K} \cdot \text{kg})$ e il coefficiente $a = 0,016$;

- **la trasformazione adiabatica si rappresenta con un ramo di iperbole** (non equilatera):

$$p \cdot v^m = \text{cost} \quad (18.8)$$

dove m assume valori compresi fra 1,35 e 1,135.

- **le isometriche, caratterizzate da rette verticali;**
- **le isobariche, individuate da rette orizzontali.**

Il diagramma $p - v$ così completato permette di determinare lo stato fisico di un vapore, sia esso umido o surriscaldato, quando si conosce la posizione del punto che lo rappresenta.

La coincidenza dell'entalpia con il calore totale ci consente di valutare il calore scambiato con l'esterno; se la trasformazione coinvolge m kg di fluido:

$$Q = m (h_2 - h_1) \quad (18.10)$$

Riassumiamo come calcolare l'entalpia: per 1 kg di vapore surriscaldato fino alla temperatura t_s prefissata, è:

$$h = q_l + r + c_{pm} \cdot (t_s - t_e) \quad (18.11)$$

Per 1 kg di vapore saturo secco:

$$h = q_l + r \quad (18.12)$$

mentre se il vapore è umido a titolo x :

$$h = q_l + r \cdot x \quad (18.13)$$

L'energia interna del vapore saturo secco è:

$$u = q_l + \rho \quad (18.14)$$

Se si considera il vapore umido a titolo x :

$$u = q_l + \rho \cdot x \quad (18.15)$$

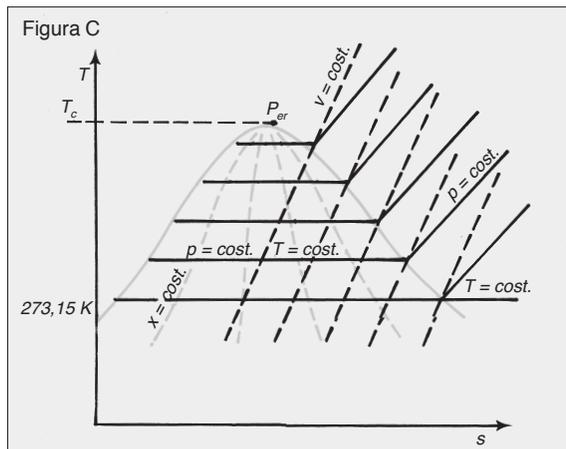
L'energia interna del vapore surriscaldato:

$$u = q + \rho + c_p \cdot (t_s - t_e) - p \cdot (v - s) \quad (18.16)$$

dove v rappresenta il volume specifico finale del vapore surriscaldato.

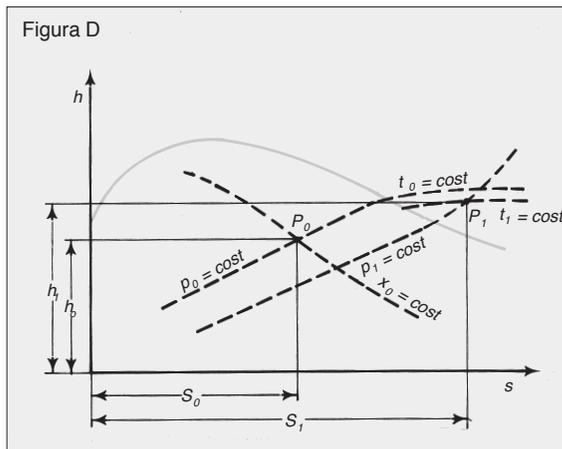
Le precedenti relazioni permettono di risolvere tutti i problemi relativi alle trasformazioni del vapore d'acqua, anche se spesso il ricorso al diagramma di Mollier agevola notevolmente il procedimento.

Il diagramma $p - v$ consente di rilevare lo stato fisico di una sostanza ma non è efficace quando si debba determinare lo stato fisico finale di un fluido che si espanda secondo un'adiabatica (arco di iperbole non equilatera il cui tracciamento non è agevole); si ricorre a nuovi diagrammi: se in una **trasformazione adiabatica** si riportano sull'asse delle ascisse i valori dell'**entropia** e sull'asse delle ordinate la **temperatura assoluta T** , l'area sottostante una generica curva di trasformazione non rappresenta più il lavoro, bensì il calore scambiato durante la trasformazione stessa.



Nel diagramma entropico (figura C) abbiamo temperatura ed entropia dagli assi cartesiani; se il punto è interno alle curve limiti, ricaviamo titolo e volume specifico dalle relative linee passanti per il punto e la pressione dal valore della temperatura; se il punto si trova nel campo del vapore surriscaldato, ricaviamo pressione e volume dalle linee passanti per esso.

Nel diagramma entropico $T - s$ non è possibile ricavare direttamente la quantità di calore che il gas possiede nello stato fisico attuale. Perciò si ricorre al **dia-**



gramma di Mollier (o *diagramma entalpico*) con l'**entropia sulle ascisse e l'entalpia sulle ordinate**. La figura D illustra l'utilità del diagramma di Mollier:

- il punto P_0 rappresenta un vapore saturo umido a titolo x_0 e alla pressione p_0 ; la sua entropia si rileva dall'ascissa s_0 e l'entalpia dall'ordinata h_0 ;
- il punto P_1 rappresenta un vapore surriscaldato fino alla temperatura t_1 e alla pressione p_1 ; i valori dell'entalpia e dell'entropia si ricavano come nel caso precedente.