

Fisica Generale B

*Sistemi
termodinamici*

Scuola di Ingegneria e Architettura

UNIBO – Cesena

Anno Accademico 2014 – 2015

Sistemi termodinamici

Approcci per la descrizione dei sistemi

Approccio microscopico: conoscenza istante per istante dello stato dinamico di ogni singolo componente (mediante i principi della dinamica newtoniana). Inapplicabile nel caso di sistemi composti da numeri molto elevati di componenti.

Approccio statistico: descrizione dei valori medi di alcune grandezze caratteristiche. Dipende dal modello microscopico utilizzato.

Approccio della termodinamica classica: descrizione del comportamento di sistemi complessi mediante nuove coordinate macroscopiche, suggerite dall'esperienza e definite ad hoc per caratterizzare il sistema nel suo complesso.

Una mole di gas, cioè circa 22 litri a pressione e temperatura standard (32 g di O_2 o 28 g di N_2) contiene $N_A \sim 6 \times 10^{23}$ (numero di Avogadro) molecole.

Sistemi termodinamici

Sistema termodinamico

Sistema macroscopico composto da uno o più corpi di composizione nota, che si trovano in una regione dello spazio delimitata da superfici (reali o ideali) che li distinguono dagli altri corpi o sistemi con i quali possono interagire. Questi ultimi rappresentano *l'ambiente circostante*.

Sistema termodinamico + ambiente circostante = universo termodinamico del sistema.

Sistemi termodinamici:

- **Aperto:** può scambiare energia e massa con l'ambiente.
- **Chiuso:** può scambiare solo energia con l'ambiente circostante.
- **Isolato:** non può avvenire alcuno scambio con l'ambiente

Sistemi termodinamici

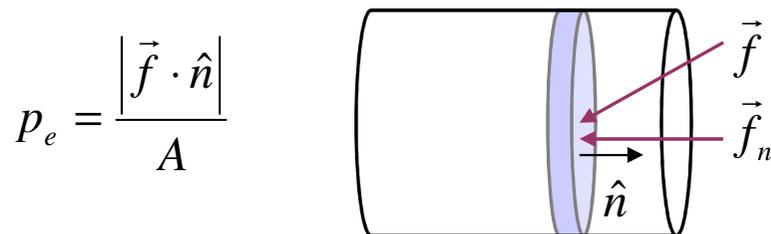
Coordinate termodinamiche

Grandezze fisiche macroscopiche, suggerite dall'esperienza, direttamente osservabili e misurabili, definite in modo indipendente da ipotesi sulla struttura della materia.

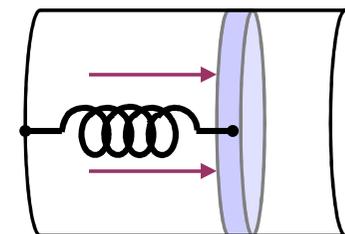
- **Intensive:** locali, indipendenti dalla quantità di materia nel sistema.
- **Extensive:** globali, additive tra le varie parti del sistema.

Volume: grandezza estensiva, scalare, definibile operativamente, caratteristica di un sistema in una situazione data. Nel S.I., 1 m³

Pressione: grandezza intensiva, scalare, definibile operativamente, caratteristica di un gas in una situazione data. Nel S.I., 1Pa (Pascal) = 1 N/m².



Pressione esterna.



Pressione interna.

$$1 \text{ Atm} = 101325 \text{ Pa}$$

Sistemi termodinamici

Stato termodinamico

Molti sistemi possono essere descritti in termini di due sole coordinate macroscopiche indipendenti, oppure sono separabili in parti ciascuna delle quali è descrivibile in tal modo.

*Es.: sostanze pure, cioè composte di una singola specie chimica, atomica o molecolare, presenti in una sola fase (solida, liquida, aeriforme). Sono i **sistemi termodinamici semplici**.*

*Ogni sistema descrivibile con i parametri p (pressione), V (volume) e T (temperatura) è chiamato **sistema idrostatico** ed è un **caso particolare di s.t.s.***

***Equilibrio termodinamico:** è lo stato nel quale, ferme restando le condizioni esterne, lo stato termodinamico non varia.*

***Pareti di separazione di s.t.:** pareti che ne impediscono l'interazione meccanica.*

***P. diatermiche:** consentono che fra i sistemi vi sia una interazione di tipo termico, in seguito alla quale raggiungono un nuovo stato di equilibrio comune: sono in **equilibrio termico**.*

***P. adiabatiche:** i sistemi da esse separati permangono a lungo (al limite per sempre) nei loro stati iniziali. Tali pareti isolano termicamente i sistemi.*

Sistemi termodinamici

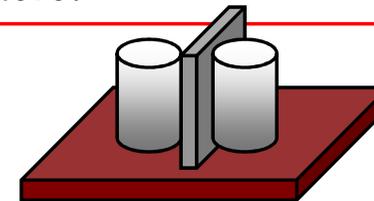
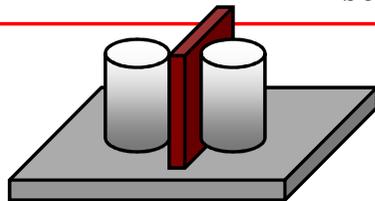
Principio zero della termodinamica

Trasformazione termodinamica: successione di cambiamenti delle coordinate termodinamiche di un sistema.

Affinché un sistema non compia trasformazioni termodinamiche occorre che esso si trovi in stato di **equilibrio chimico** (massa, composizione e concentrazione del sistema costanti nel tempo), **meccanico e termico = equilibrio termodinamico**.

Temperatura: due sistemi in equilibrio termico fra di loro si dice hanno la stessa temperatura (hanno temperature diverse se non sono in equilibrio termico).

Principio Zero della termodinamica:
Due sistemi separatamente in equilibrio termico con un terzo sistema sono in equilibrio termico fra di loro.



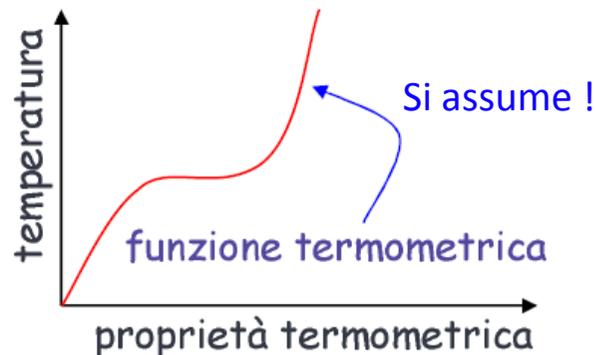
Sistemi termodinamici

Misura della temperatura

Sulla base del principio zero è possibile misurare la temperatura utilizzando un **sistema campione (termometro / sostanza termometrica)** che presenti variazioni rilevanti di una sua **proprietà** se messo a contatto termico separatamente con sistemi caratterizzati da temperature diverse.

Caratteristica termometrica: volume – resistenza elettrica – pressione (a volume costante) – f.e.m. di termocoppia – deformazione di una lamina bimetallica – ecc.

Funzione termometrica: la temperatura come funzione della proprietà termometrica.



Di solito si sceglie una relazione lineare... :

$$T = ax + b \Rightarrow$$

taratura tramite **due punti fissi** (due stati di un sistema, facilmente riproducibili).

... o di semplice proporzionalità: $T = ax \Rightarrow$

taratura tramite **un solo punto fisso**.

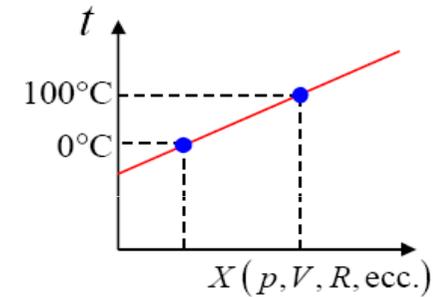
Sistemi termodinamici

Misura della temperatura

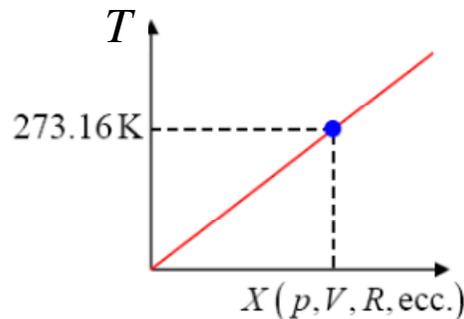
Dal 1742 al 1954: taratura termometri definita mediante 2 punti fissi: PFN acqua (0 °C o 32 °F) e PEN acqua (100 °C o 212 °F).

$$T = \frac{100 \text{ }^\circ\text{C}}{X_{PEN} - X_{PFN}} (X - X_{PFN})$$

Gradi Celsius ↗



Dal 1954: taratura termometri definita mediante 1 solo punto fisso: PT acqua (273.16 K).



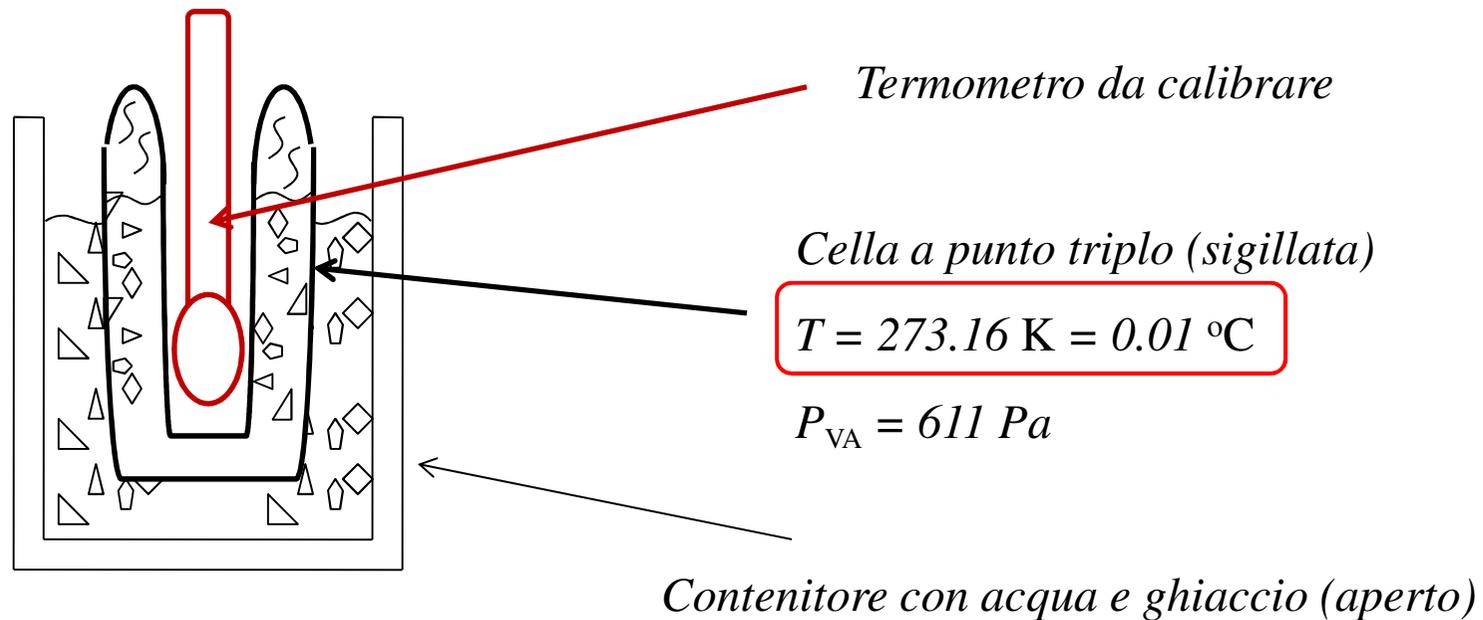
Gradi Kelvin ↘

$$T = 273.16 \text{ }^\circ\text{K} \frac{X}{X_{PT}}$$

N.B.: termometri diversi forniscono valori di T diversi, poiché le loro caratteristiche termometriche non sono, in generale, legate fra loro da relazioni lineari.

Sistemi termodinamici

Misura della temperatura



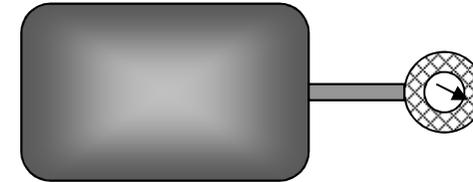
$$T = 273.16 \frac{X}{X_{PT}}$$

$$T_C = T - 273.15$$

Termometro a gas perfetto

I termometri che usano gas a volume costante come sostanza termometrica sono meno difforni di altri.

La proprietà termometrica è la pressione del gas.

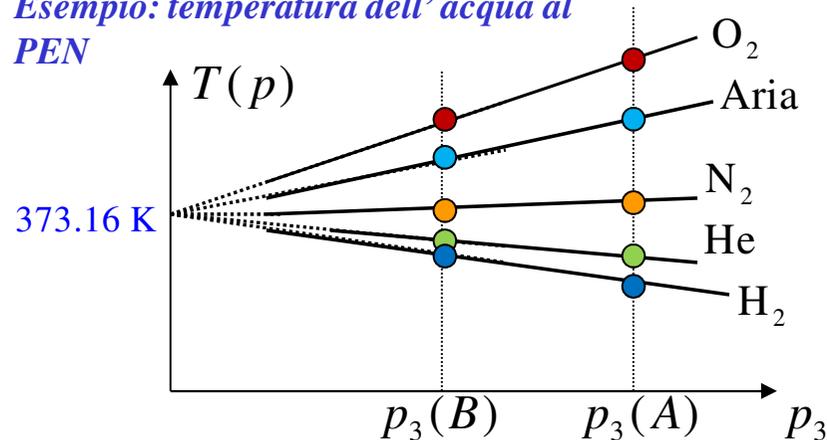


Il termometro viene tarato mettendolo a contatto con una cella al punto triplo dell'acqua. Alla pressione letta viene fatto corrispondere il valore 273.16 K.

La temperatura corrispondente ad una generica pressione p sarà:

$$T = 273.16 \frac{p}{p_3} \text{ K}$$

Esempio: temperatura dell'acqua al PEN



Supponiamo di costruire vari termometri con gas diversi: Si possono aggiustare le masse dei vari gas, in modo da ottenere lo stesso valore di p_3 per tutti.

Misurando la temperatura incognita di un sistema con i vari termometri si ottengono valori diversi.

Facendo tendere a zero la massa (quindi la pressione) dei gas usati, le differenze tendono a zero.

$$T_{tgp} = \lim_{p_3 \rightarrow 0} \left(273.16 \frac{p}{p_3} \right) \text{ K}$$

Temperatura

Si definisce **gas perfetto** un fluido ideale che esibisce in ogni condizione il comportamento che i gas reali mostrano soltanto in condizioni di estrema rarefazione.

NB: Il gas perfetto non esiste in natura! E' una estrapolazione concettuale.

Un **termometro a gas perfetto** (TGP) è un termometro in cui la sostanza termometrica è un gas, e che consente di misurare le temperatura con la procedura di estrapolazione descritta.

La temperatura misurata con un TGP è quindi il risultato di una estrapolazione, a partire dai dati misurati con gas via via più rarefatti.

Il Sistema Internazionale assume la temperatura come grandezza fondamentale, e utilizza come unità di temperatura il Kelvin (K), definito come la frazione 1/273.16 della temperatura del gas perfetto del punto triplo dell'acqua.

Il **valore 273.16** assegnato al punto triplo dell'acqua è stato scelto in modo che non vi siano in natura temperature negative, e per far sì che la differenza di temperatura tra due stati, espresse in unità kelvin o °C sia la stessa. Se T_C è la temperatura Celsius si ha:

$$T_C = T - 273.15$$

N.B.: La misura della temperatura con il termometro a gas perfetto risulta di difficile realizzazione. Nella pratica, per le misure di temperatura da 10^{-4} K a 10^4 K si utilizzano termometri di tipo diverso a seconda dell'intervallo di temperatura che interessa e si rinuncia alla linearità della funzione termometrica. La scala di temperatura internazionale (STI-90) definisce, per ogni intervallo di temperatura, il tipo di termometro (sostanza e proprietà termometrica) e la funzione termometrica da utilizzare.

Trasformazioni termodinamiche

Sono processi attraverso i quali un sistema termodinamico passa da uno stato di equilibrio i (le cui condizioni sono venute meno) ad un altro f , cambiando alcune proprietà del sistema stesso.

Trasformazione irreversibile: *si dice che la trasformazione ($i \rightarrow f$) è irreversibile se non è possibile in alcun modo riportare il sistema allo stato iniziale senza che nell'ambiente circostante (il resto dell'universo) ne rimanga traccia.*

Trasformazione reversibile: *si dice che la trasformazione ($i \rightarrow f$) è reversibile se invece è possibile riportare il sistema allo stato iniziale in modo che anche l'ambiente circostante torni allo stato originario.*

Tutti i processi reali sono irreversibili

Le trasformazioni reversibili rappresentano una situazione limite che richiede le seguenti condizioni:

- La trasformazione deve essere quasi-statica***
- Durante la trasformazione non debbono agire forze dissipative.***

Tipi di disequilibrio che generano la trasformazione.:

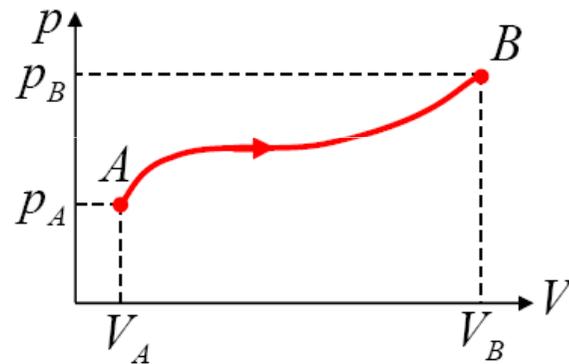
Meccanico: *differenza di pressione fra il sistema e l'ambiente circostante.*

Termico: *differenza di temperatura.*

Chimico: *differenze di densità e di concentrazione tra le diverse parti del sistema.*

Trasformazioni termodinamiche

Una **trasformazione quasi-statica** può essere pensata, a meno di errori trascurabili, come una **successione continua di stati di equilibrio**. Essa può essere rappresentata da una curva continua nel **piano di Clapeyron**, nel quale ogni punto della curva corrisponde ad uno stato del sistema.



Tipi particolari di trasformazioni:

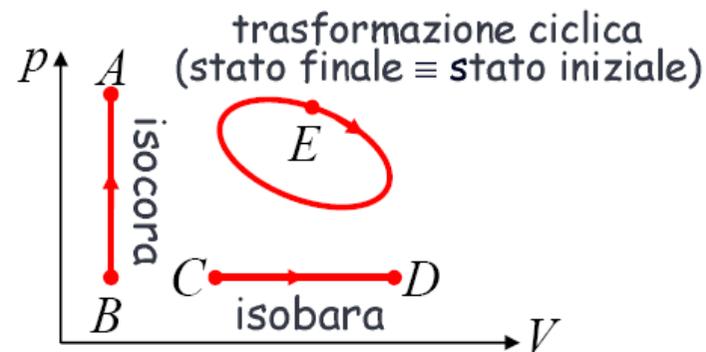
Isocòre: a volume costante (lavoro nullo).

Isòbare: a pressione costante.

Isotérme: a temperatura costante.

Adiabatiche: sistema termicamente isolato.

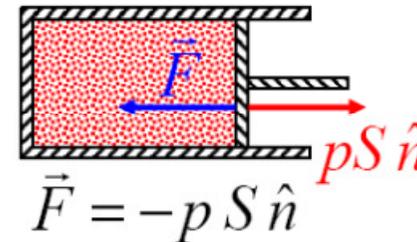
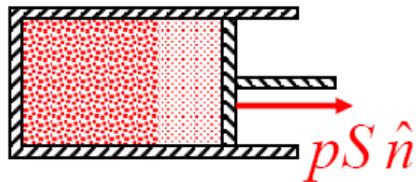
Cicliche: stato finale = stato iniziale.



Trasformazioni termodinamiche

In un'espansione adiabatica di un gas il volume aumenta mentre la pressione e la temperatura diminuiscono.

In assenza di forze esterne, il gas si espande molto velocemente (il pistone si muove di moto accelerato). In tal caso la pressione diminuisce prima vicino al pistone. Poi la diminuzione di pressione si propaga nel resto del gas con velocità dell'ordine della velocità di propagazione delle onde sonore (che sono onde di pressione): ~ 330 m/s. La trasformazione non è perciò quasi-statica. Anche la temperatura diminuisce prima vicino al pistone e poi diviene uniforme.

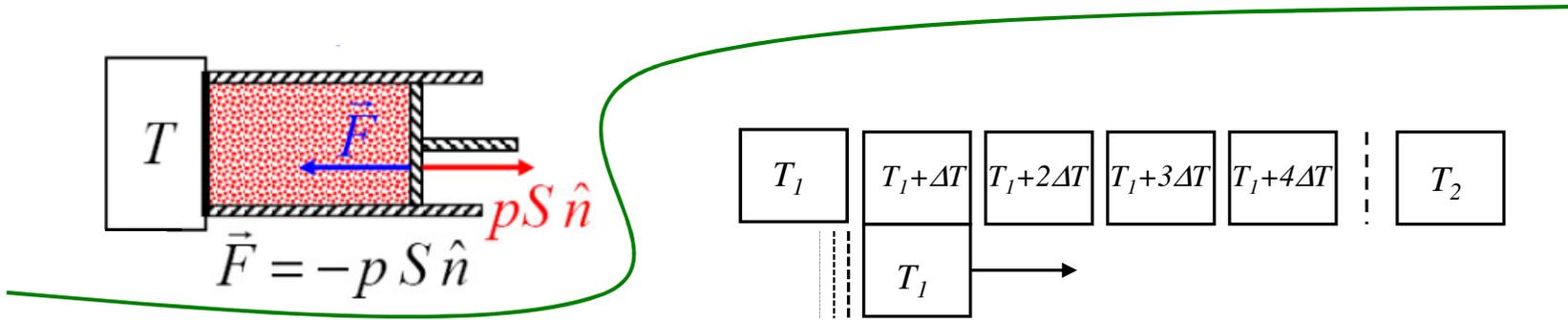


Affinché un'espansione sia quasi-statica occorre applicare una forza esterna che contrasti la pressione, in modo che la forza risultante sul pistone sia nulla e il pistone si muova di moto uniforme con piccola velocità. Per avere una compressione adiabatica quasi-statica occorre ancora una volta applicare una forza esterna che contrasti la pressione, in modo che il pistone comprima il gas muovendosi lentamente di moto uniforme.

Trasformazioni termodinamiche

*Per avere una **compressione** o un'espansione **isoterma**, una parete del cilindro deve essere diatermica e in contatto con un **termostato** (detto anche sorgente di calore a temperatura costante o serbatoio di calore o bagno di calore): cioè un sistema che mantiene inalterata la propria temperatura anche se posto in contatto con un sistema a temperatura differente.*

*Un **termostato** può essere realizzato mediante un sistema che sta compiendo una transizione di fase, (p. es. ghiaccio+acqua) oppure un sistema con **capacità termica** molto maggiore del sistema considerato (il mare è un termostato per un ferro rovente che ci cade).*



Riscaldamento (raffreddamento) isocoro:

Per riscaldare (o raffreddare) in maniera quasi-statica un sistema, portandolo dalla temperatura T_1 a T_2 , occorre metterlo idealmente a contatto con una successione sufficientemente estesa di termostati a temperatura via via crescente (via via decrescente) in modo che la differenza di temperatura tra sistema e termostato sia sempre trascurabile.

Equazione di stato dei gas

Si verifica sperimentalmente che in un sistema idrostatico di massa costante le tre coordinate macroscopiche p , V e T non sono indipendenti (fissate due di esse la terza è univocamente definita). Deve quindi esistere una relazione analitica che lega le tre grandezze:

$$f(p, V, T) = 0 \quad \text{equazione di stato del sistema.}$$

Gas perfetto

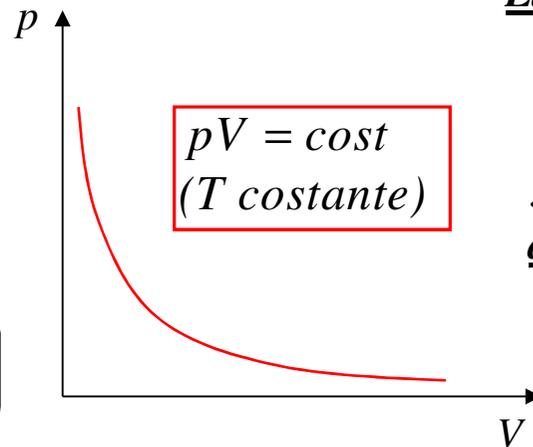
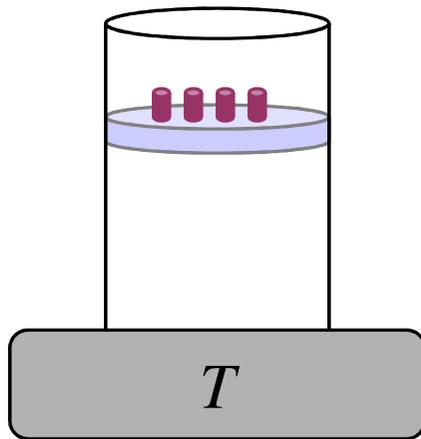
Si definisce gas perfetto un gas che ha i comportamenti limite comuni ai gas reali quando sono a temperatura molto maggiore di quella critica (al di sotto della quale possono liquefare), e quando la loro pressione tende a zero.

Il comportamento dei gas rarefatti (gas perfetto) fu oggetto di studio e sperimentazione con importanti risultati sin dal 1600, per arrivare alla fine del XIX secolo alla formulazione della termodinamica “moderna”.

Equazione di stato dei gas

Gas perfetto

Lo studio delle trasformazioni isoterme porta alla **legge di Boyle e Mariotte** (1660)...



... per le trasformazioni isobare vale la **legge di Charles, o prima legge di Gay – Lussac** (1800) ...

$$V_t = V_0(1 + \beta t)$$

(p = costante)

... e per quelle isocore la **seconda legge di Gay – Lussac**.

$$p_t = p_0(1 + \beta t)$$

(V = costante)

V_0 e p_0 sono i valori corrispondenti a $t = 0$ °C. Misure precise danno $\beta = (273,15)^{-1}$ °C⁻¹.

Perciò, ponendo $T = t + b$, si può scrivere: $V_t = V_0 [1 + \beta (T - b)] = V_0 [1 + \beta T - b\beta]$

E scegliendo $b = \beta^{-1} = 273,15$ risulta $V_T = V_0\beta T$ e $p_T = p_0\beta T$

Equazione di stato dei gas

Gas perfetto

Leggi di Avogadro (1776 – 1856):

1. Una mole di qualsiasi sostanza contiene N_A molecole.
2. Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole (e quindi lo stesso numero n di moli).

$$V \propto \frac{1}{p} \quad (n, T \text{ costanti})$$

$$V \propto T \quad (n, p \text{ costanti})$$

$$V \propto n \quad (T, p \text{ costanti})$$

$$V \propto \frac{nT}{p}$$

$$pV = nRT$$

Equazione di stato del gas perfetto

$R = 8.3145 \text{ J/(mol K)} = 0,08205784 \text{ l Atm/(mol K)}$
 costante universale dei gas (valore sperimentale)

$$pV = nN_A kT = NkT$$

$N = nN_A =$ no totale di molecole dal gas considerato;
 $k = 1.38066 \times 10^{-23} =$ costante di Boltzmann

1 mole (mol): quantità di sostanza, espressa in g, che contiene tante unità elementari (atomi, molecole, ioni, ecc. a seconda della sostanza) quanti sono gli atomi in 12 g di ^{12}C . Tale numero è il n° di Avogadro $N_A = 6,022169 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Volume molare: quello occupato da una mole di gas perfetto a 0°C ed a $p_{\text{atm}} = 101325 \text{ Pa}$ (condizioni normali) = 22.4 litri

Equazione di stato dei gas

Gas reali

L'equazione di stato di un gas reale deve presentare l'andamento al limite:

$$\lim_{p \rightarrow 0} (pV) = nRT$$

Spesso si usa lo sviluppo del viriale:

$$\frac{pV}{nRT} = 1 + Bp + Cp^2 + \dots$$

Fino a $p = 1 \text{ atm}$ con l'approssimazione di gas perfetto si commette un errore relativo di circa 0.1 %

Una equazione di stato empirica: L'equazione di Van der Waals

$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Equazione di stato dei gas

Una equazione di stato empirica: L'equazione di Van der Waals

1. Ogni molecola, schematizzata come una sfera rigida, ha a disposizione un volume pari al totale diminuito dal volume occupato dalle altre molecole.

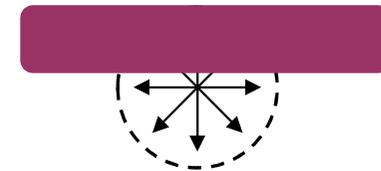
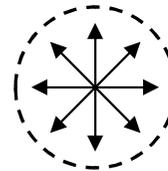
$$p = \frac{nRT}{V}$$

Detto b il volume di una mole di gas (covolume) \implies

$$p = \frac{nRT}{V - bn}$$

2. La pressione interna è ridotta dall'effetto di attrazione verso l'interno delle molecole periferiche da parte delle molecole interne. Tale effetto è proporzionale al quadrato della densità.

$$\implies p = \frac{nRT}{V - bn} - a \left(\frac{n}{V} \right)^2$$



$$\left(p + a \frac{n^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Lavoro termodinamico

$\delta \mathcal{L} = \delta L + \vec{F}^{(e)} \cdot d\vec{r} = 0 \qquad \delta L = -\vec{F}^{(e)} \cdot d\vec{r}$

$\vec{F}^{(e)} = \vec{f}^{(e)} + \vec{f}^{(a)}$ Forze di attrito

Lavoro esterno elementare

$$\delta L = \begin{cases} \frac{f^{(e)}}{A} Adh + \frac{f^{(a)}}{A} Adh = & \text{Espansione} \\ -\frac{f^{(e)}}{A} Adh + \frac{f^{(a)}}{A} Adh = & \text{Compressione} \end{cases}$$

$(p^{(e)} + p^{(a)}) dV$

$-(p^{(e)} - p^{(a)}) dV$

Lavoro fra due stati di equilibrio: $\Delta E_{cin} = 0$

NB : esprimiamo δL in funzione della pressione esterna, ma non è il lavoro delle forze esterne!

$$\delta L = p_e dV \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Se positivo: fatto dal sistema sull'ambiente} \\ \text{Se negativo: fatto dall'ambiente sul sistema} \end{array} \right.$$

N.B.: Attribuendo il segno a dV , $p_e = p^{(e)} \pm p^{(a)}$

Lavoro termodinamico

$$\delta L = p_e dV$$

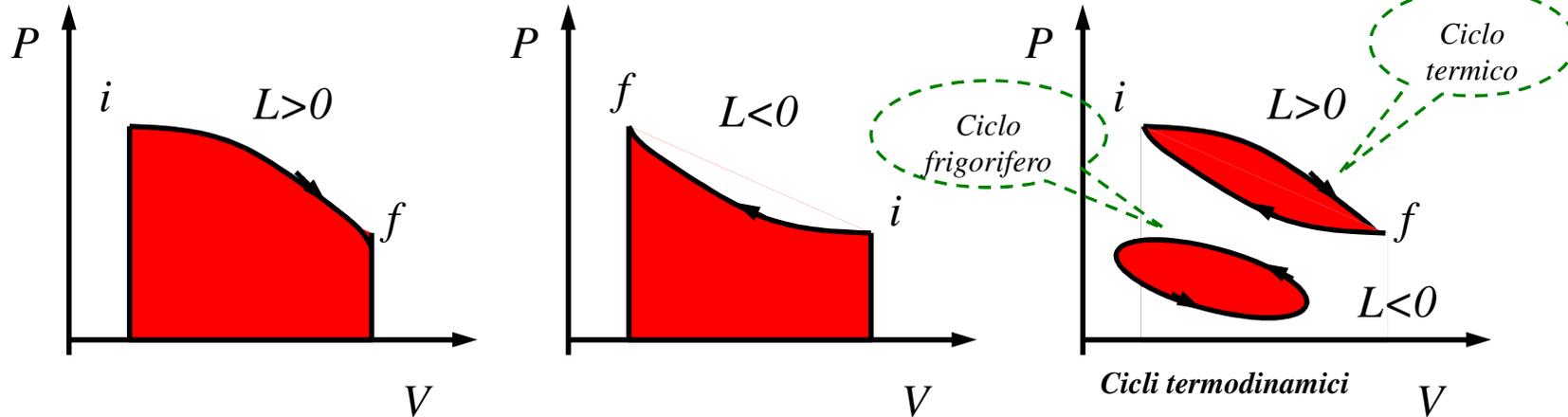
Lavoro esterno

Se $p_e = \text{cost}$: $L = p_e (V_B - V_A)$

$$L = \int_{V_A}^{V_B} p_e dV$$

Se $p_e = 0$ (espansione libera nel vuoto): $L = 0$

Se la trasformazione è quasi – statica, $p_e \approx p$: $L = \int_{V_A}^{V_B} p dV$



Le forze associate a p non sono macroscopicamente conservative $\Rightarrow \delta L$ (lavoro elementare) non è un differenziale esatto.

Lavoro termodinamico

Gas perfetto

$$pV = nRT$$

Se $p = \text{cost}$: $L = p(V_B - V_A)$

Se $V = \text{cost}$: $L = 0$

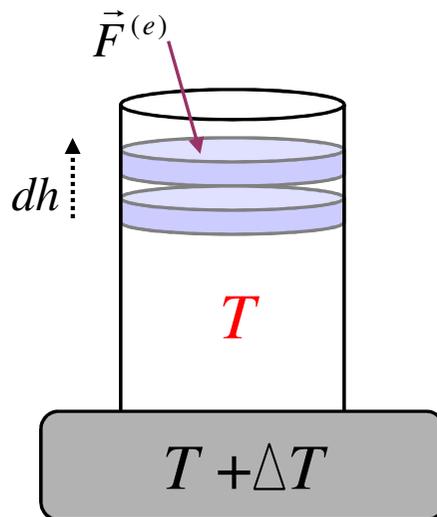
Se $T = \text{cost}$:
$$L = \int_{V_A}^{V_B} p dV = nRT \int_{V_A}^{V_B} \frac{dV}{V}$$

$$L = nRT \ln \frac{V_B}{V_A} = nRT \ln \frac{p_A}{p_B}$$

Lavoro termodinamico

Attrito e irreversibilità

$$\left. \begin{aligned}
 L_{esp} &= \int_A^B (p^{(e)} + p_{esp}^{(a)}) dV \\
 L_{cmp} &= \int_B^A (p^{(e)} - p_{cmp}^{(a)}) dV
 \end{aligned} \right\} L_{esp} + L_{cmp} = \int_A^B (p_{esp}^{(a)} + p_{cmp}^{(a)}) dV > 0$$



Avendo compiuto, nell'intero ciclo, un lavoro esterno non nullo, il sistema ha "lasciato traccia" della sua trasformazione ciclica nell'ambiente esterno.

$+\Delta T$ espansione

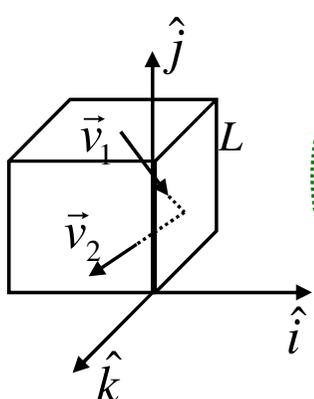
$-\Delta T$ compressione

Teoria cinetica dei gas perfetti

Trattazione microscopico - statistica

Ipotesi di base del modello:

1. *Trascurabile raggio d'azione tra le molecole (moto rettilineo uniforme tra un urto e l'altro).*
2. *Urti con le pareti istantanei e completamente elastici; pareti lisce e di massa infinita.*
3. *Volume delle molecole trascurabile rispetto a quello del contenitore.*



$$\Delta \vec{q}_i = -2mv_{xi} \hat{i}$$

$$t_{2L} = \frac{2L}{v_{xi}}$$

$$N_{\Delta t} = \frac{\Delta t}{t_{2L}}$$

$$I_i^{\Delta t} = 2mv_{xi} N_{\Delta t} = 2mv_{xi} \frac{\Delta t}{t_{2L}} = mv_{xi}^2 \frac{\Delta t}{L}$$

$$I^{\Delta t} = \sum_{i=1}^N mv_{xi}^2 \frac{\Delta t}{L} = \bar{f}_x \Delta t$$

$$\bar{f}_x = \frac{m}{L} \sum_{i=1}^N v_{xi}^2$$

$$p = \frac{\bar{f}_x}{L^2} = \frac{mN}{V} \frac{1}{N} \sum_{i=1}^N v_{xi}^2$$

$$p = \frac{N}{V} \overline{mv_x^2} \quad p = \frac{2}{3} \frac{N}{V} \left(\frac{1}{2} \overline{mv^2} \right)$$

$$\overline{v_x^2} = \overline{v_y^2} = \overline{v_z^2}$$

$$\overline{v^2} = \overline{v_x^2} + \overline{v_y^2} + \overline{v_z^2} = 3\overline{v_{x(y,z)}^2}$$

$$\int_{t_1}^{t_2} \vec{F} dt = \vec{Q}(t_2) - \vec{Q}(t_1)$$

$$pV = \frac{2}{3} N \bar{K}$$

$$\bar{K}$$

Teoria cinetica dei gas perfetti

$$pV = \frac{2}{3} N \bar{K}$$

$$pV = \frac{2}{3} n N_A \frac{k}{k} \bar{K} = \frac{2}{3} n R \frac{\bar{K}}{k} \quad +$$

$$pV = nRT$$

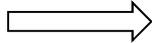
$$T = \frac{2 \bar{K}}{3 k}$$

$$\bar{K} = \frac{3}{2} kT$$



La temperatura di un gas perfetto è proporzionale all'energia cinetica media delle molecole che lo costituiscono.

$$pV = \frac{2}{3} K_{tot}$$



$$K_{tot} = \frac{3}{2} nRT$$

**Verificabile
sperimentalmente**

Nel modello del gas perfetto l'energia interna del gas, coincidente con l'energia cinetica totale delle sue molecole, dipende soltanto dalla temperatura.

Teoria cinetica dei gas perfetti

Teorema di equipartizione dell'energia

Data una molecola di un gas, schematizzabile come un sistema meccanico qualunque, i diversi termini dell'energia che la molecola può scambiare con le altre durante gli urti, corrispondenti ai vari gradi di libertà, in condizioni di equilibrio, hanno tutti lo stesso valore medio $(1/2)kT$.

$$\bar{K} = \frac{g}{2} kT$$

$$K_{tot} = \frac{g}{2} nRT$$

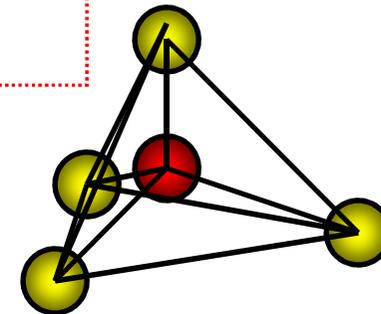
$g = n^{\circ}$ di gradi di libertà:
 molecole monoatomiche, $g = 3$;
 molecole biatomiche, $g = 5$;
 molecole poliatomiche, $g = 6$.



Elio
 molecola monoatomica



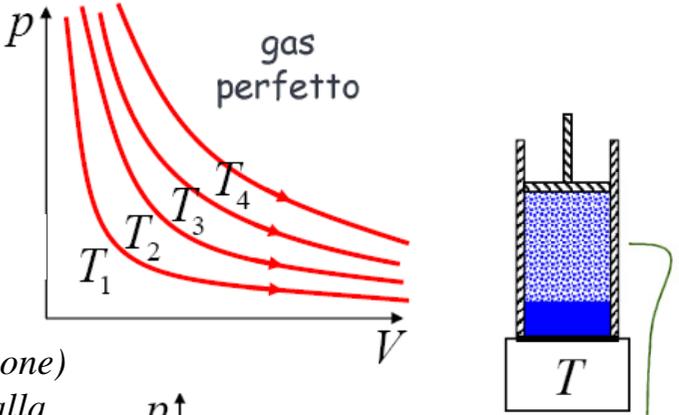
Idrogeno
 molecola biatomica



Metano
 molecola poliatomica

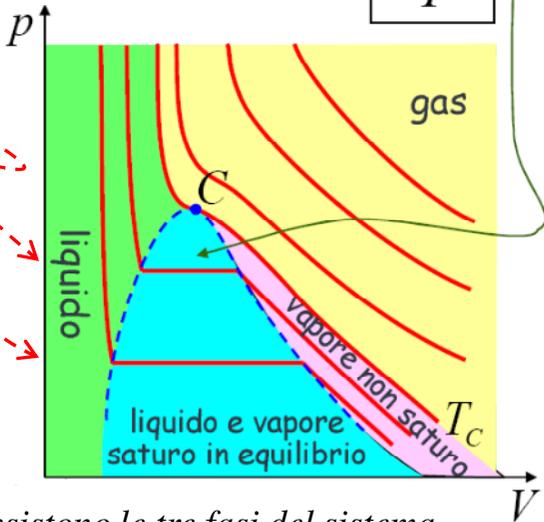
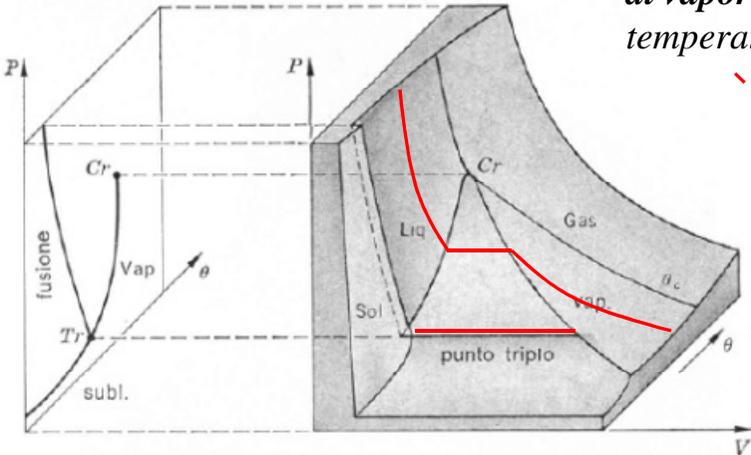
Stati di aggregazione

↓ *Complessità crescente*
 Gas perfetto
 Gas reale lontano dalla temperatura critica
 Sostanza che cambia stato di aggregazione



Temperatura critica T_c : quella al di sopra della quale non si ha transizione di fase.
 T_c acqua = 374 °C = 647 K

Pressione (o tensione) di vapore saturo alla temperatura T .

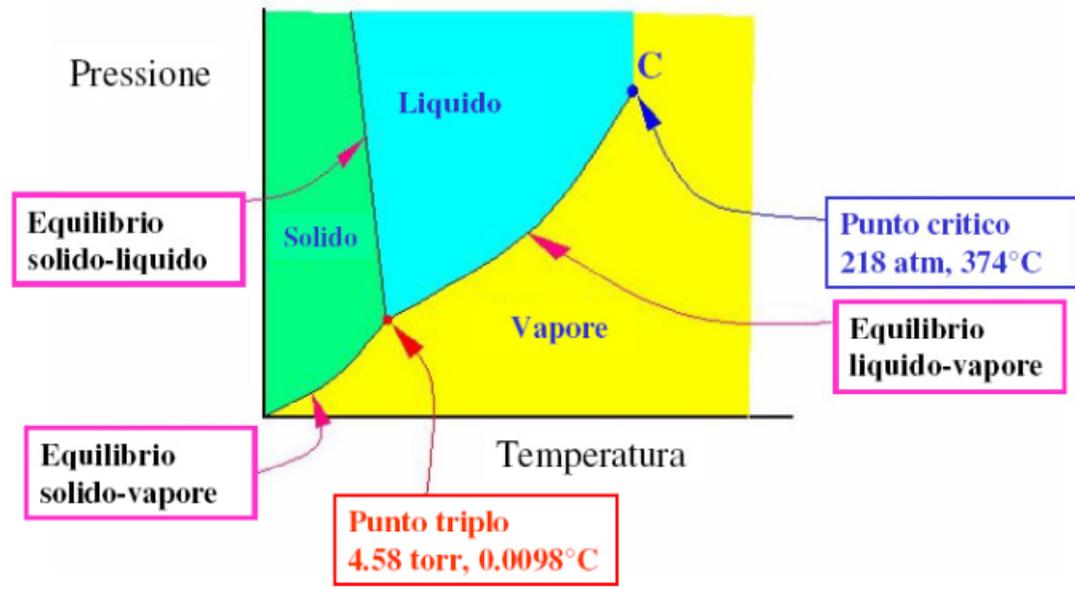


Punto triplo: stato (di solito rappresentato nel piano T,p) nel quale coesistono le tre fasi del sistema.
 PT acqua: $T_3 = 273,16$ K; $p_3 = 611$ Pa.

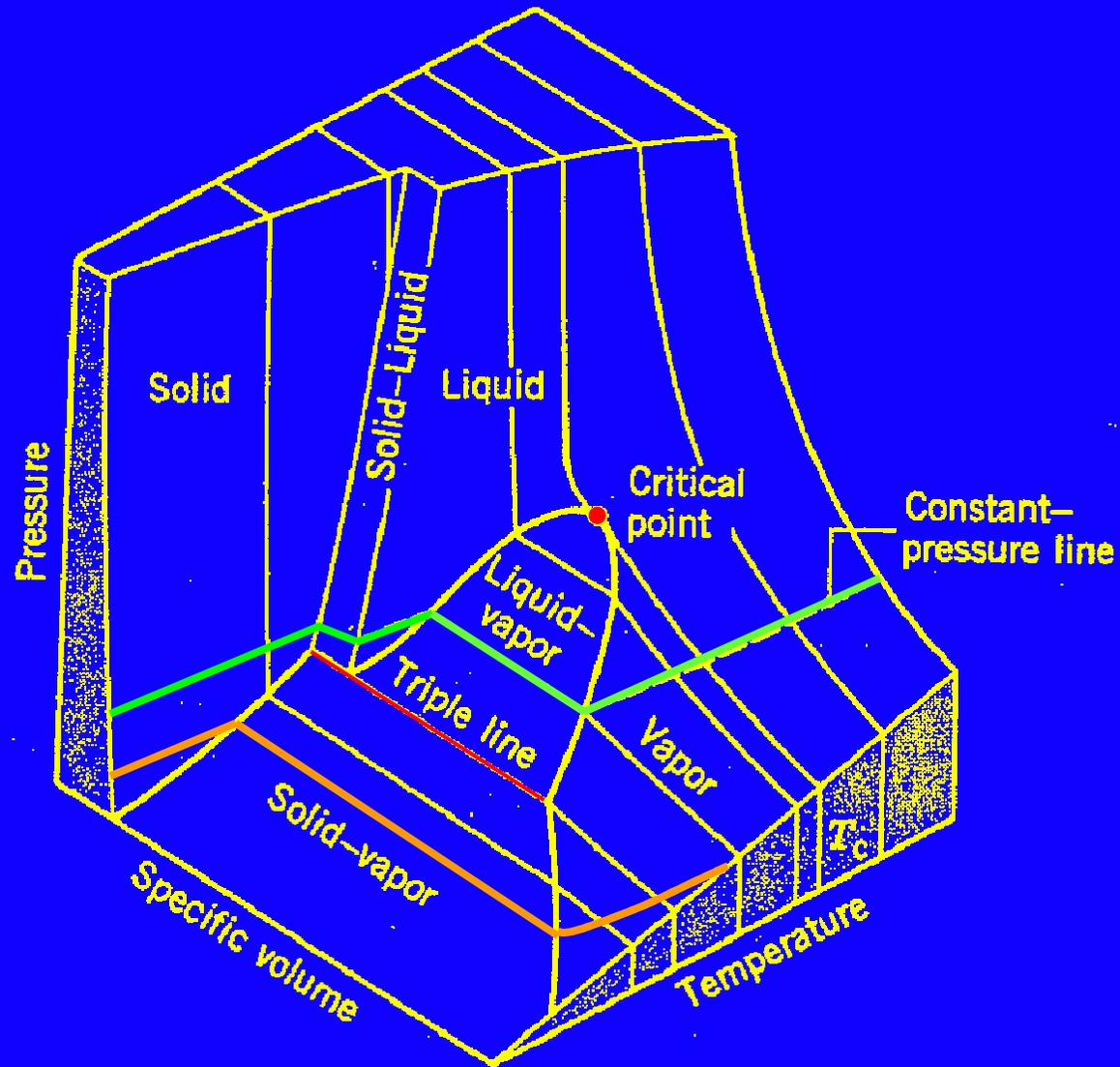


Stati di aggregazione

Diagramma di stato dell'acqua



Superficie $p-v-T$



Proiezioni della superficie $p-v-T$

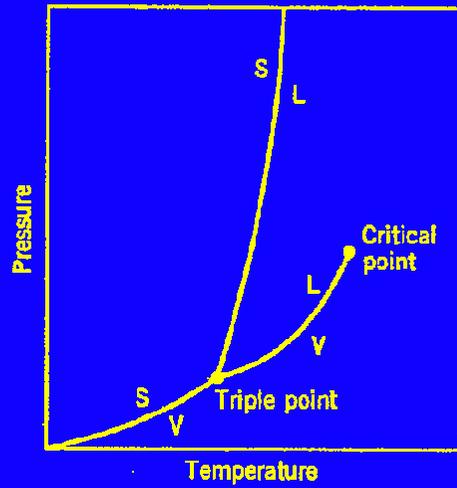


Diagramma $p-T$
(di Regnault)

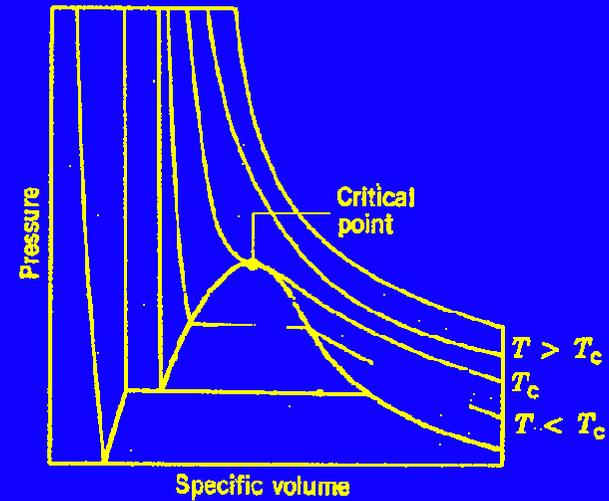


Diagramma $p-v$
(di Andrews)

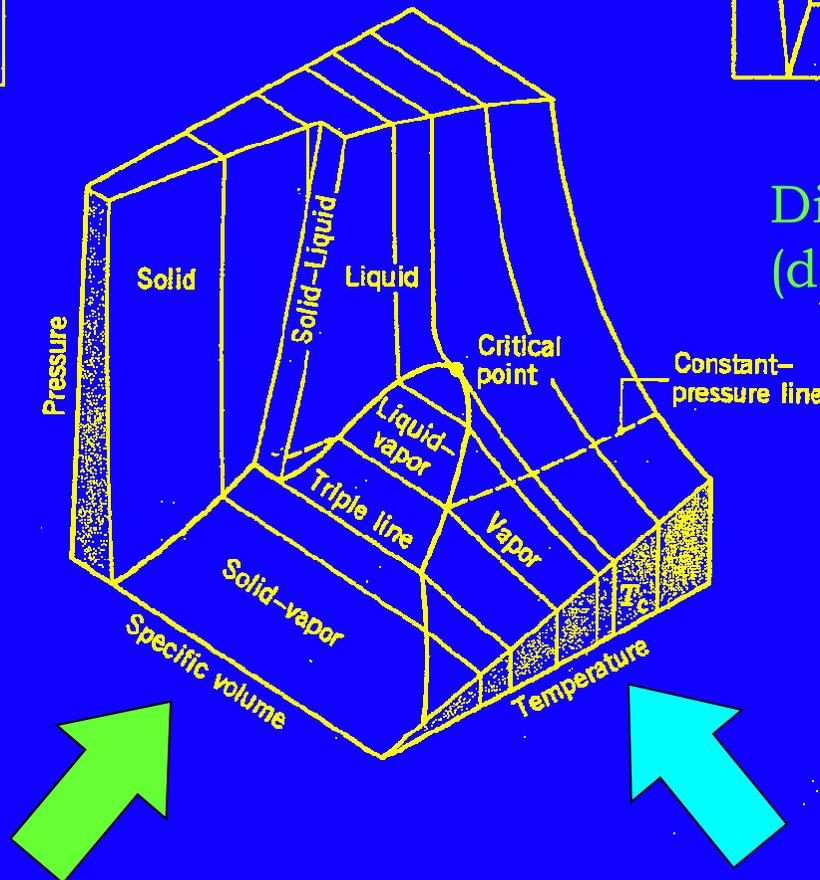


Diagramma $p-v$ (di Andrews)

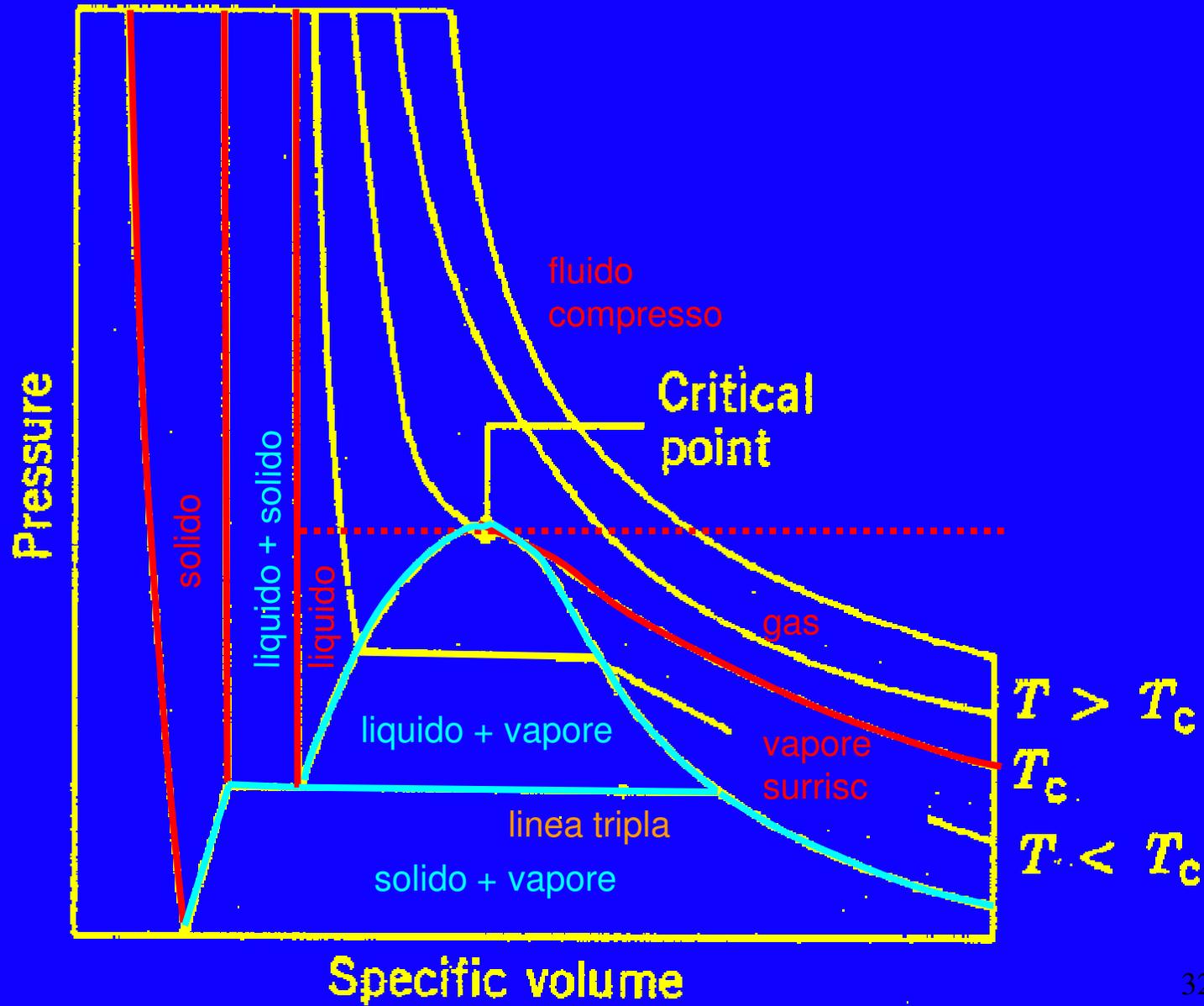


Diagramma p-T

