

STATO LIQUIDO

GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

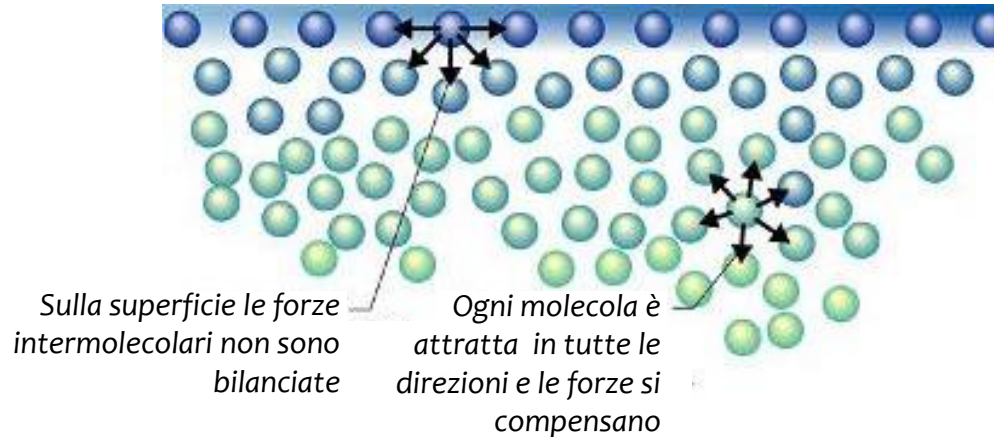
Lo stato liquido

- ✓ I liquidi sono dotati di volume proprio ma sono privi di forma
- ✓ Forze intermolecolari intermedie fra solidi e gas → le particelle posso traslare e scorrere e une sulle altre con un cammino libero medio limitato
- ✓ I liquidi sono virtualmente incompressibili
- ✓ La superficie presenta caratteristiche molto diverse da quelle all'interno della massa (**forze intermolecolari non bilanciate**)

Tensione superficiale γ o Γ ($\text{N}\cdot\text{cm}^{-1}$)

Lo stato liquido

Tensione Superficiale



Le sollecitazioni che agiscono su ciascuna molecola presente in superficie hanno una risultante non nulla diretta verso l'interno del liquido e di conseguenza la superficie di un liquido tende a contrarsi



Lo stato liquido

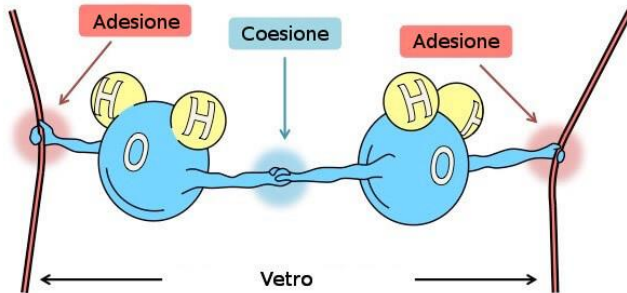
Tensione Superficiale

Un'elevata tensione superficiale corrisponde a forti interazioni intermolecolari. La tensione superficiale diminuisce, in genere al crescere della temperatura.

Le forze cui sono soggette le molecole di un liquido possono essere di

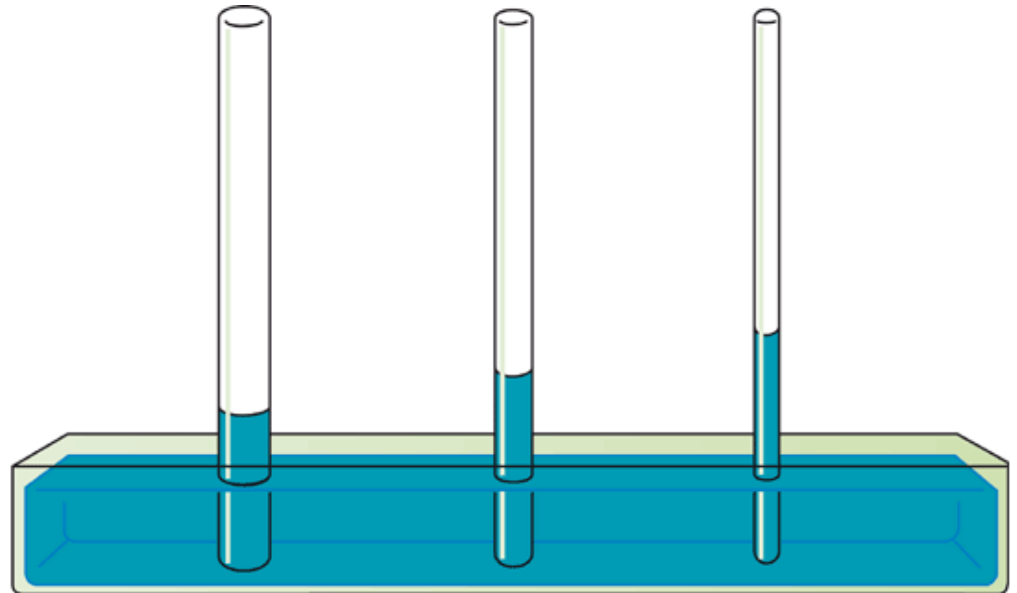
Coesione: attrazione intermolecolare fra molecole simili

Adesione: attrazione intermolecolare fra molecole diverse



L'acqua risale all'interno di un tubo di vetro di piccolo immerso in essa

Azione capillare



Lo stato liquido

Viscosità

La **viscosità** è una misura della resistenza di un fluido allo scorrimento.

Un' elevata viscosità corrisponde a forti interazioni intermolecolari

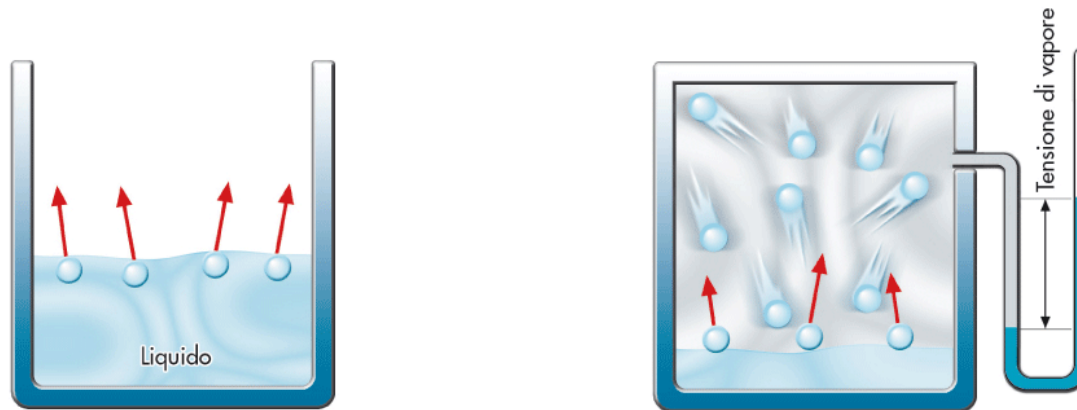
Diminuisce, in genere, al crescere della temperatura



Lo stato liquido

Pressione di vapore

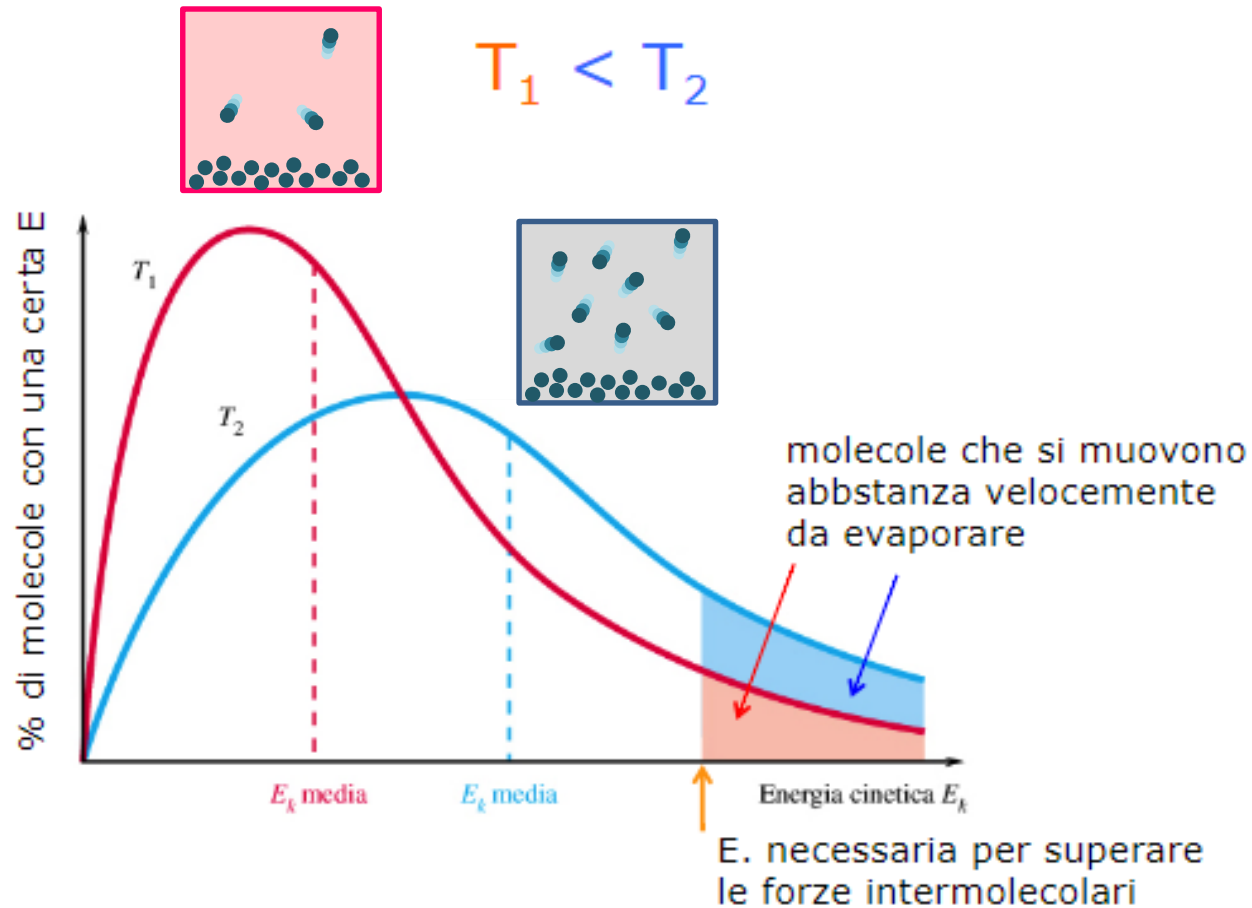
Alla natura e all'intensità delle interazioni di superficie è legato il passaggio di alcune particelle dallo stato liquido (o dallo stato solido) a quello aeriforme



In un recipiente chiuso si stabilisce un equilibrio dinamico fra il numero di particelle che passa dallo stato liquido a quello gassoso (evaporazione) e quelle che passano da quello gassoso a quello liquido (condensazione). La pressione che si registra **nelle condizioni di equilibrio** è detta **tensione di vapore** o **pressione di vapore**.

Tanto più alta è la pressione di vapore di un liquido tanto maggiore sarà la sua tendenza a passare allo stato gassoso cioè la sua **volatilità**.

Pressione di vapore



Pressione di vapore

$$G = H - TS$$

$$dG = dH - TdS - SdT$$

Per un cambiamento reversibile in un sistema chiuso (senza cambiamento della composizione) e con lavoro esclusivamente di espansione

Sappiamo che:

$$H = U + PV \longrightarrow dH = dU + PdV + VdP$$

$$dG = dU + PdV + VdP - TdS - SdT$$

Sappiamo inoltre che: $dU = \delta Q_{\text{rev}} - \delta W$

$$dU = TdS - PdV$$

$$dG = \cancel{TdS} - \cancel{PdV} + \cancel{PdV} + VdP - \cancel{TdS} - SdT$$

$$dG = VdP - SdT$$

Pressione di vapore

All'equilibrio $dG=0$ (e $dG_V=dG_L$)

$$V_L dP - S_L dT = V_V dP - S_V dT$$

Ordinando e raggruppando:

$$\frac{dP}{dT} = \frac{S_V - S_L}{V_V - V_L} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

Considerando che $\Delta H_{ev}/T = \Delta S$ e che $\Delta V \cong V_V = RT/P$ si ha

$$\frac{dP}{dT} = P \frac{\Delta H_{ev}}{RT^2}$$

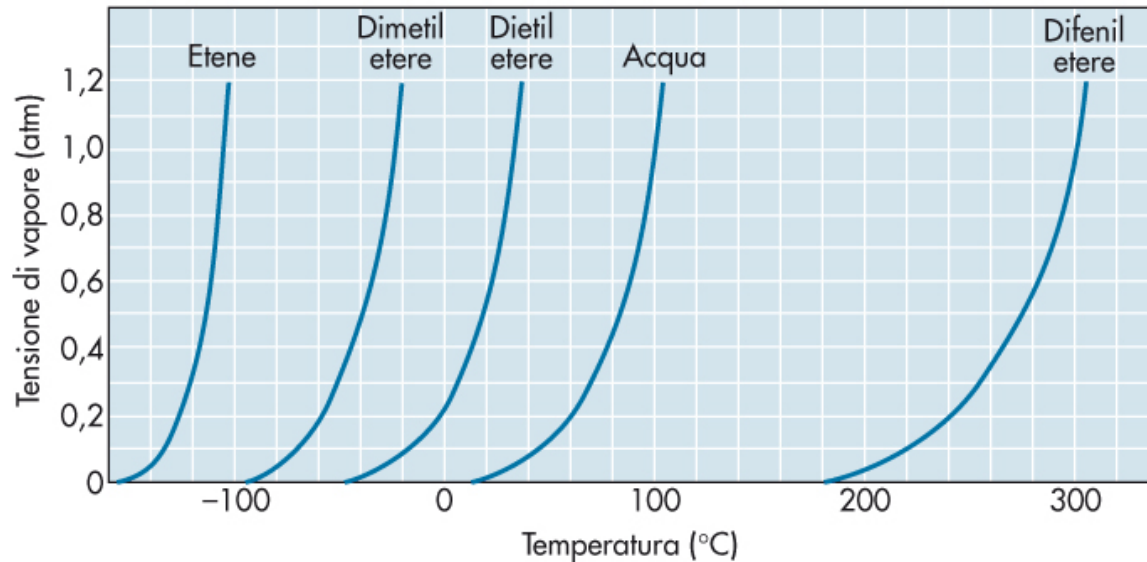
Legge di Clausius-Clapeyron

Pressione di vapore

Se T_1 e T_2 differiscono poco ($<10\text{K}$) $\Delta H_{ev_1} = \Delta H_{ev_2} = \Delta H_{ev}$ e

$$\ln \frac{P_1}{P_2} = - \frac{\Delta H_{ev}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Legge di Clausius-Clapeyron

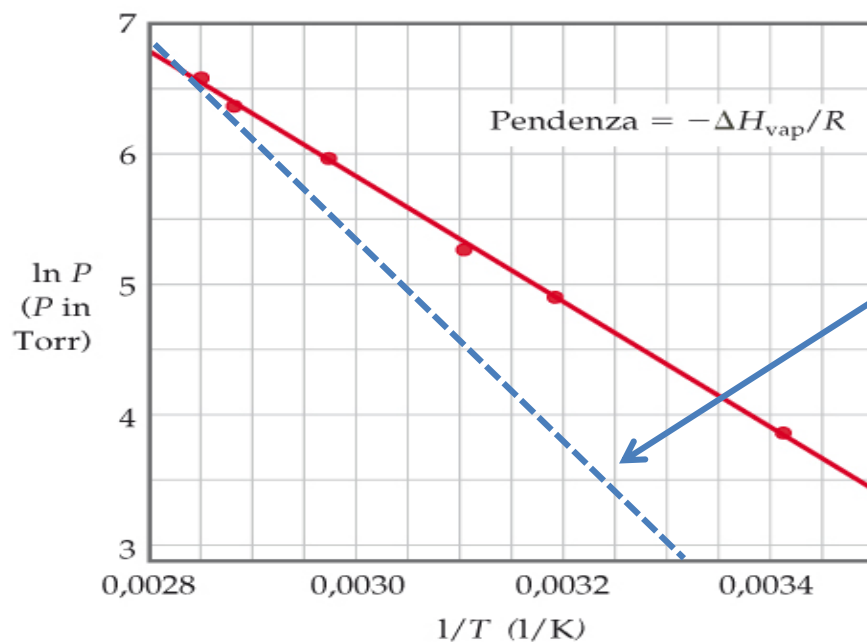


Pressione di vapore

Derivando $\ln P$ rispetto alla temperatura si ottiene

$$\ln P = \ln c - \frac{\Delta H_{ev}}{RT} \longrightarrow \frac{d \ln P}{dT} = \frac{\Delta H_{ev}}{RT^2}$$

Essendo $\Delta H_{ev} > 0$ la pressione di vapore è sempre crescente al crescere della temperatura

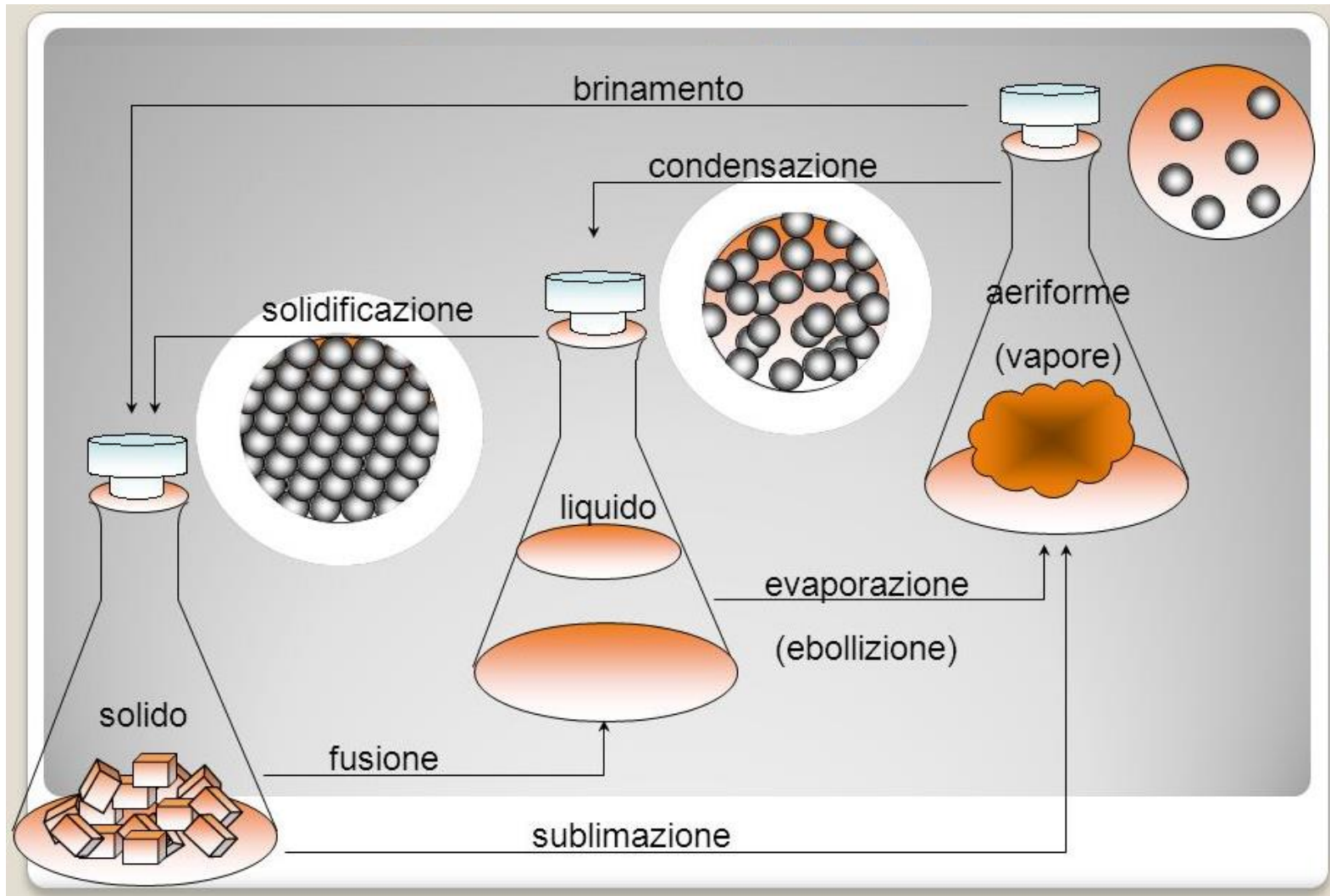


Maggiore ΔH_{ev} e
quindi maggiori forze
intermolecolari

PASSAGGI DI STATO

GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

Passaggi di stato



Passaggi di stato

Curva di riscaldamento

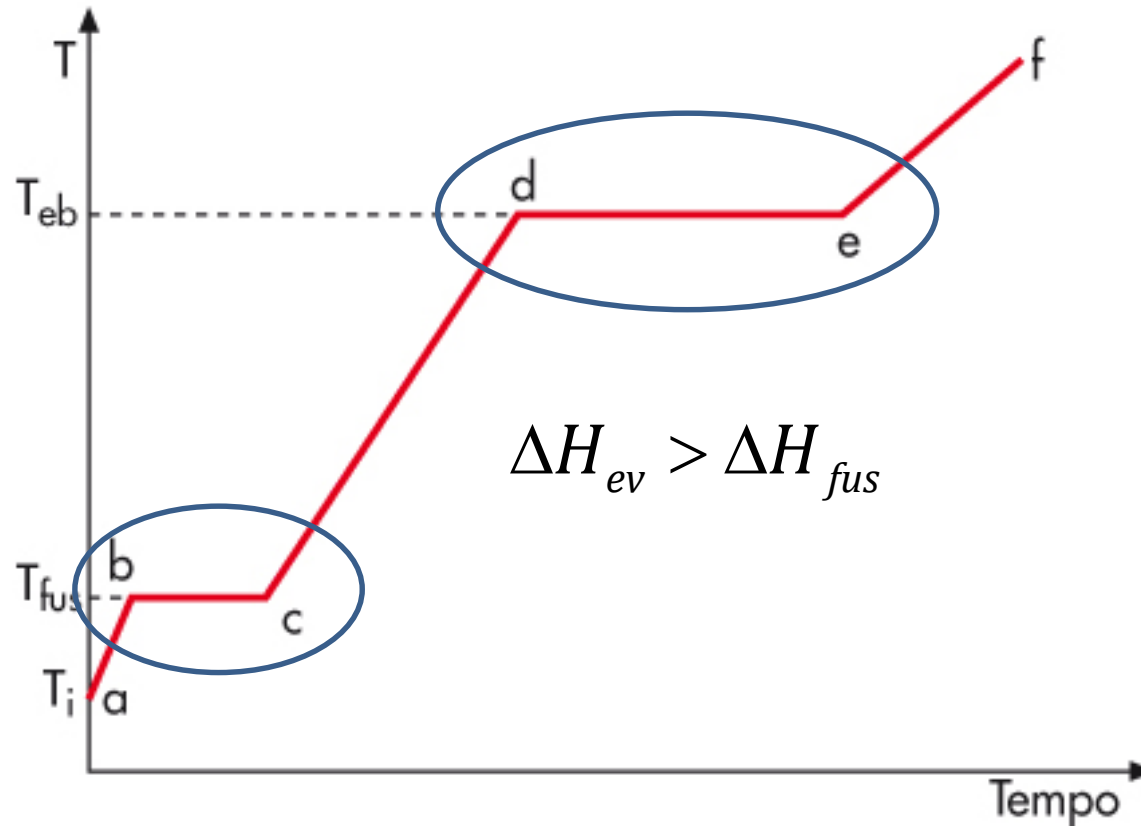
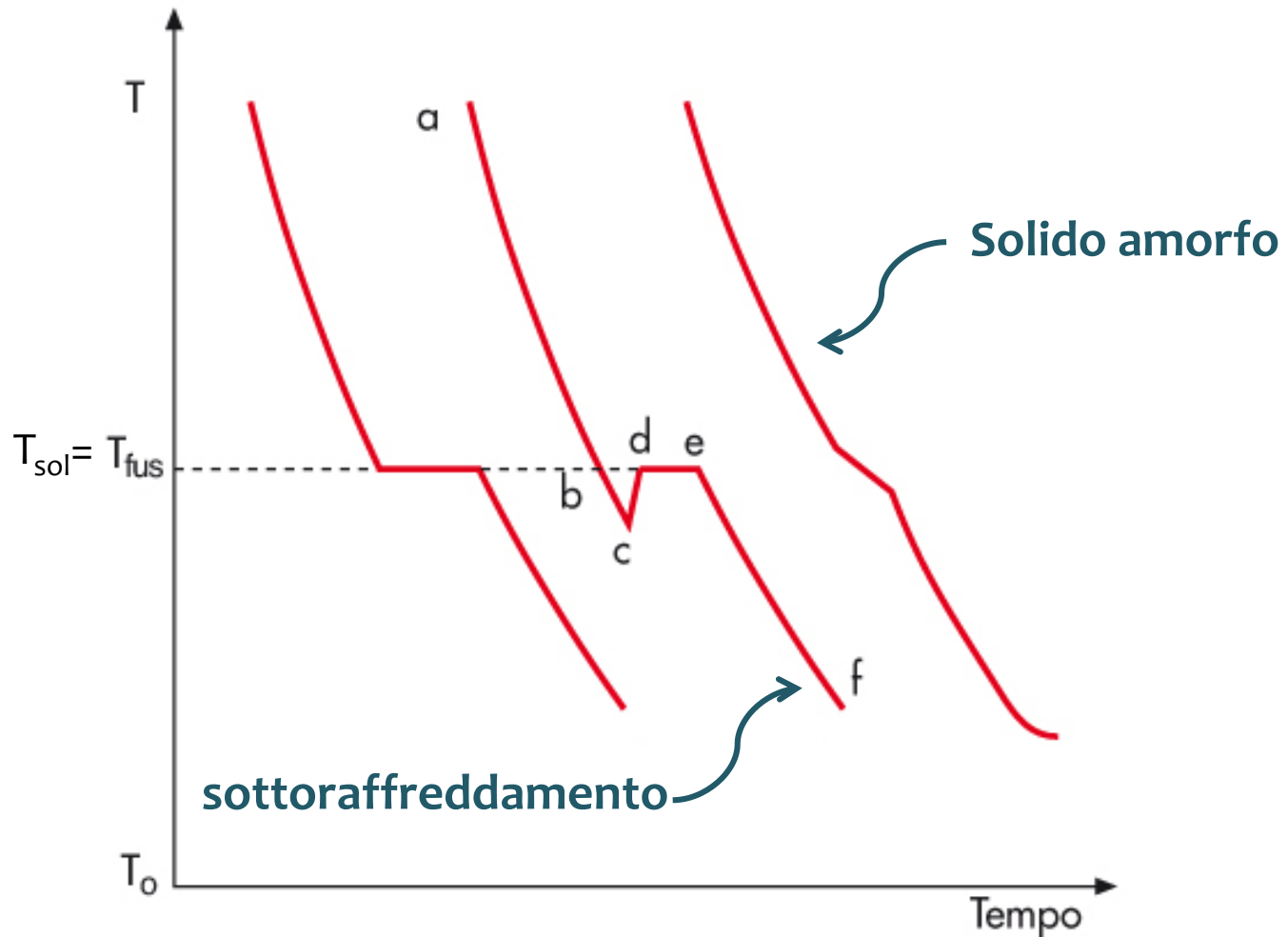


Diagramma **isobaro** di riscaldamento

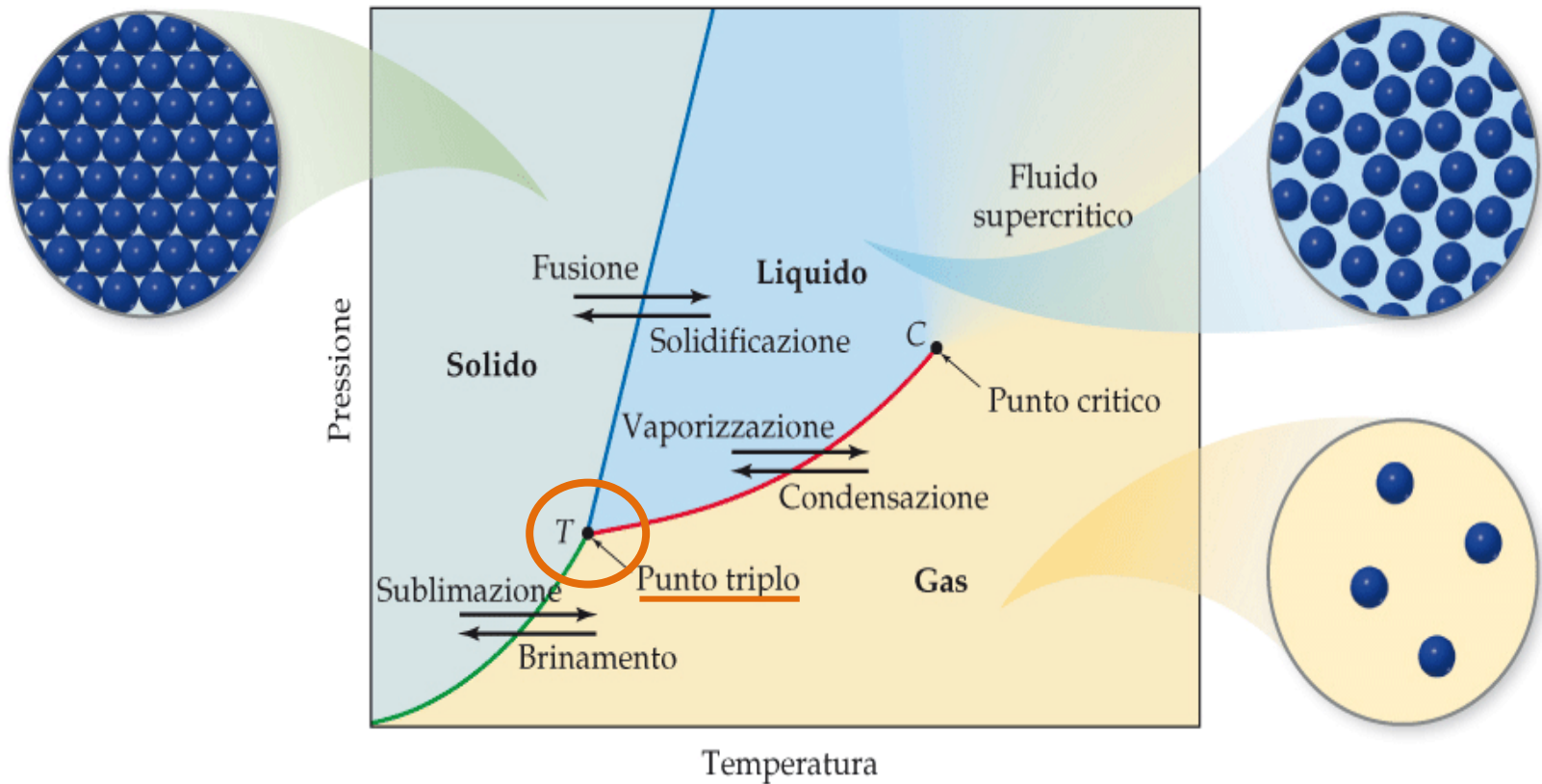
Passaggi di stato

Curve di raffreddamento



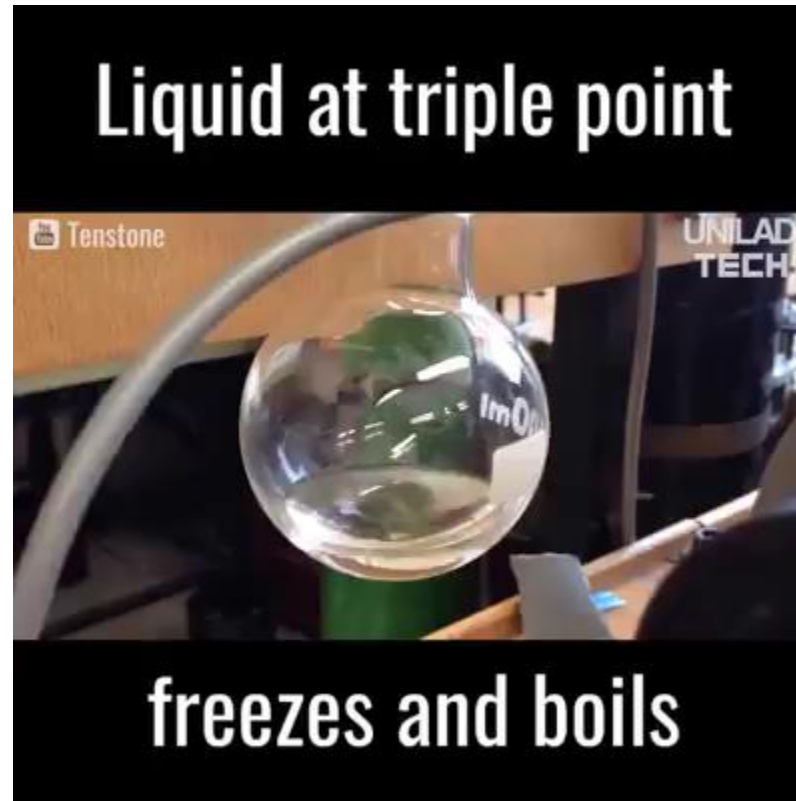
Diagrammi di stato

Sostanze pure



Diagrammi di stato

Punto triplo



Diagrammi di stato

Sostanze pure

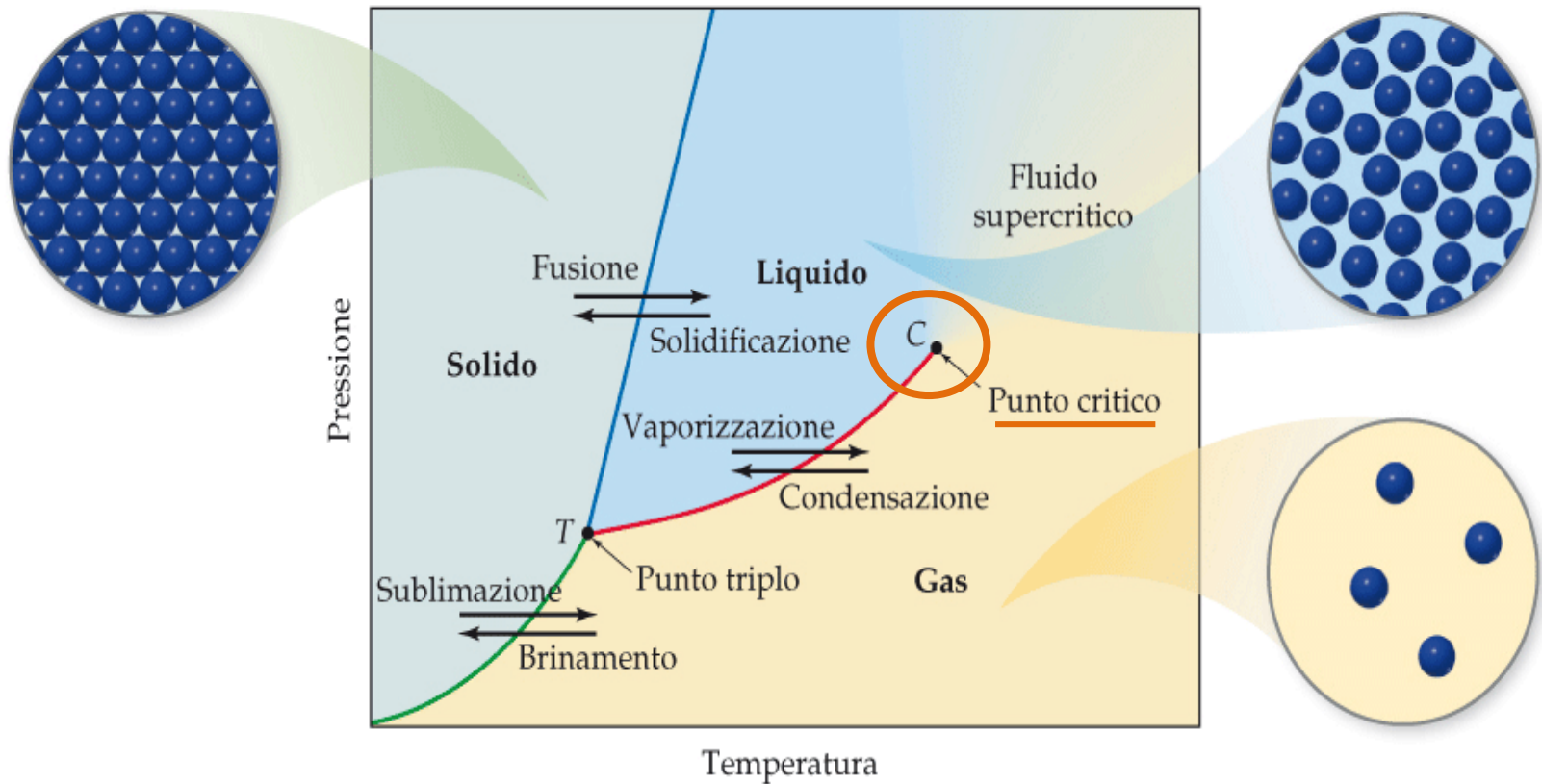
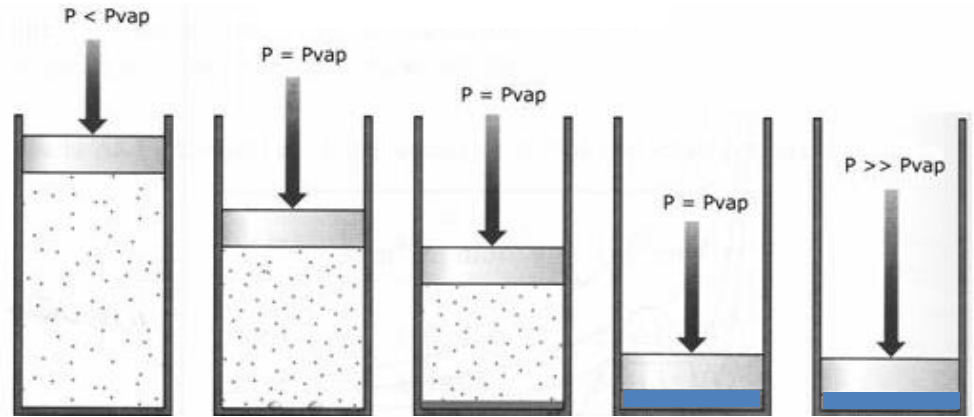
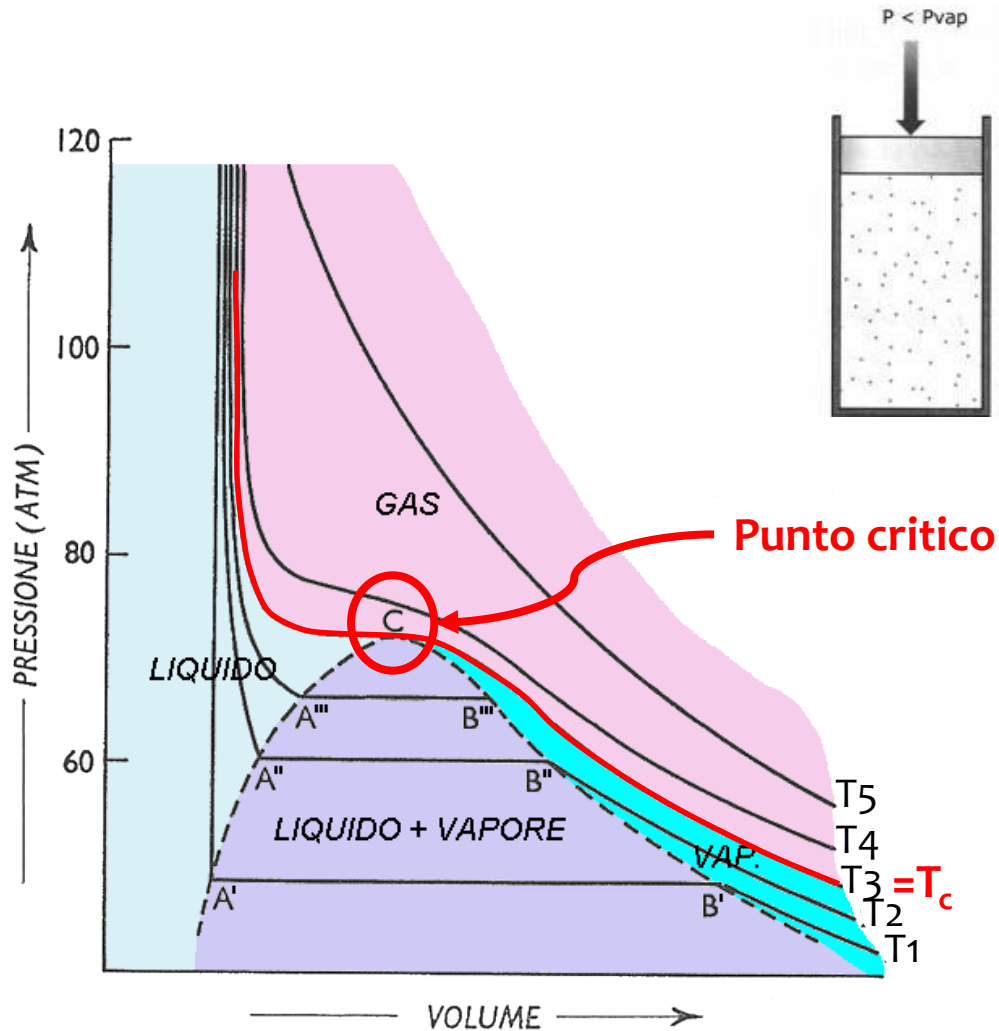


Diagramma di Andrews



Per $T > T_c$ il gas non può passare in alcun modo alla fase liquida

Regola delle fasi

Fase : porzione di una sostanza uniforme sia rispetto alla composizione chimica che rispetto allo stato fisico (stato di aggregazione)

Transizione di fase : passaggio spontaneo da una fase ad un'altra che si verifica, ad una data pressione, per una certa temperatura

$$v = c - f + n$$

Varianza: (n° gradi di libertà) cioè numero di parametri che si possono modificare senza modificare il numero delle fasi presenti

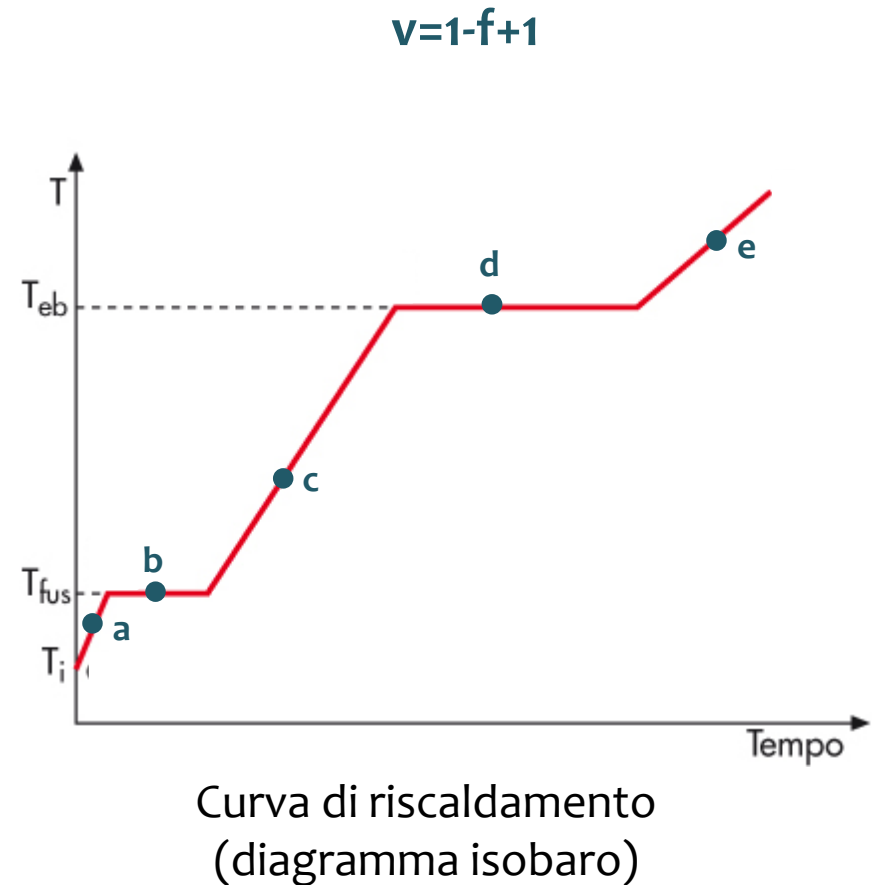
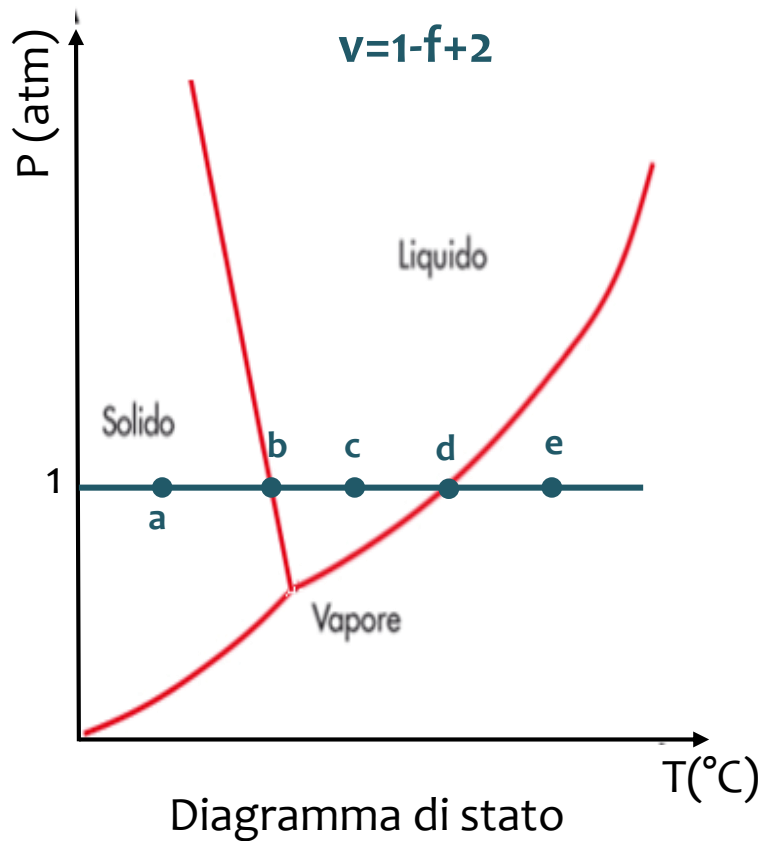
f = numero di fasi presenti

c = numero di componenti indipendenti

n = parametri fisici che influiscono sullo stato del sistema

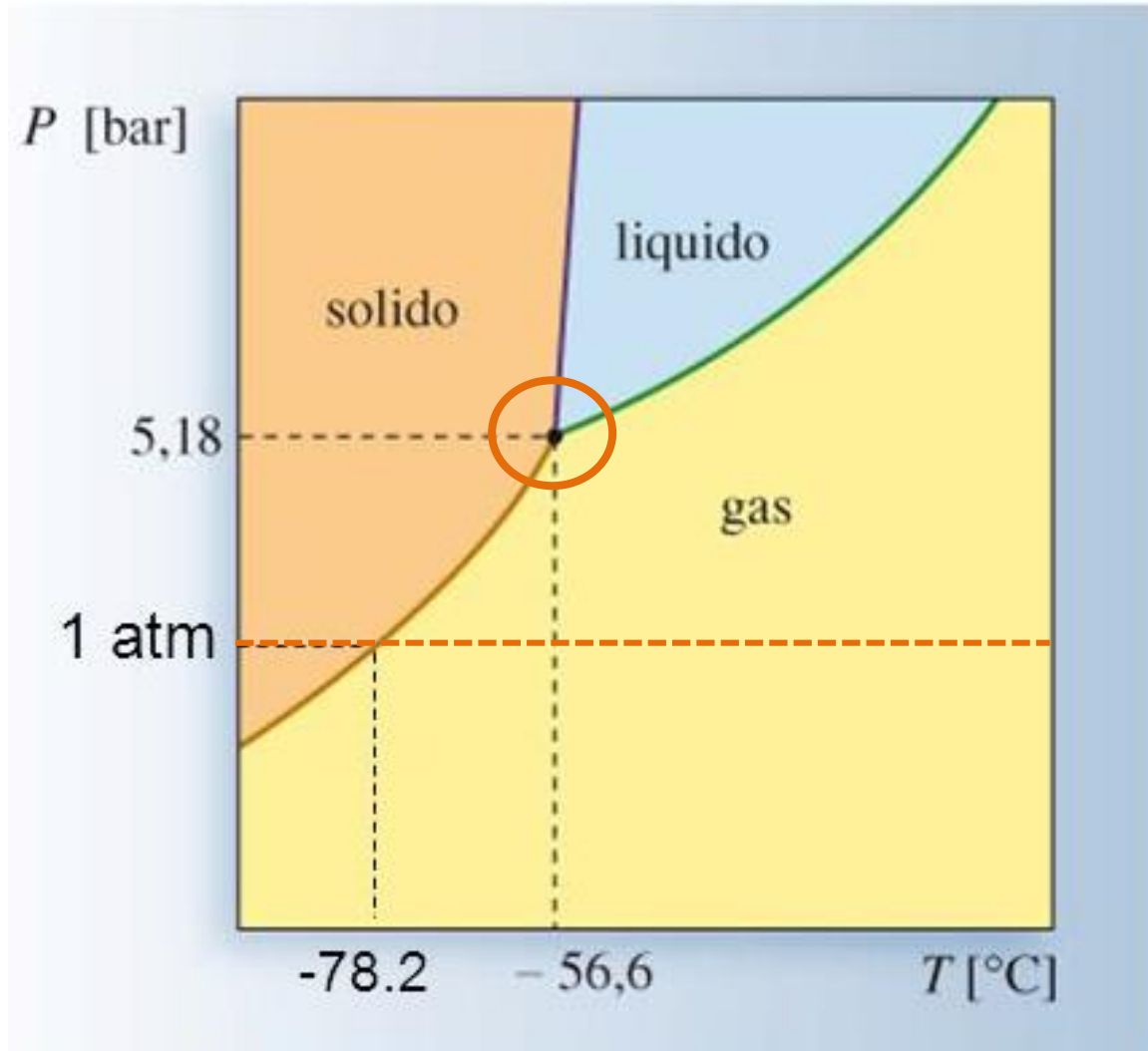
Regola delle fasi

$$v = c - f + n$$



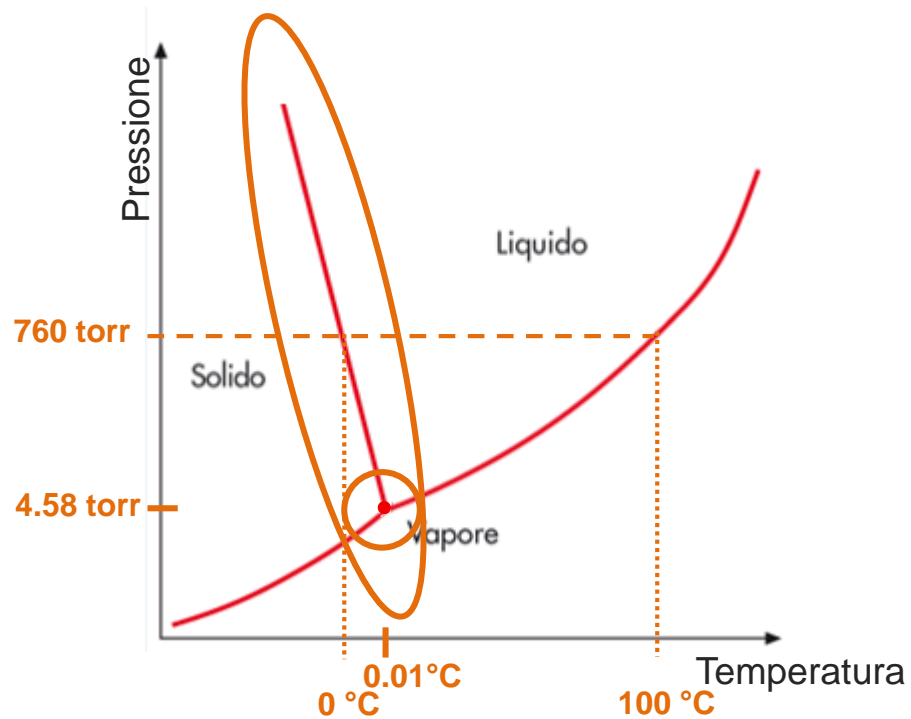
Diagrammi di stato

CO_2



Diagrammi di stato

Acqua



Allo stato solido l'acqua, caso più unico che raro, occupa un volume maggiore che allo stato liquido

Diagrammi di stato

