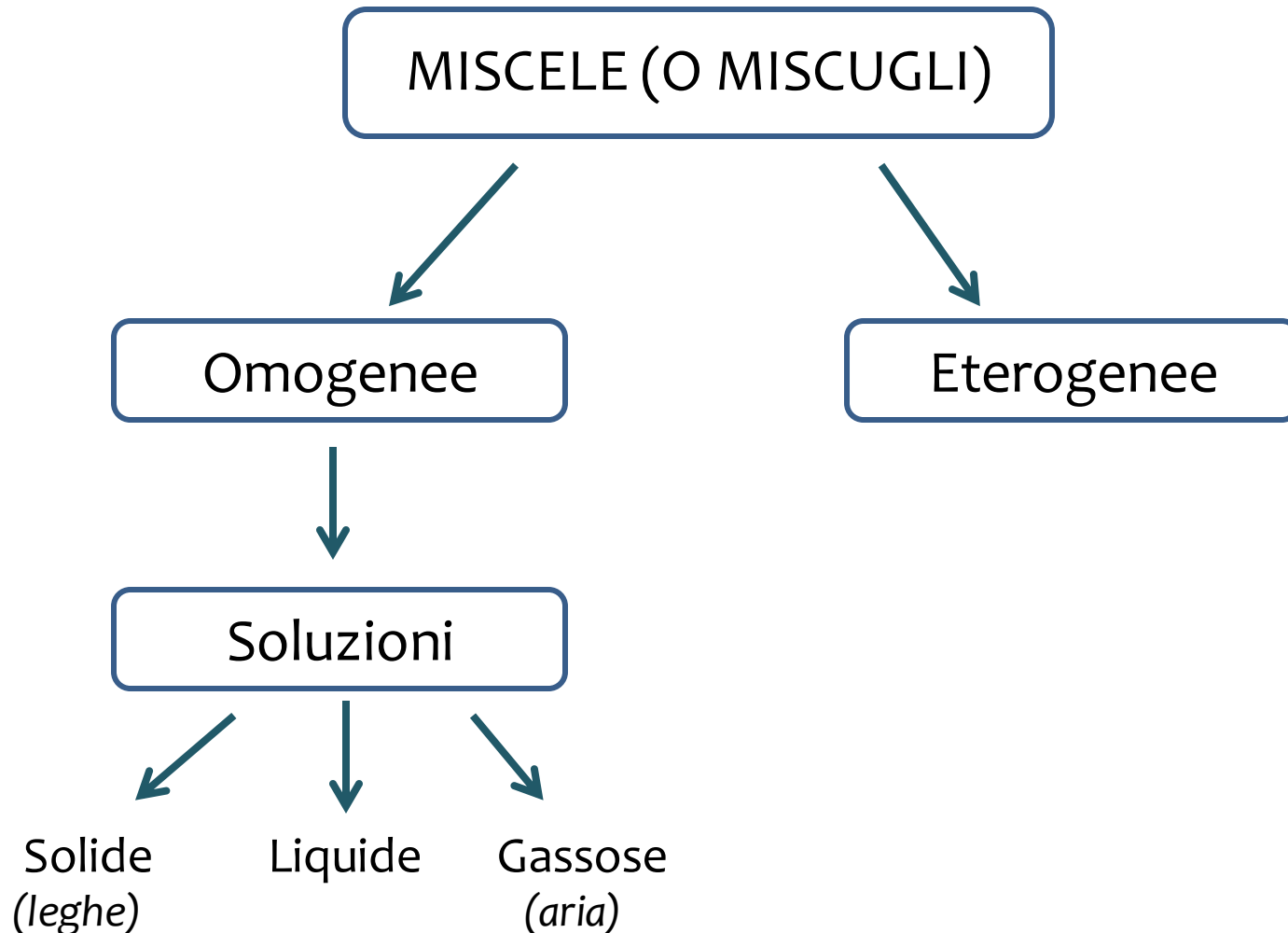
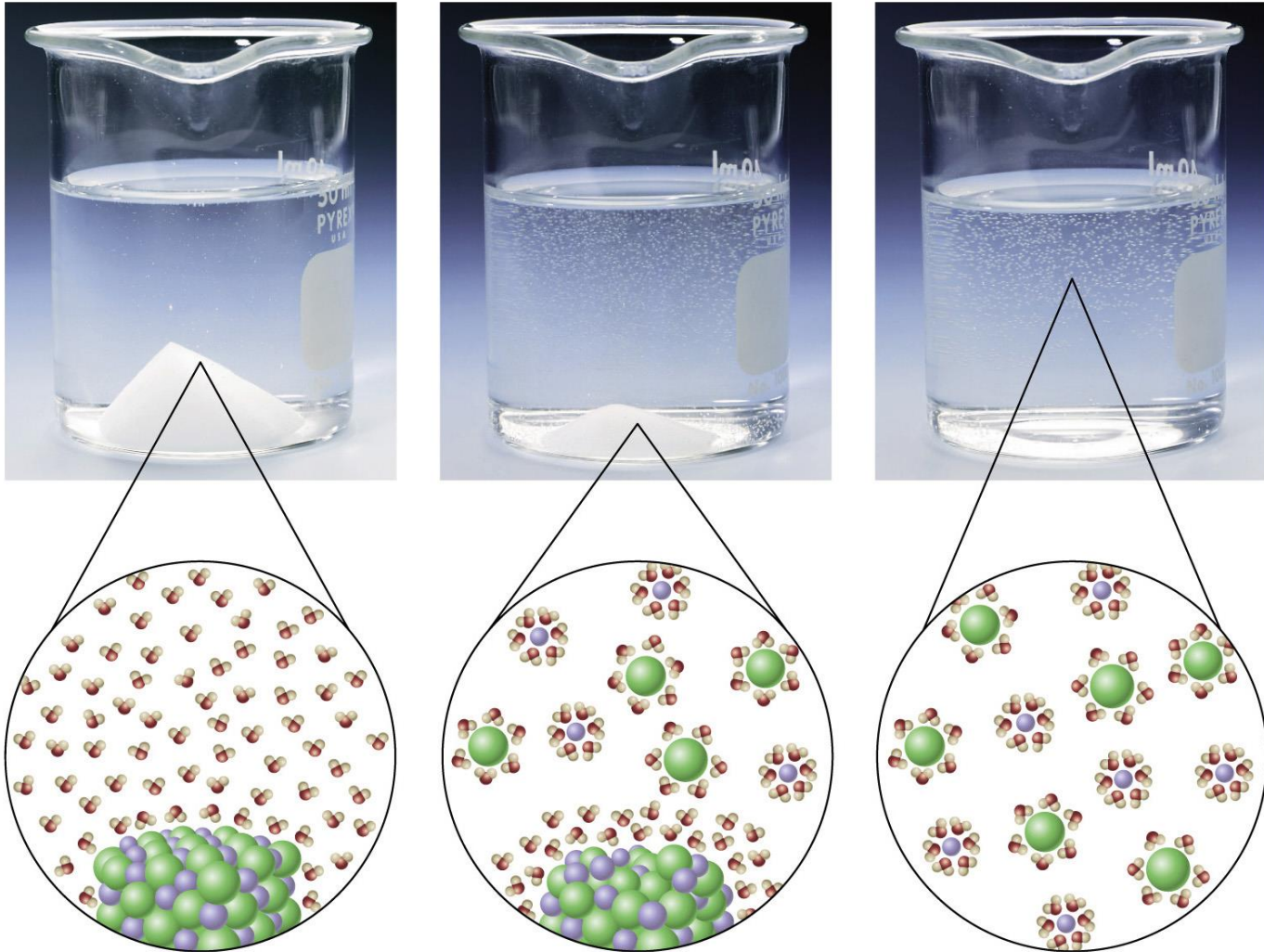


# **LE SOLUZIONI**

# Sistemi a due o più componenti



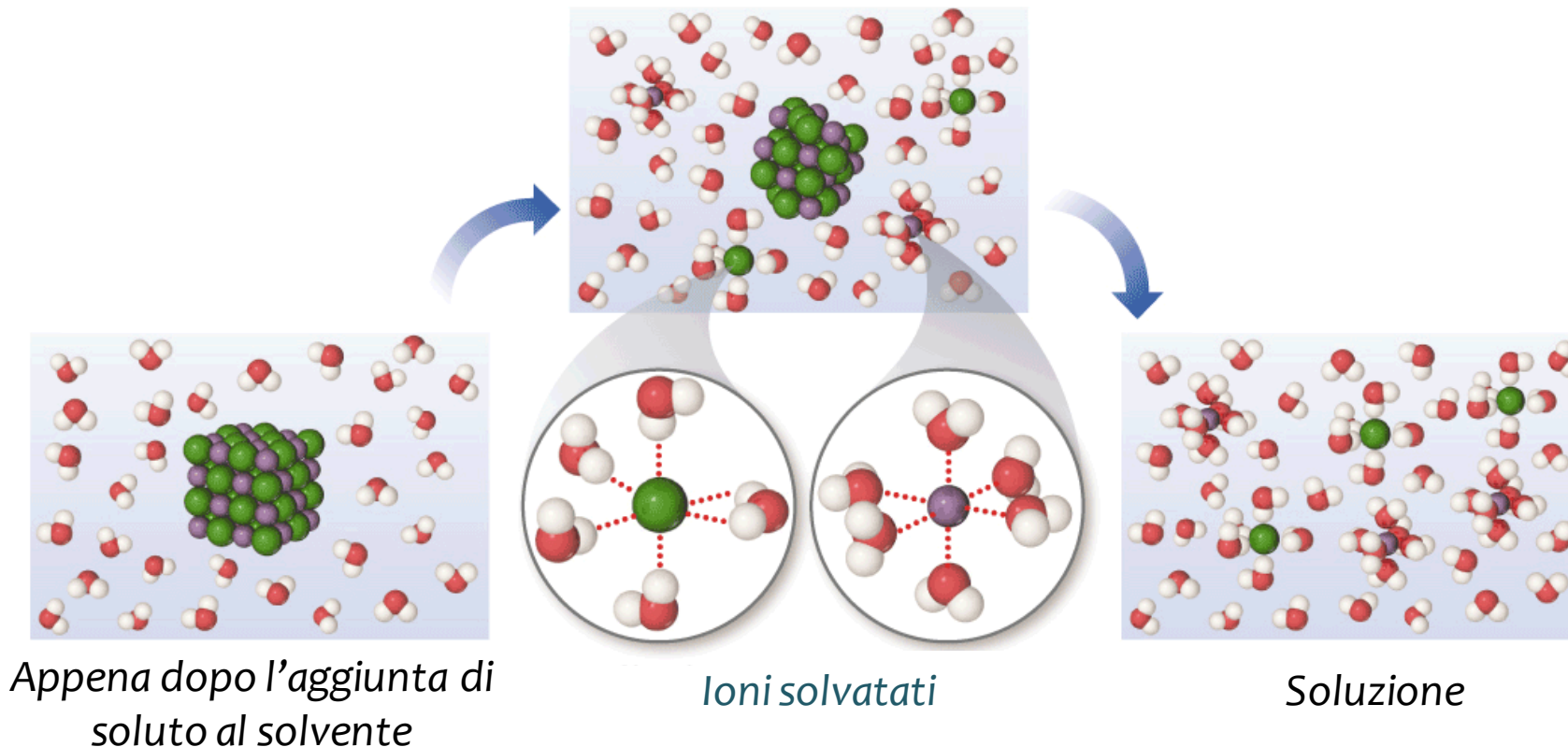
# Processo di solubilizzazione



# Processo di solubilizzazione

## Solidi ionici

Solubilizzazione

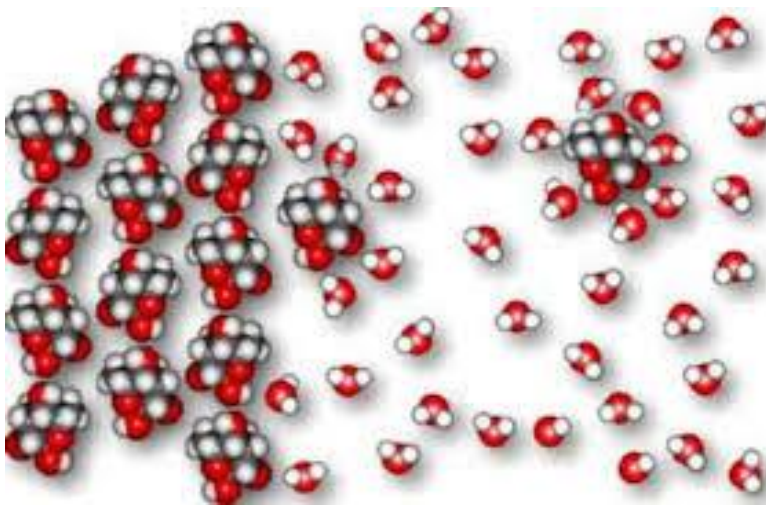


# Processo di solubilizzazione

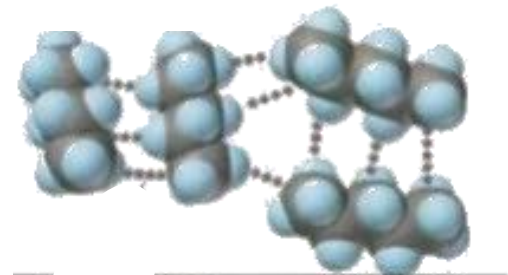
## *Solidi molecolari*

Mentre i solidi ionici si dissociano in anioni e cationi, i solidi molecolari si disperdono semplicemente nel solvente. Fra le molecole del soluto e quelle del solvente possono formarsi:

- legami dipolari
- legami idrogeno
- legami di van der Waals



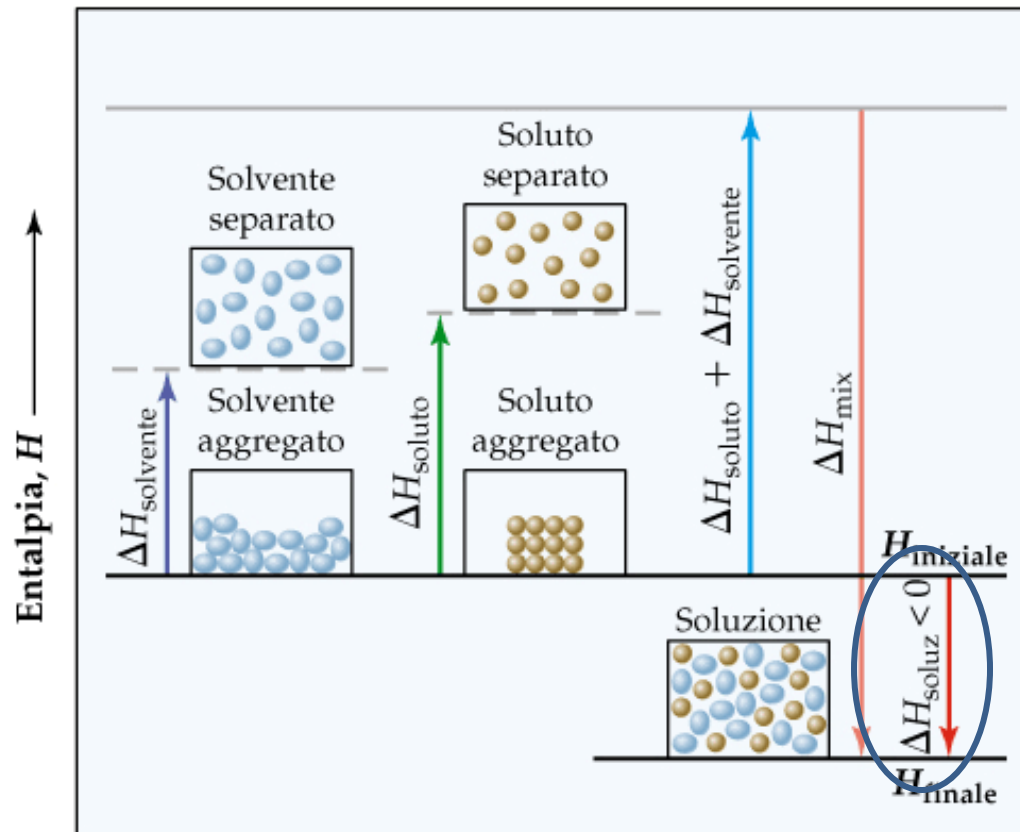
*Il glucosio (solido molecolare polare) interagisce con l'acqua dando interazioni dipolari e formando legami idrogeno*



*Formazione di interazioni deboli fra molecole apolari*

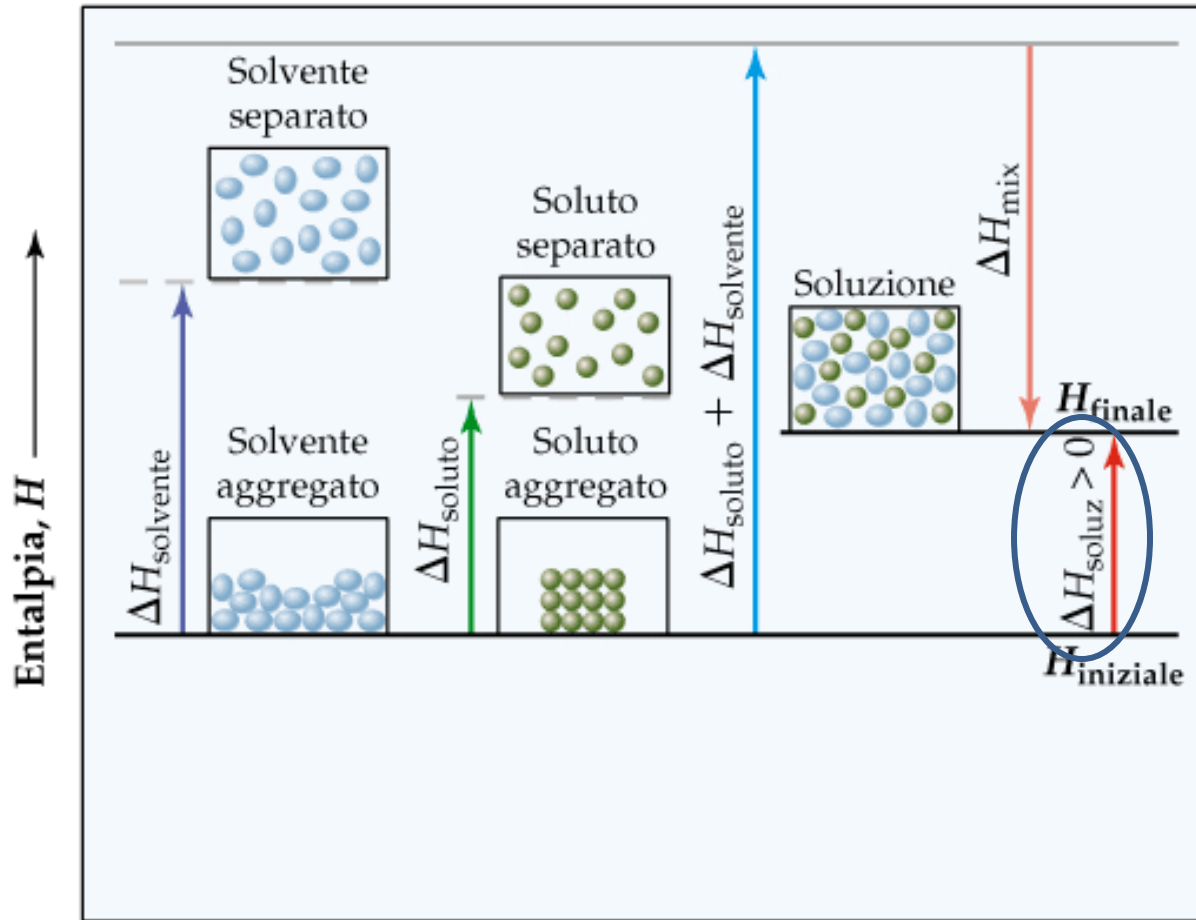
# Processo di solubilizzazione

$$\Delta H_{sol} = \Delta H_{solvente} + \Delta H_{soluto} + \Delta H_{mix}$$



Processo di solubilizzazione esotermico

# Processo di solubilizzazione



Processo di solubilizzazione endotermico

# Processo di solubilizzazione

$$\Delta G_{sol} = \Delta H_{sol} - T\Delta S_{sol}$$

Per soluzioni ideali

$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta H_{sol} = 0 \\ \Delta S_{sol} = -\frac{\Delta G_{sol}}{T} = -R(n_A \ln x_A + n_B \ln x_B) \end{array} \right.$$

$$\Delta S_{sol} > 0 \quad \longrightarrow \quad \Delta G_{sol} < 0$$



# Processo di solubilizzazione

Per soluzioni reali

$$\Delta G_{sol} = \Delta H_{sol} + T \Delta S_{sol}$$

$\Delta H_{sol}$  si determina sperimentalmente

Qualitativamente vale a regola “**il simile scioglie il simile**” : due sostanze con forze intermolecolari dello stesso tipo e grandezza saranno verosimilmente solubili l’una nell’altra

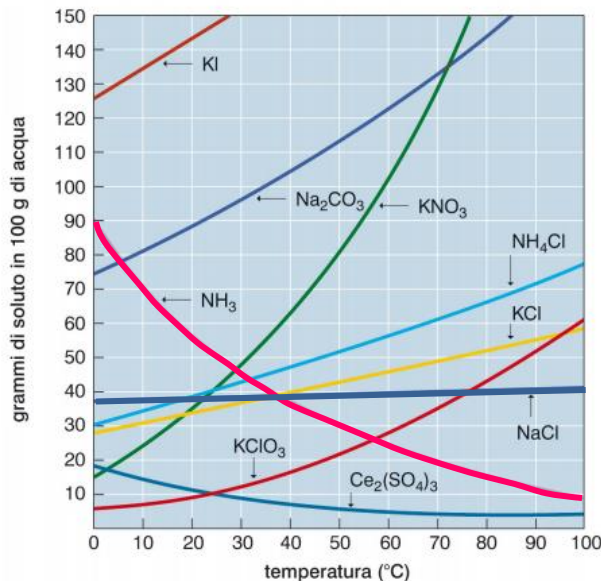
- Molecole non polari sono solubili in solventi non polari
- Molecole polari sono solubili in solventi polari
- Composti ionici sono solubili in solventi polari

Quando due liquidi sono solubili l’uno nell’altro in tutte le proporzioni si dicono **miscibili**.

# Solubilità

## Temperatura e pressione

### Temperatura



L'effetto della temperatura sulla solubilità dipende dal particolare soluto considerato. Anche se per la maggior parte delle sostanze solide la solubilità cresce all'aumentare della temperatura, ci sono sostanze la cui solubilità non dipende da T e altre per cui la solubilità diminuisce all'aumentare di T.

### Pressione

**Soluti solidi e liquidi:** dipendenza trascurabile

**Soluti gassosi: Legge di Henry** “la solubilità di un gas è direttamente proporzionale alla pressione parziale che esso esercita sulla soluzione”

$$s = k_H P$$

# Concentrazione di una soluzione

**Concentrazione:** quantità di soluto rispetto alla quantità di solvente

**Solvente:** componente presente in quantità maggiore

**Soluto:** componente presente in quantità minore

*La soluzione ha la stessa fase del solvente.*

**Molarità**  $M = \frac{\text{moli}_{\text{soluto}}}{\text{volume (in L) della soluzione}} \quad \text{mol/L}$

**Molalità**  $m = \frac{\text{moli}_{\text{soluto}}}{\text{massa (in Kg) di solvente}} \quad \text{mol/Kg}$

**Percentuale in peso**  $\%_{w/w} = \frac{\text{grammi}_{\text{soluto}}}{\text{grammi}_{\text{soluto}} + \text{grammi}_{\text{solvente}}} \cdot 100$

# Concentrazione di una soluzione

Percentuale  
in volume

$$\%_{v/v} = \frac{volume_{soluta}}{volume_{soluta} + volume_{solvente}} \cdot 100$$

Frazione molare

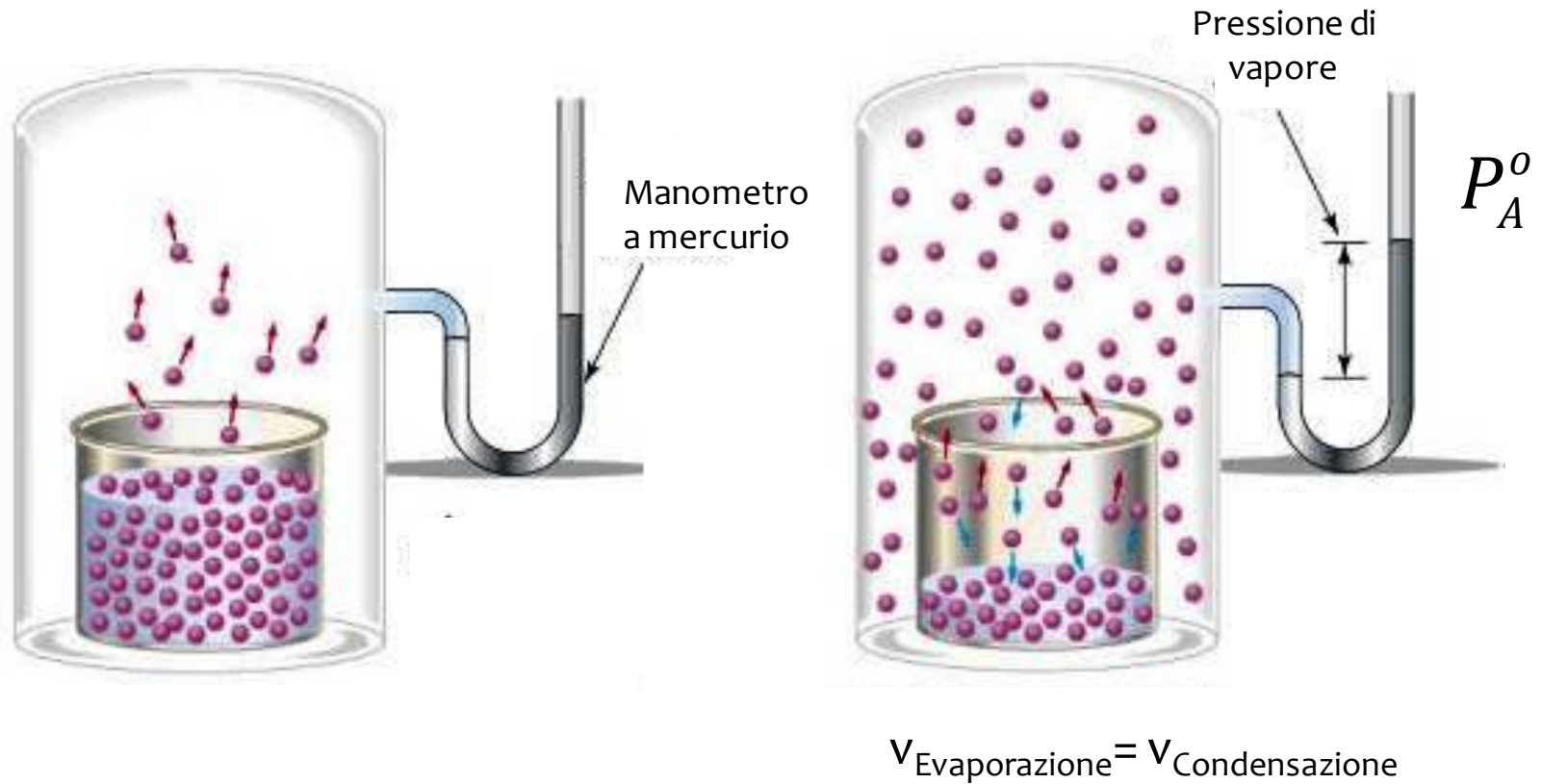
$$\left. \begin{aligned} X_{soluta} &= \frac{moli_{soluta}}{moli_{soluta} + moli_{solvente}} \\ X_{solvente} &= \frac{moli_{solvente}}{moli_{soluta} + moli_{solvente}} \end{aligned} \right\} X_{solvente} + X_{soluta} = 1$$

**DILUIZIONE** : Mescolamento Soluzione + Solvente

$$M_i V_i = M_f V_f$$

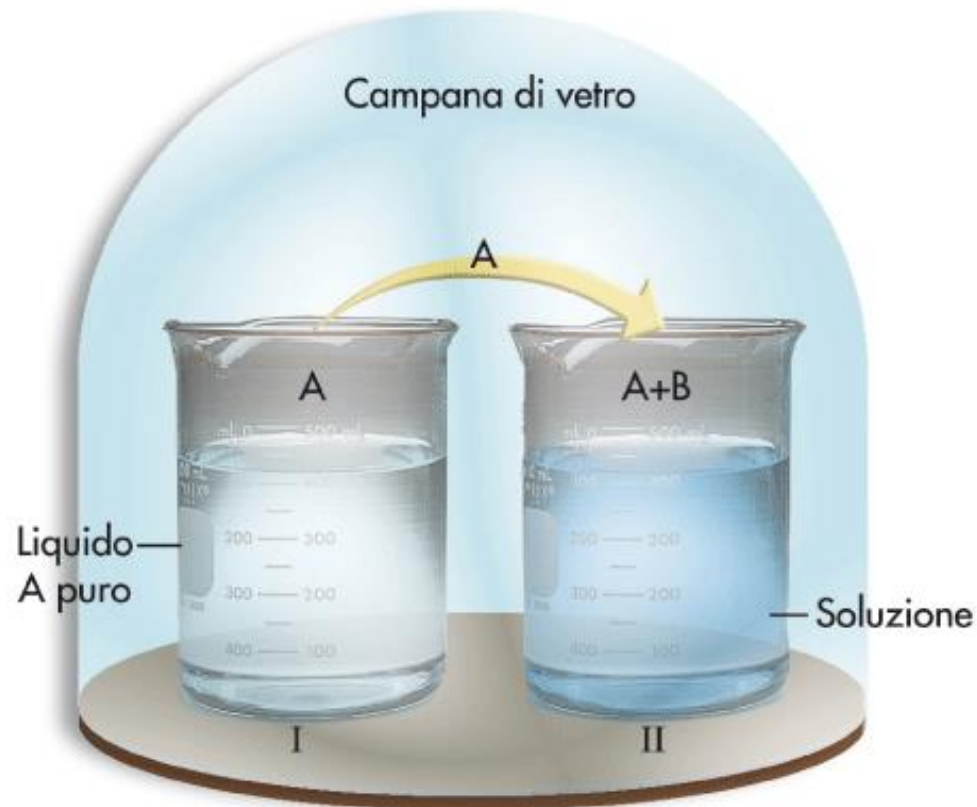
# Tensione di vapore

## *singolo componente*

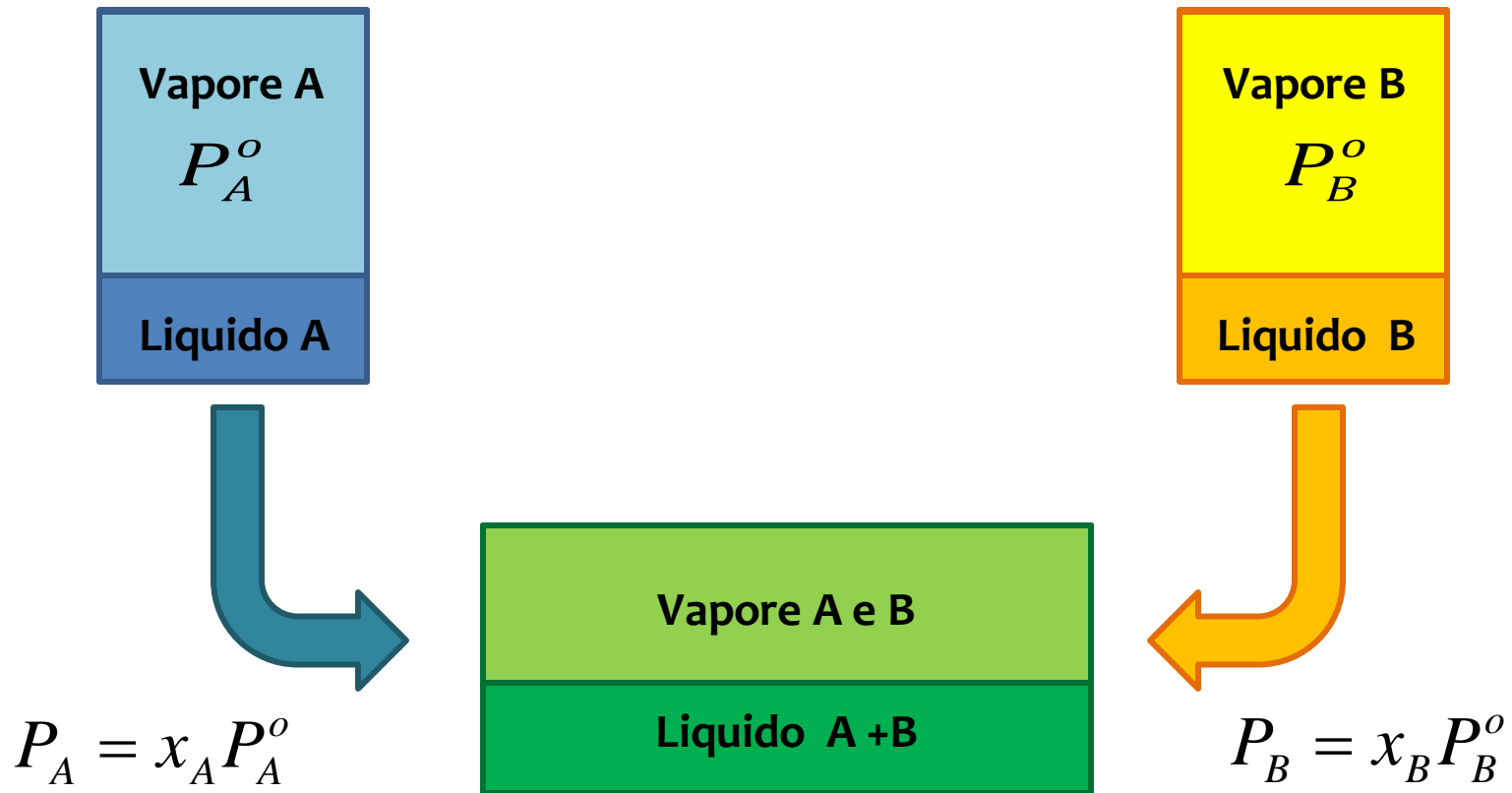


# Tensione di vapore

*sistema a più componenti*



# Tensione di vapore

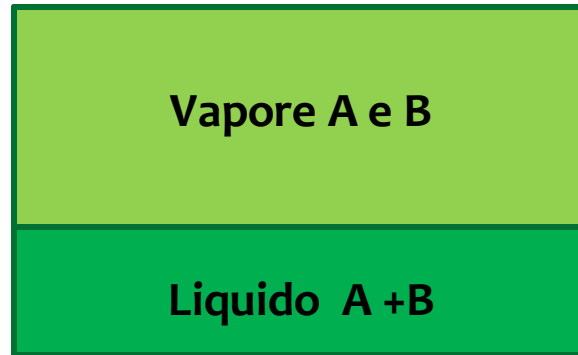


$$P = P_A + P_B = x_A P_A^o + x_B P_B^o$$

Legge di Raoult

# Tensione di vapore

$$x'_A = \frac{P_A}{P}$$

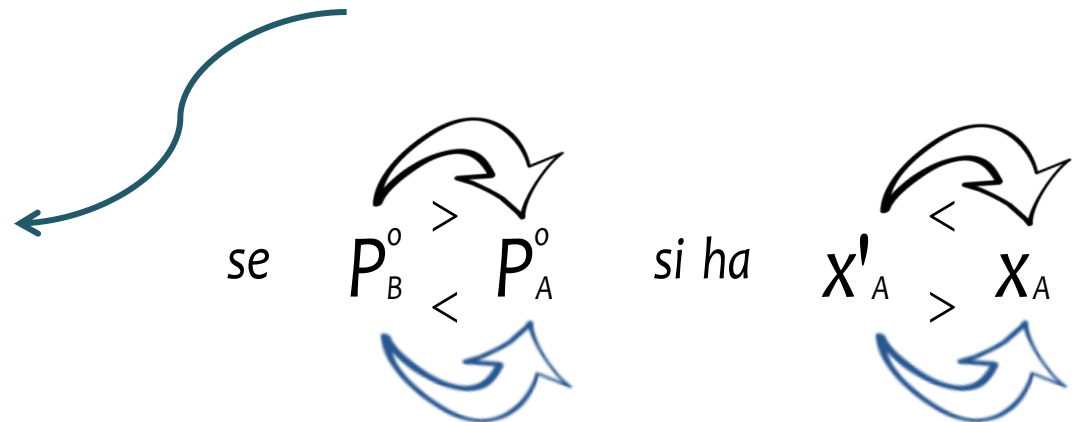


$$x'_B = \frac{P_B}{P}$$

$$x'_A = \frac{P_A}{x_A P_A^o + x_B P_B^o}$$

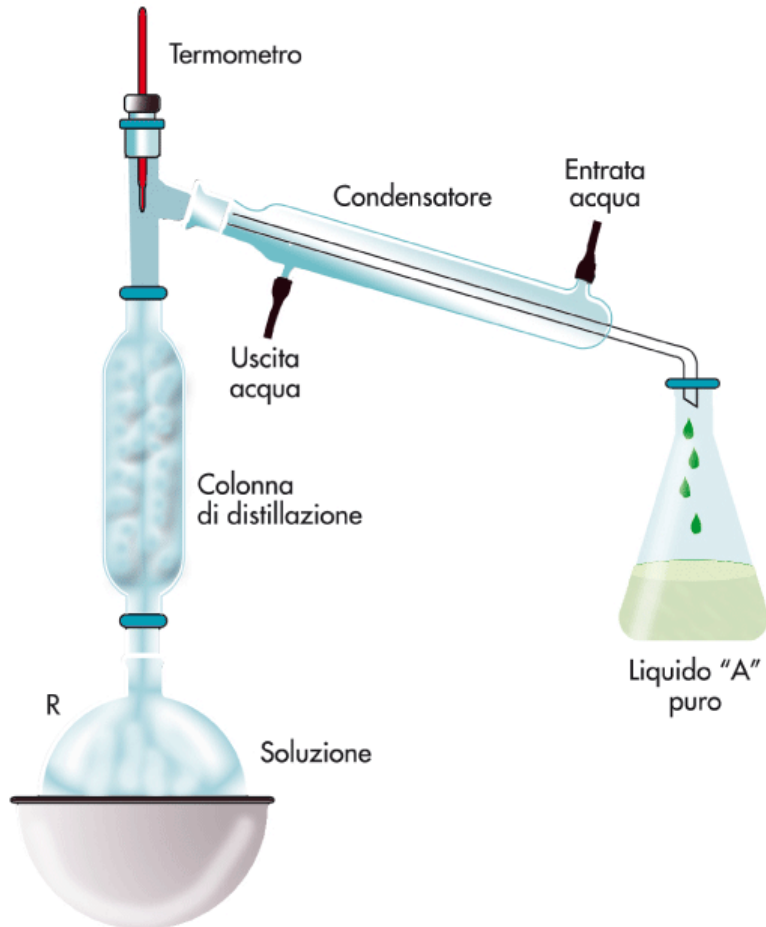
Tenendo conto che  $P_A = x_A P_A^o$  e dividendo  
numeratore e denominatore per  $P_A^o$

$$x'_A = \frac{x_A}{x_A + x_B \frac{P_B^o}{P_A^o}}$$





# Distillazione



Soluzione A+B con

$$X_A = 0.7$$

$$X_B = 1 - X_A = 0.3$$

$$p_A^0 = 500 \text{ torr}$$

$$p_B^0 = 250 \text{ torr}$$

$$\begin{aligned} P_1 &= P_A + P_B = x_A P_A^0 + x_B P_B^0 = \\ &= 500 \cdot 0.7 + 250 \cdot 0.3 = 425 \text{ torr} \end{aligned}$$

Nella fase vapore:

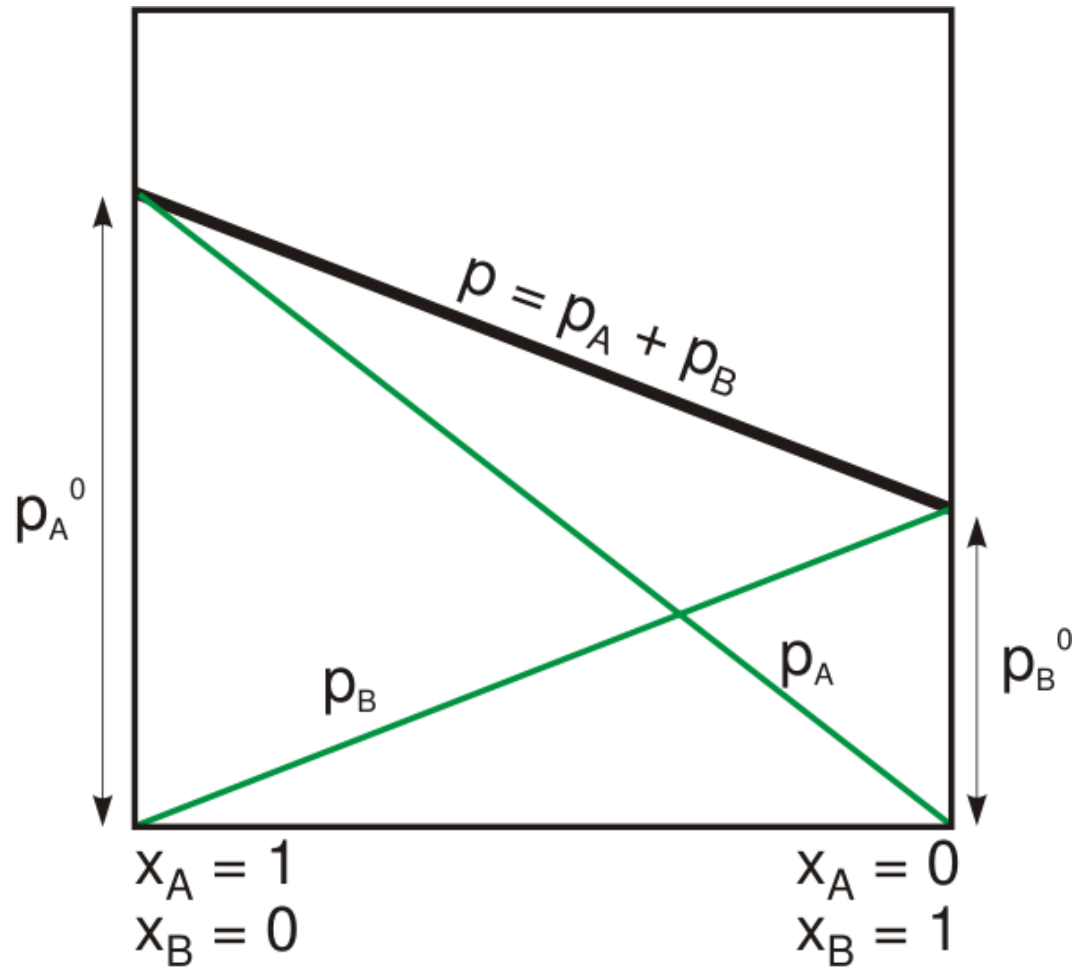
$$X'_A = \frac{P_A}{P} = \frac{500 \cdot 0.7}{425} = 0.82 \quad X'_B = 0.18$$

Ricondensando la fase vapore:

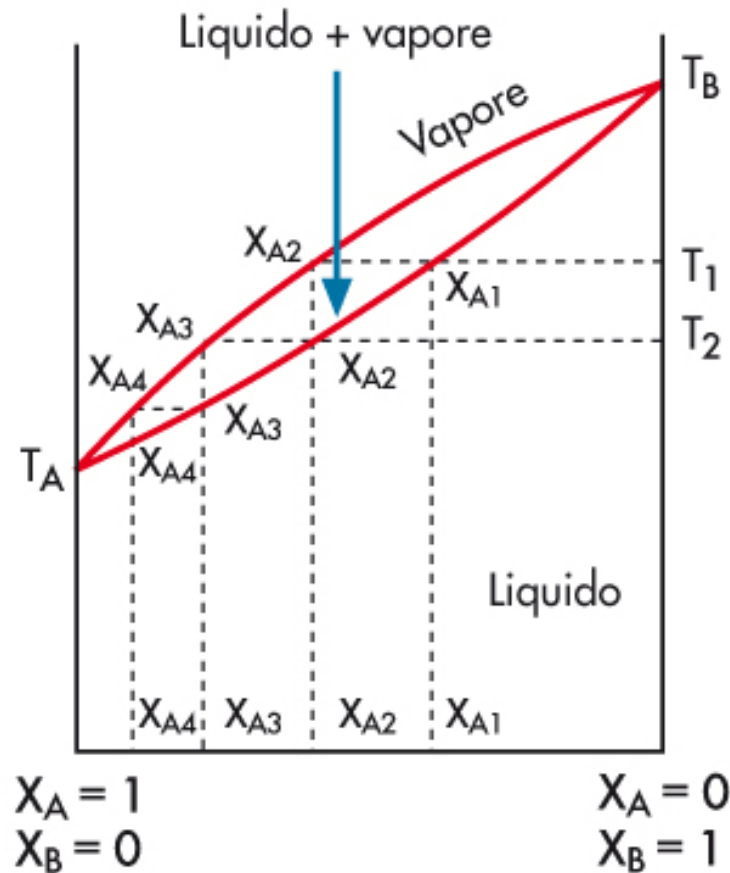
$$\begin{aligned} P_2 &= P_A + P_B = P_A^0 X'_A + P_B^0 X'_B = \\ &= 500 \cdot 0.82 + 250 \cdot 0.18 = 455 \text{ torr} \end{aligned}$$

$$X'_A = \frac{P_A}{P} = \frac{500 \cdot 0.82}{455} = 0.90 \quad X'_B = 0.10$$

# Legge di Raoult – Soluzioni ideali



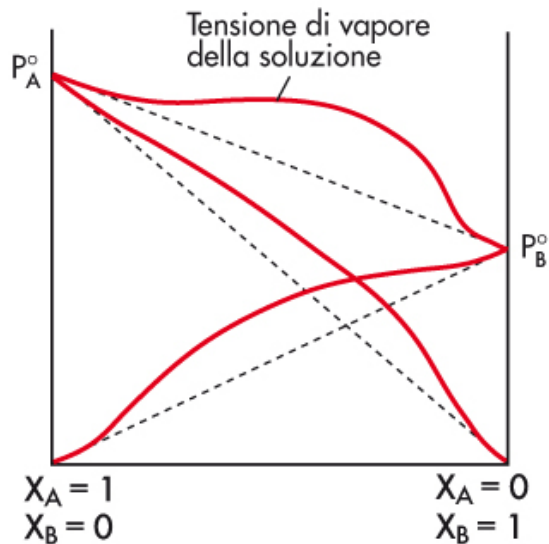
# Legge di Raoult – Soluzioni ideali



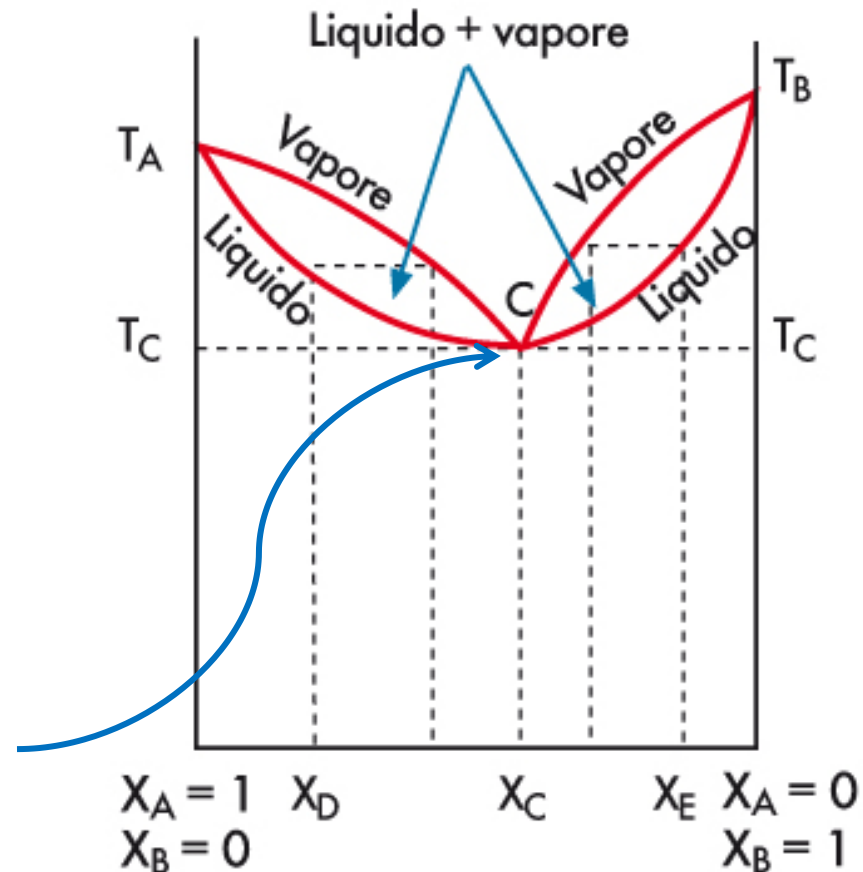
# Legge di Raoult – Soluzioni reali

## *Deviazioni positive*

Quando  $\Delta H_{\text{sol}} > 0$



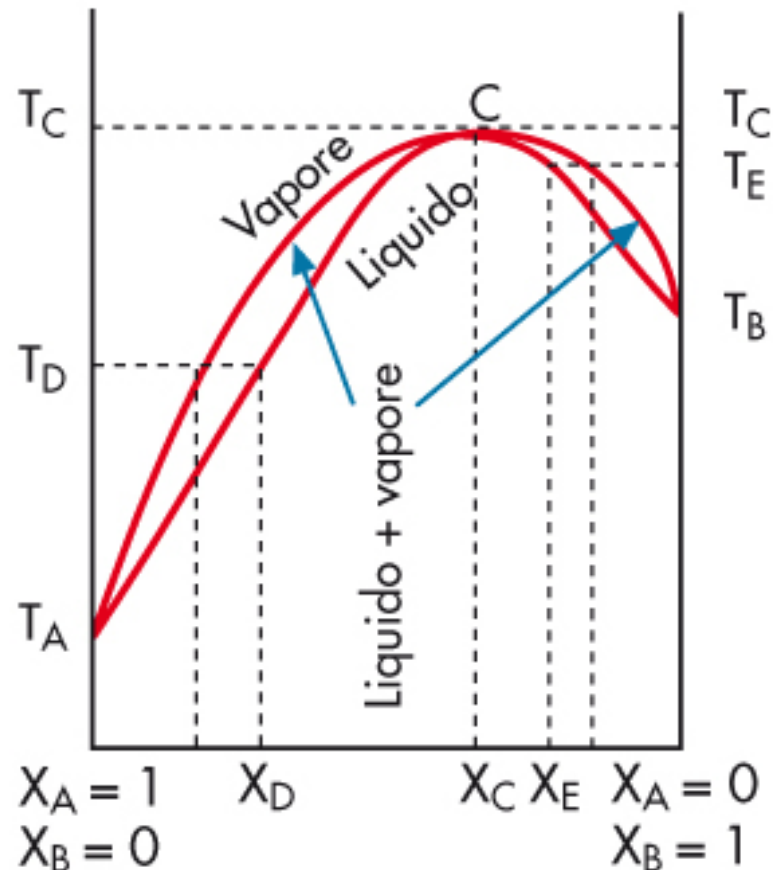
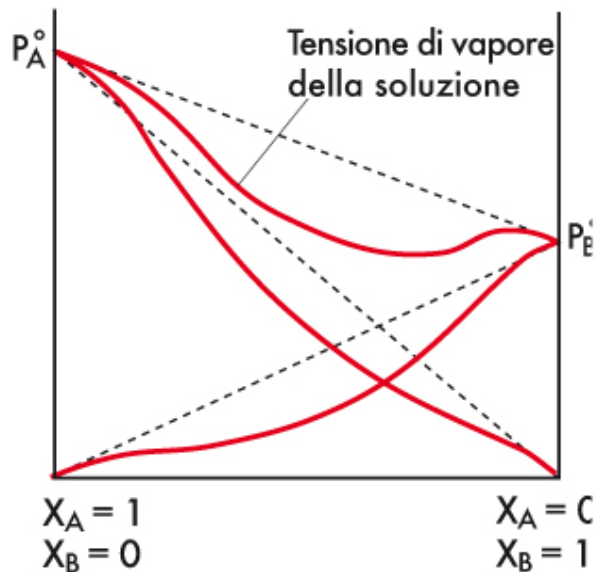
La composizione  $X_C$  del punto C è detta **composizione azeotropica**



# Legge di Raoult – Soluzioni reali

## *Deviazioni negative*

Quando  $\Delta H_{\text{sol}} < 0$



# Proprietà colligative

Nel caso di soluti non volatili  $P_B^o$  è trascurabile rispetto a  $P_A^o$  e la legge di Raoult prende la forma:

$$P = x_A P_A^o$$

Dal momento che  $x_A + x_B = 1$  si può scrivere

$$P = P_A^o (1 - x_B) = P_A^o - P_A^o x_B$$

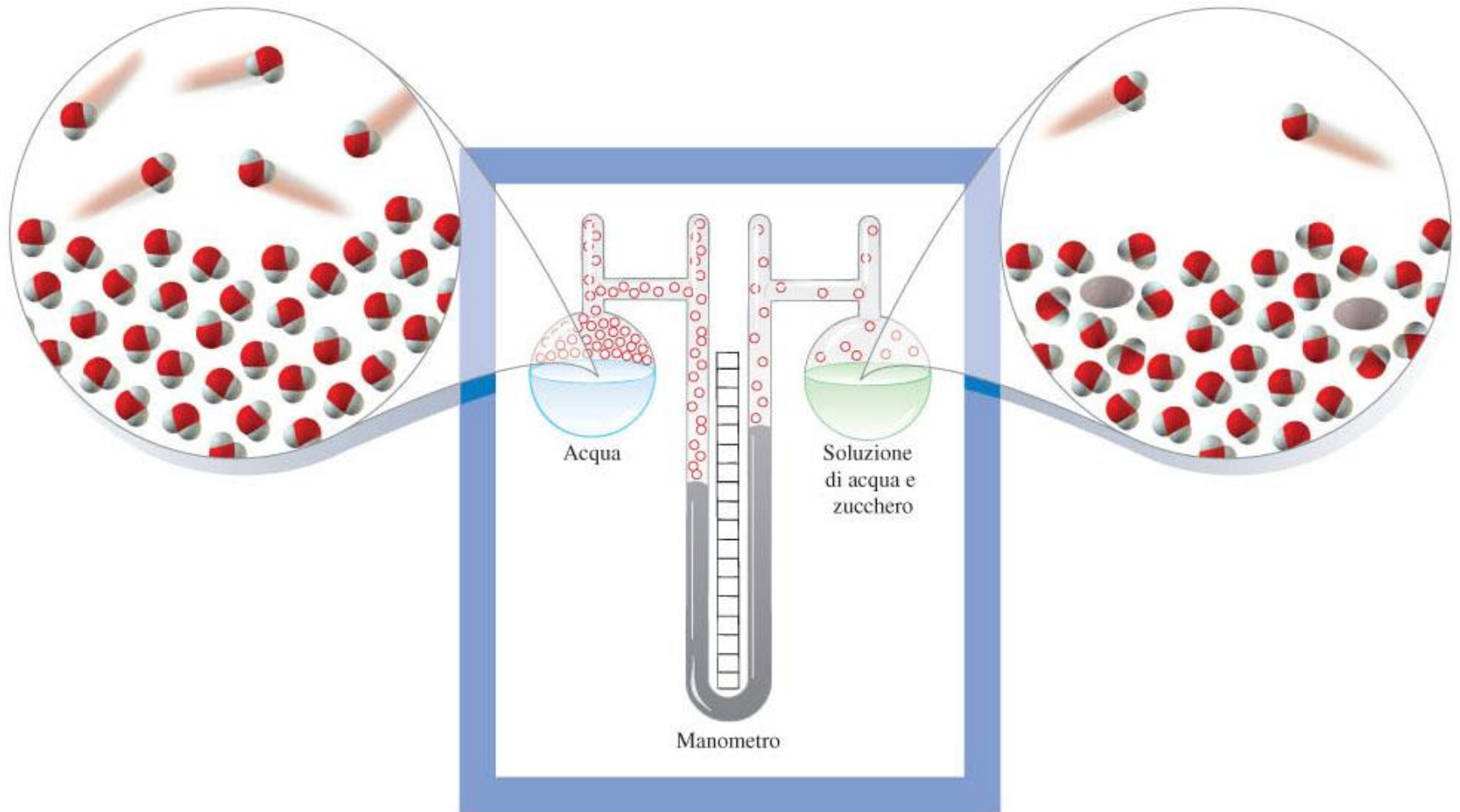
Da cui

$$\frac{P_A^o - P}{P_A^o} = \frac{\Delta P}{P_A^o} = x_B \quad \text{Abbassamento relativo della tensione di vapore}$$

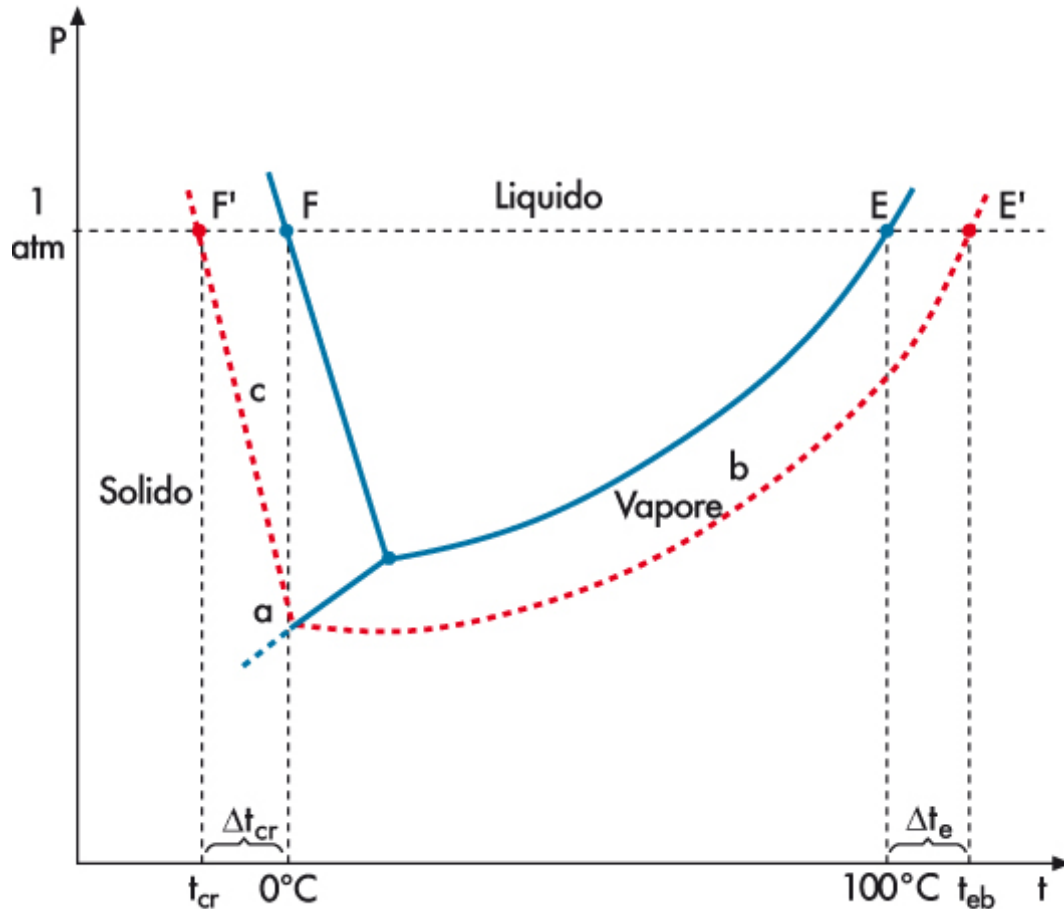
Dipende solo dalla quantità di soluto presente in soluzione

# Proprietà colligative

## *Abbassamento della tensione di vapore*



# Proprietà colligative



**Innalzamento ebullioscopico**

$$\Delta T_{eb} = k_{eb} m$$

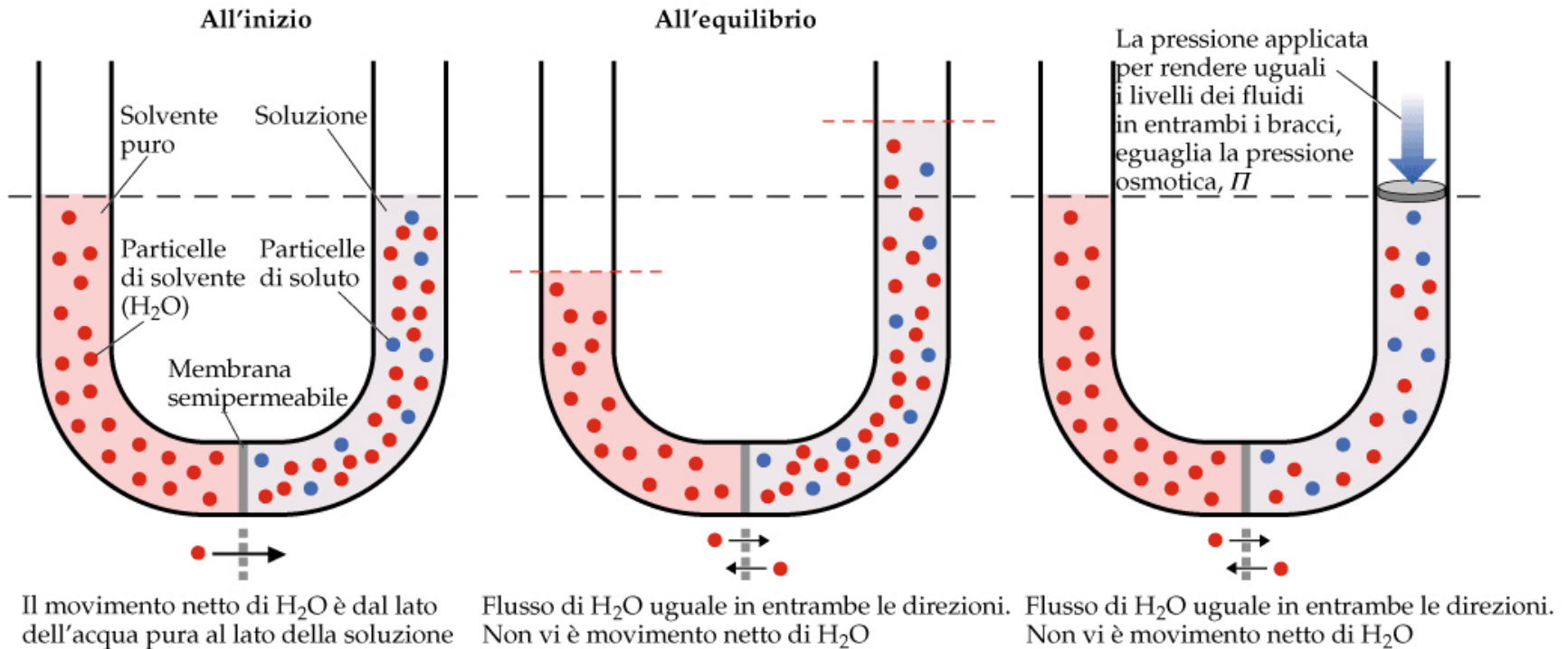
**Abbassamento crioscopico**

$$\Delta T_{cr} = k_{cr} m$$

$$k = [^{\circ}\text{C} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{Kg}]$$



# Proprietà colligative



Pressione osmotica

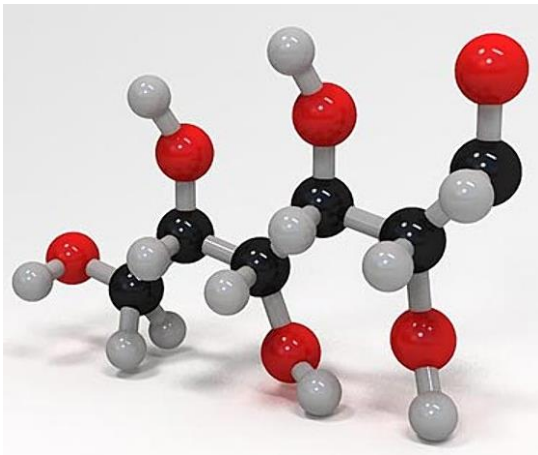
$$\pi = MRT$$

# Proprietà colligative

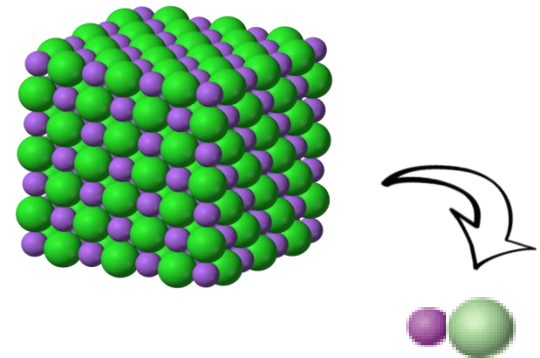
## Soluzioni di elettroliti e non elettroliti

Le proprietà colligative dipendono SOLO dal NUMERO DI PARTICELLE in soluzione e non dalla loro natura

*Eppure...*



Glucosio -  $C_6H_{12}O_6$



Cloruro di sodio - NaCl

*Soluzione 0.1m*

$\Delta T_{cr NaCl}$  circa il doppio di  $\Delta T_{cr glucosio}$

# Proprietà colligative

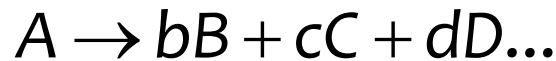
## *Soluzioni di elettroliti e non elettroliti*

In soluzione NaCl si dissocia completamente nei suoi ioni:



Per ogni mole di NaCl ci sono 2 moli di particelle in soluzione!

**In generale, dato**



**Si può definire il grado di dissociazione  $\alpha$  la frazione di moli che ha subito dissociazione**

$$\alpha = \frac{n_{\text{mol(dissociate)}}^{\circ}}{n_{\text{mol(iniziali)}}^{\circ}} \quad 0 \leq \alpha \leq 1$$

$$\alpha=0$$

Non elettrolita  
(indissociato)

$$0 < \alpha < 1$$

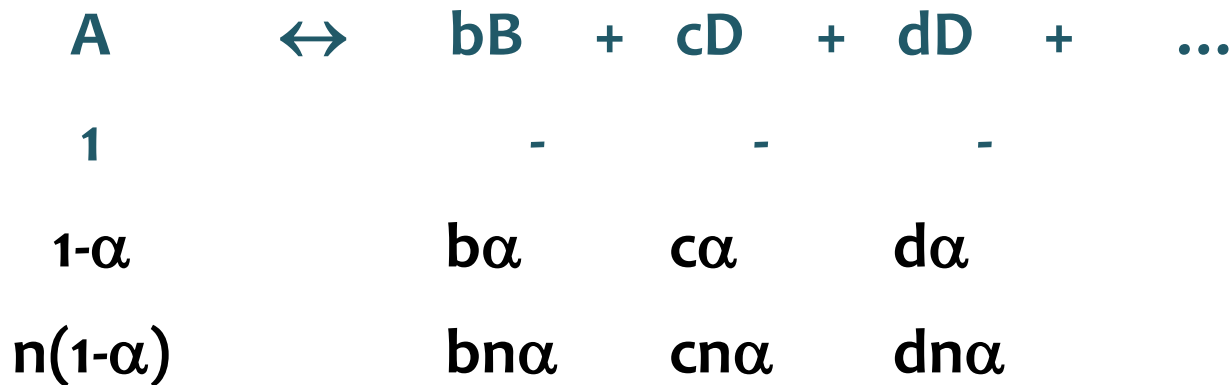
Elettrolita debole  
(parzialmente dissociato)

$$\alpha=1$$

Elettrolita forte  
(completamente dissociato)

# Proprietà colligative

## *Soluzioni di elettroliti e non elettroliti*



Il numero totale delle particelle sarà

$$\begin{aligned}
 N_{\text{tot}} &= n - n\alpha + bn\alpha + cn\alpha + dn\alpha = \\
 &= n[1 + \alpha(b + c + d - 1)] = \\
 &= n[1 + \alpha(\nu - 1)] \\
 &[1 + \alpha(\nu - 1)] \quad \text{Binomio di Van't Hoff}
 \end{aligned}$$

# Proprietà colligative

## *Soluzioni di elettroliti e non elettroliti*

Le espressioni delle proprietà colligative diventano allora:

$$\frac{P^{\circ} - P}{P^{\circ}} = x_{\text{soluto}} [1 + \alpha(\nu - 1)]$$

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} m [1 + \alpha(\nu - 1)]$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m [1 + \alpha(\nu - 1)]$$

$$\pi = MRT [1 + \alpha(\nu - 1)]$$

# Curve di raffreddamento



# Regola delle fasi

La **varianza**  $v$  definisce il numero di gradi di libertà di un sistema all'equilibrio ed è data da

$$v = c + 2 - f$$

Dove

- $c$  numero di componenti indipendenti
- $f$  numero di fasi presenti
- 2 rappresenta le variabili  $P$  e  $T$

Per sistemi isobari o isocori

$$v = c + 1 - f$$

# Regola delle fasi

## Curva di raffreddamento di una soluzione

