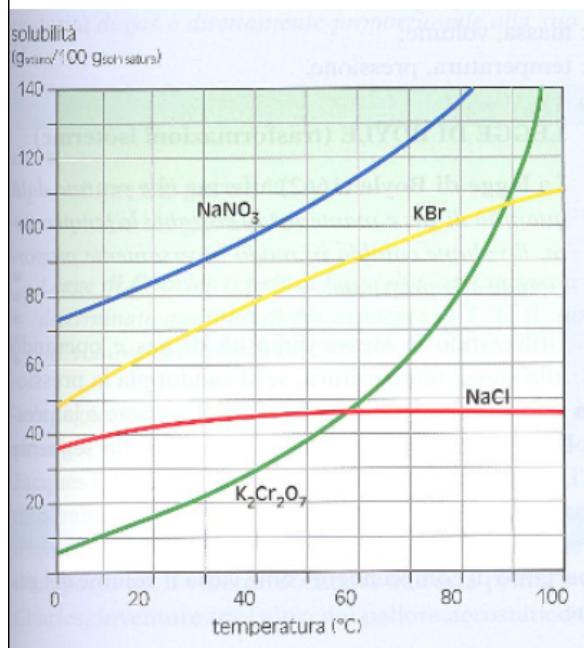


Comportamento dei gas e delle soluzioni

4

Il termine **gas** venne coniato agli inizi del '600 dal medico e chimico fiammingo **Jan Baptiste van Helmont** (1577–1644), tra i primi a studiare in modo scientifico le caratteristiche di tale tipo di sostanze; egli analizzò in particolare il gas che si sviluppa nella combustione del legno, cui dette il nome di **gas silvestre** ciò che noi oggi chiamiamo *anidride carbonica*. Van

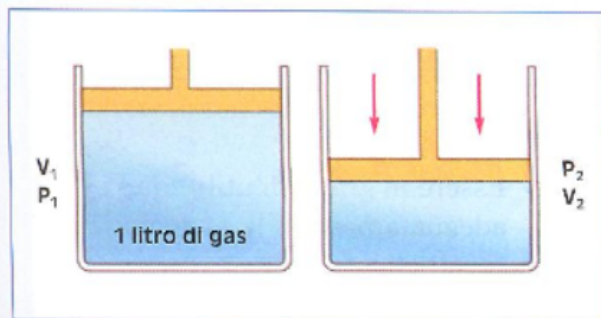


COMPETENZE

- Essere in grado di utilizzare adeguatamente il linguaggio specifico
- Riconoscere le proprietà dei gas e applicare le leggi che li governano
- Riconoscere le proprietà delle soluzioni
- Saper fare semplici calcoli stechiometrici con le leggi che governano i gas e le soluzioni

CONOSCENZE

- Leggi generali dei gas
- Legge di Boyle
- Legge di Charles o prima legge di Gay-Lussac
- Seconda legge di Gay-Lussac
- Equazione di stato dei gas
- Legge delle pressioni parziali
- Proprietà delle soluzioni
- Tensione di vapore
- Proprietà colligative delle soluzioni
- Il punto triplo dell'acqua

**LEGGE DI BOYLE (trasformazioni isoterme)**

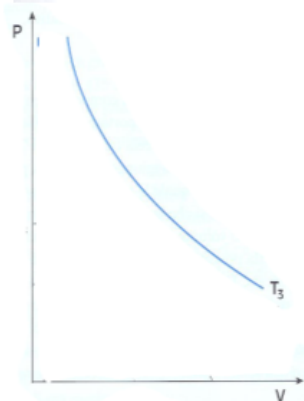
La **legge di Boyle** (1662) afferma che *per una data quantità di gas e mantenendo costante la temperatura, il volume cambia in modo inversamente proporzionale alla pressione.*

Utilizzando la stessa quantità di gas e operando alla stessa temperatura, se si raddoppia la pressione

il volume si dimezza e – viceversa – se si raddoppia il volume è la pressione a dimezzarsi. La legge può dunque essere espressa con la seguente equazione:

$$P \cdot V = k \quad \text{isoterma}$$

significa: a temperatura costante
(contenitore a volume variabile
che scambia energia con l'ambiente)



$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

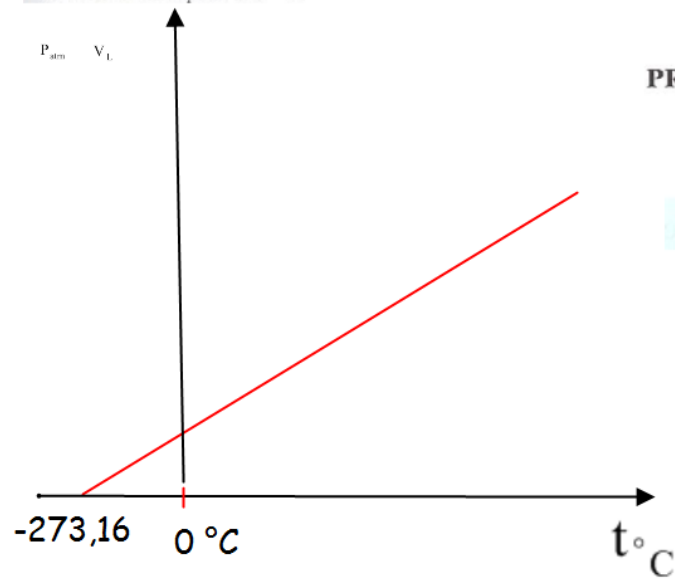
► **Esercizio guidato:**

Se 1 l di un gas ideale che inizialmente ha la pressione di 1 atm viene compresso fino a 2 atm, quale sarà il suo volume?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = P_1 \cdot V_1 / P_2 = 1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ l} / 2 \text{ atm} = 0,5 \text{ l}$$

Legge di Charles o **prima legge di Gay-Lussac**: a pressione costante, quando la temperatura di una determinata quantità di gas aumenta di 1 °C, il suo volume aumenta di una quantità uguale a 1/273 del volume occupato a 0 °C.



.. 73 ..

PRIMA LEGGE DI GAY-LUSSAC**isobara**

significa: a pressione costante

(es.: gas in contenitore a volume variabile)
(come una siringa)

$$V_1 = V_0 (1 + t/273)$$

dove:

V₁ = volume del gas a t °C;V₀ = volume del gas a 0 °C.

.. 74 ..

isocorasignifica: a volume costante
(es.: gas in bombola)**Seconda legge di Gay-Lussac:**

per ogni grado centigrado di incremento della temperatura la pressione aumenta di 1/273 del suo valore a 0 °C, mentre diminuisce con la stessa modalità per ogni decremento di un grado centigrado.

$$P = P_0 (1 + 1/273 t)$$

$$P_1 = P_0 + P_0 * \frac{t}{273}$$

$$V_1 = V_0 + V_0 * \frac{t}{273}$$

EQUAZIONE DI STATO DEI GAS

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

in cui P rappresenta la pressione, V il volume, n il numero di moli, T la temperatura assoluta e R la costante universale dei gas che dipende dalle unità di misura usate per le variabili.

$$R = 0.082 \text{ dm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad R = 8.3143 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

quando una certa massa di gas ha subito una trasformazione dallo stato iniziale 1 allo stato finale 2,

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

per convertire la temperatura da t a T (da Celsius a Kelvin) $T \text{ K} = 273 + t \text{ }^\circ\text{C}$

per convertire la temperatura da T a t (da Kelvin a Celsius) $t \text{ }^\circ\text{C} = T \text{ K} - 273$

4 Comportamento dei gas e delle soluzioni

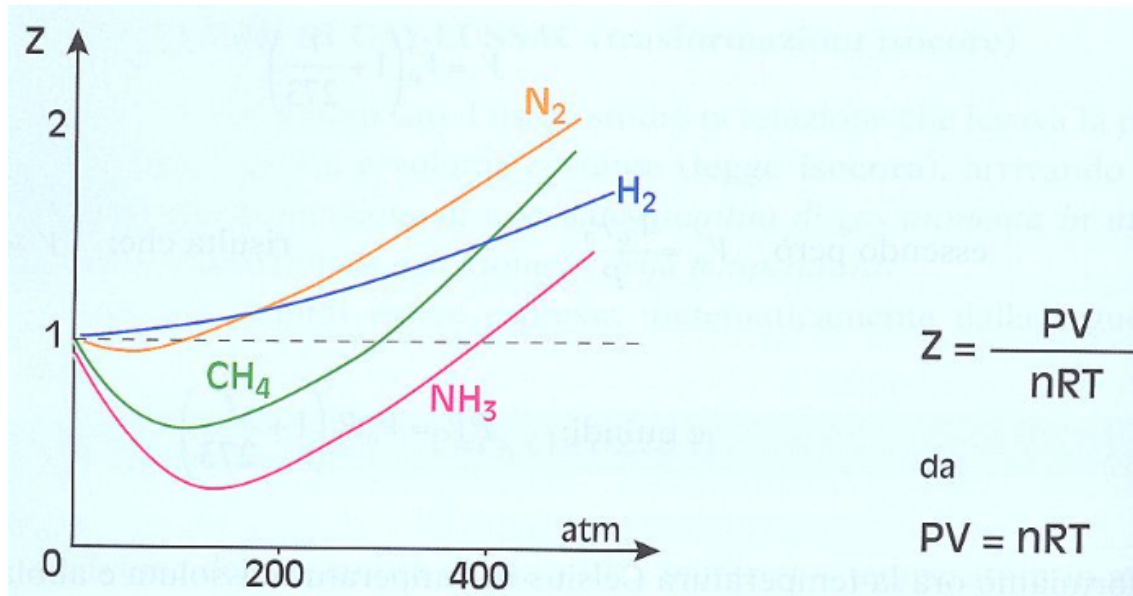
76

gas ideale o perfetto $Z = 1$

$Z \neq 1$
gas reale

 $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

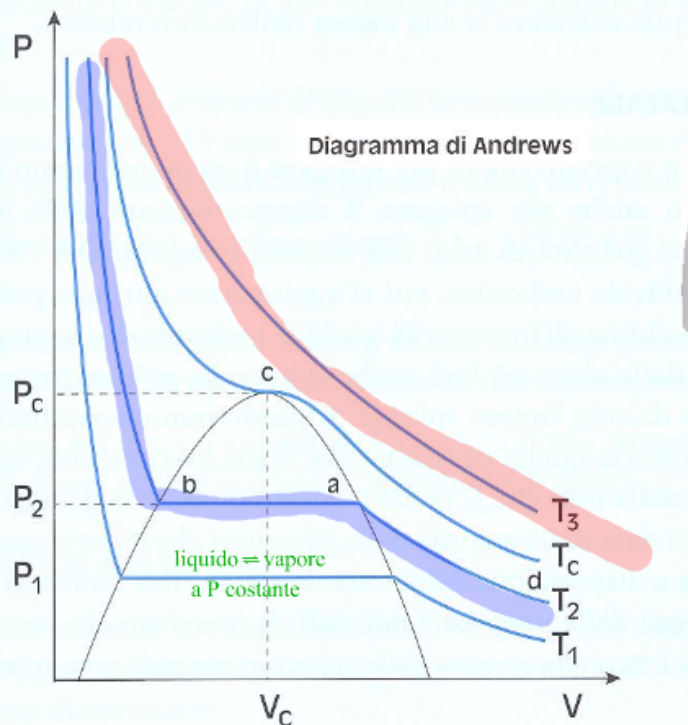
Tutti i gas reali si comportano in modo anomalo, ma tendono all'ideale quando P tende a 0 e quando la loro T è alta.



$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

da

$$PV = nRT$$



La **tensione di vapore** o *pressione di vapore* è la pressione che le molecole del vapore esercitano sul liquido sottostante e sulle pareti che lo contengono.

Ad ogni temperatura, ogni liquido ha una sua pressione di vapore

diminuendo il volume (ovvero, comprimendo il gas) a T costante

- quando $T > T_c$ (la temperatura critica) aumenta la pressione del **gas**
- quando $T < T_c$ raggiunta la P del punto "a" (detta "tensione di vapore" a quella T) avviene la liquefazione (si ha l'equilibrio liquido-**vapore**)



LEGGE DELLE PRESSIONI PARZIALI

quella pressione che il gas eserciterebbe se occupasse da solo l'intero volume a disposizione della miscela.

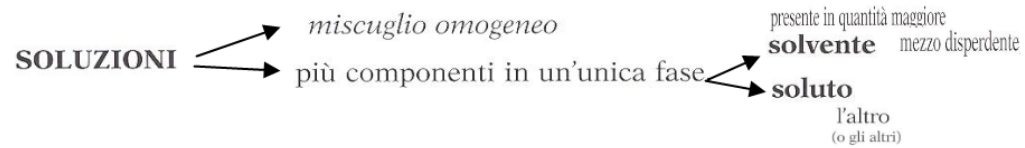
$$P_{\text{misc}_n} = \sum_{i=1}^n P_i$$

$$P_{\text{tot}_{\text{misc}_3}} = \sum_{i=1}^3 P_i = P_1 + P_2 + P_3$$

$$P_{\text{tot}_{\text{misc}_{a+b+c}}} = P_a + P_b + P_c$$

nel 1807 da **Dalton** nella sua *legge delle pressioni parziali*: la pressione che una miscela di gas esercita sulle pareti del suo recipiente è pari alla somma delle pressioni parziali esercitate da ciascun gas della miscela stessa.

$$P_{\text{aria}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{N}_2} + P_{\text{CO}_2}$$



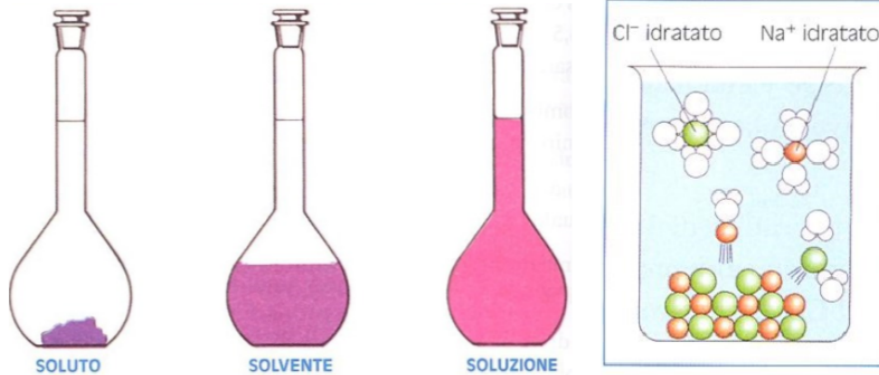
FASE	DESCRIZIONE	ESEMPIO
Soluzioni gassose	Miscela di gas in cui soluto e solvente non sono distinguibili	Aria, gas naturale
Soluzioni liquide	Liquidi in cui si trovano disciolti gas, liquidi o solidi	Acqua di mare, bevande gassate, vino
Soluzioni solide	Solidi che contengono disciolti altri solidi	Leghe metalliche (bronzo, ottone, acciaio)

Esistono $\left\{ \begin{array}{l} \text{solventi polari,} \\ \text{solventi non polari,} \end{array} \right.$

es.: acqua; alcool; acetone
 es.: nafta; benzina; olio (lubrificante); "olio" (vegetale)

il simile scioglie il simile
 (l'olio si scioglie in benzina e non in acqua)

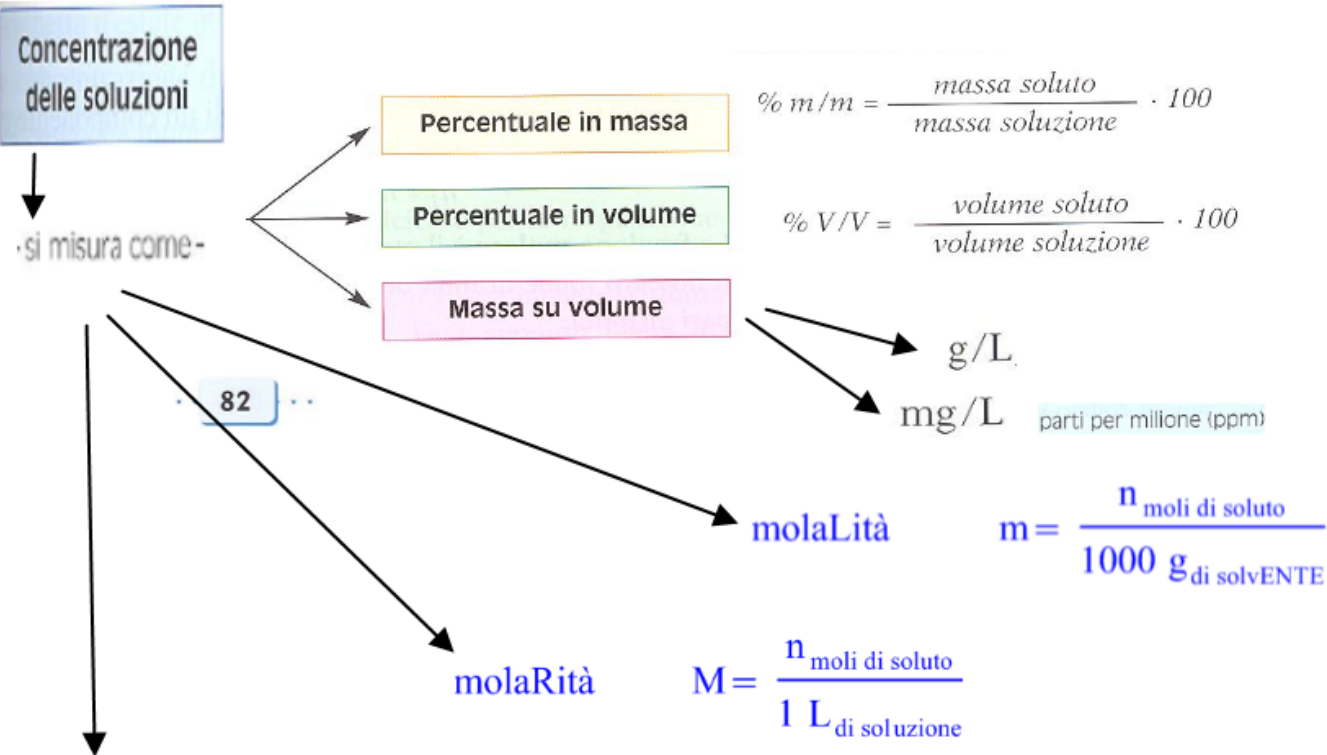
I solventi polari e non polari sono immiscibili tra loro



Nella dissoluzione del NaCl in acqua gli ioni Na^+ e Cl^- si dicono idratati.

4 Comportamento dei gas e delle soluzioni

81



La **frazione molare** è il rapporto fra il numero di moli di un componente e il numero totale di moli della soluzione. La somma delle frazioni molari è pari all'unità.

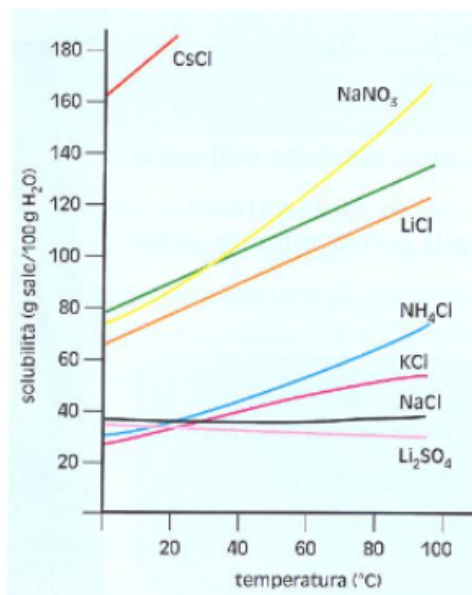
$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad \text{frazione molare del solvente}$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad \text{frazione molare del soluto}$$

4 Comportamento dei gas e delle soluzioni ... 82 ...

Una soluzione si dice **saturo** quando il soluto ha raggiunto, a una certa temperatura, la massima concentrazione possibile.

Curve di solubilità
in funzione
della temperatura
per alcuni sali.



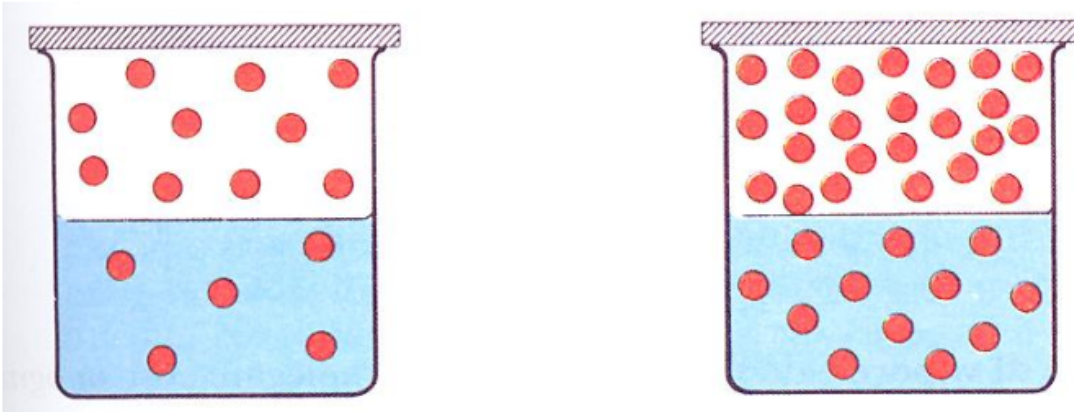
Si definisce **solubilità** di una sostanza la *massima quantità della stessa sostanza, espressa in grammi, che si scioglie in 100 g (o 100 ml, a seconda dei casi) di un certo solvente ad una determinata temperatura.*



4 Comportamento dei gas e delle soluzioni**legge di Henry:**

.. 83 ..

un gas che esercita una pressione sulla superficie di un liquido, vi entra in soluzione finché avrà raggiunto in quel liquido la stessa pressione che esercita sopra di esso.



La solubilità di un gas
in un liquido è
proporzionale alla
pressione parziale del gas
(legge di Henry).



PROPRIETÀ COLLIGATIVE ... delle soluzioni

- 1) abbassamento della tensione di vapore
- 2) innalzamento ebullioscopico
- 3) abbassamento crioscopico
- 4) pressione osmotica



1) abbassamento della tensione di vapore

legge di Raoult

la tensione di vapore di una soluzione ideale (P_{sol}) è pari alla somma delle tensioni di vapore dei componenti, ciascuna moltiplicata per la rispettiva frazione molare nella fase liquida.

La tensione di vapore del soluto è trascurabile rispetto a quella del solvente.

per una soluzione
con un solo soluto

$$P_{soluzione} = P_{solvente} * X_i$$

↑
tensione di vapore
della soluzione
a quella temp.
↑
tensione di vapore
del solvente puro
a quella temp.
←
frazione molare
del solvente



PROPRIETÀ COLLIGATIVE

2) innalzamento ebullioscopico

$$T_{eb \text{ soluzione}} - T_{eb \text{ solvente}} = \Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

K_{eb} rappresenta la costante ebullioscopica molale del solvente

molaLità

$$m = \frac{n_{\text{moli di soluto}}}{1000 \text{ g di solvente}}$$

3) abbassamento crioscopico

$$T_c \text{ solvente} - T_c \text{ soluzione} = \Delta T_c = K_c \cdot m$$

K_c rappresenta la costante crioscopica molale del solvente.



PROPRIETÀ COLLIGATIVE

4) Pressione osmotica π

$$\pi V = nRT$$

dove

V il volume della soluzione

T la temperatura assoluta

R una costante che ha lo stesso
valore della costante dei gas
(0,0821 atm l/mol K)

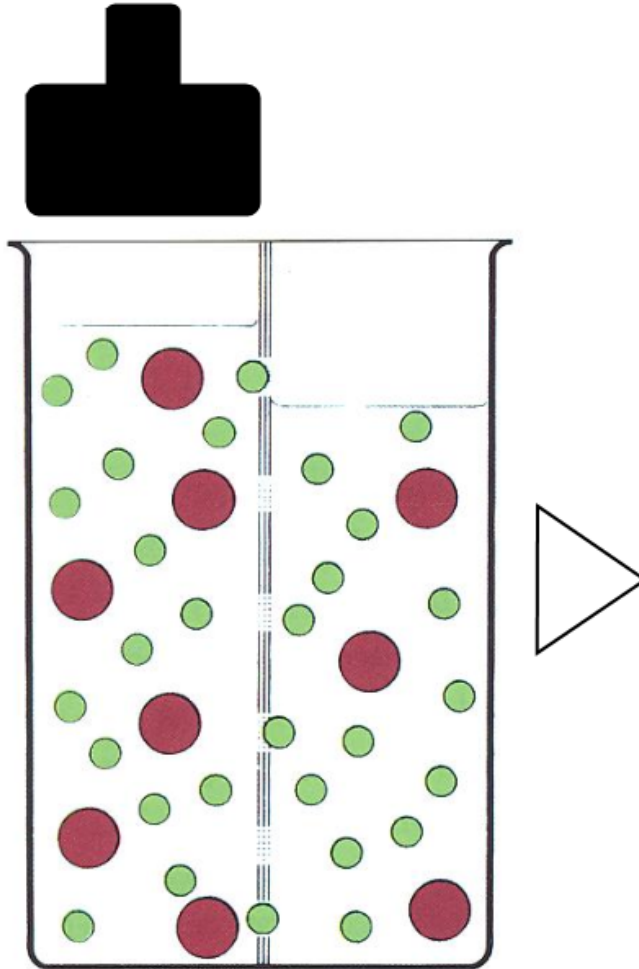




Diagramma di stato dell'acqua

Diagramma di stato dell'acqua (p/t).

Il diagramma non è in scala (dovrebbe essere molto più allungato verso l'alto, ma se così fosse, non sarebbe evidente la curvatura di TA verso temperature basse.

S = zona di esistenza della fase solida

L = zona di esistenza della fase liquida

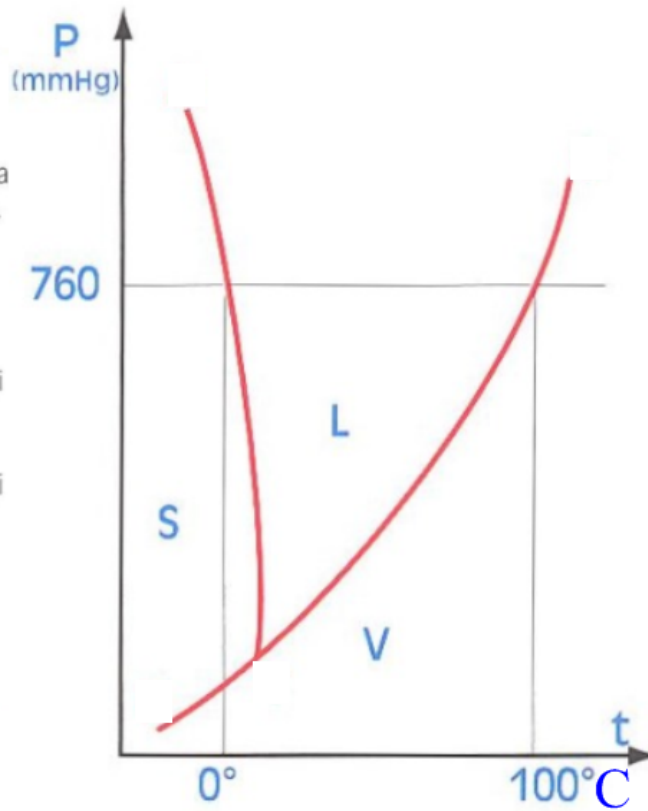
V = zona di esistenza della fase vapore

BT = curva di coesistenza delle fasi solido-vapore; corrisponde al processo di sublimazione

TC = curva di coesistenza delle fasi liquido-vapore; corrisponde ai processi di evaporazione-condensazione

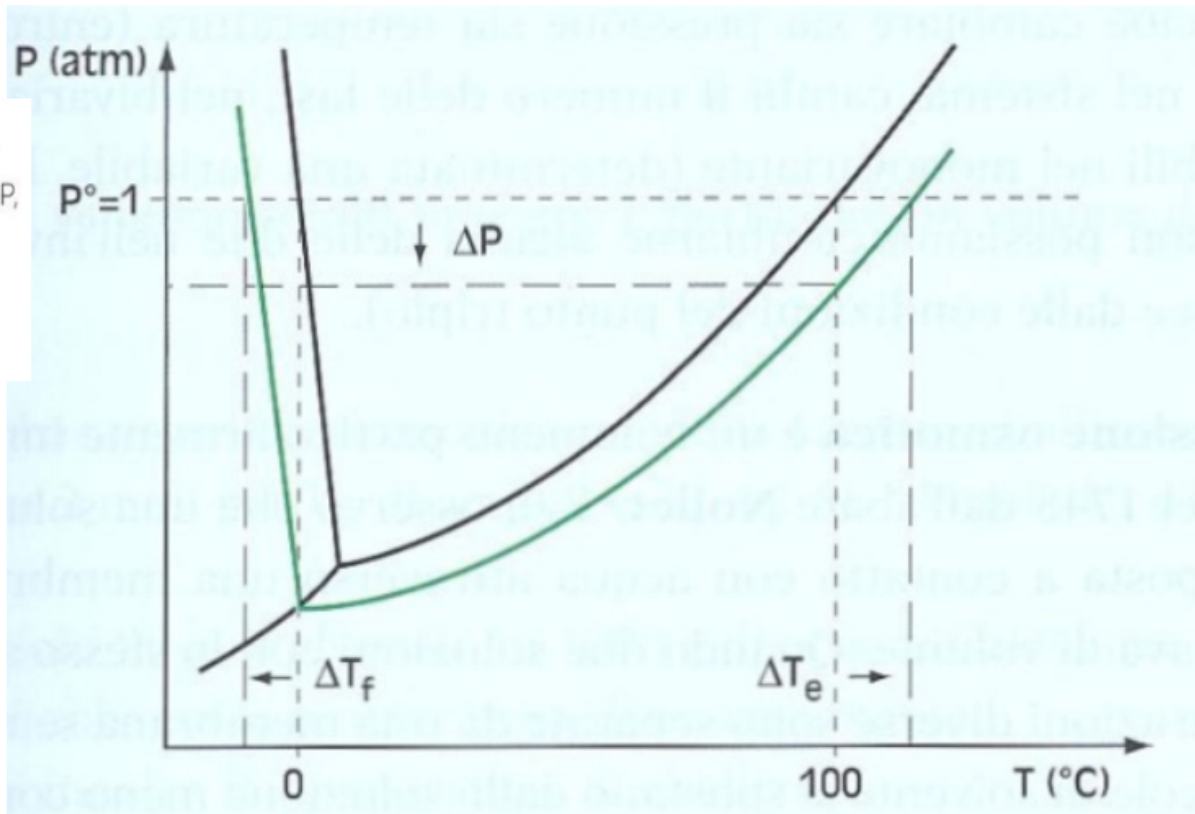
TA = curva di coesistenza delle fasi solido-liquido; corrisponde ai processi di fusione-solidificazione

T = punto triplo di coesistenza delle fasi solido-liquido-vapore



Diagrammi di stato dell'acqua (in nero) e di una soluzione acquosa (in verde).

Da notare
l'abbassamento della
tensione di vapore ΔP ,
l'abbassamento
crioscopico ΔT_f
e l'innalzamento
crioscopico ΔT_e .



RIEPILOGO ATTIVO

1. Quali sono le proprietà estensive ed intensive dello stato gassoso?
2. Qual è la differenza tra gas e vapori?
3. Che cosa afferma la legge di Boyle?
4. Che cosa afferma la legge di Charles?
5. Che cosa afferma la seconda legge di Gay-Lussac?
6. Scrivi l'equazione di stato dei gas e commentane il significato.
7. Che cosa afferma la legge delle pressioni parziali dei gas?
8. Come si definisce una soluzione? Riporta tre esempi.
9. Come si misura la concentrazione di una soluzione?
10. Che cosa sono le proprietà colligative di una soluzione?
11. Che cosa afferma la legge di Henry?
12. Che cosa afferma la legge di Raoult?
13. Come si può misurare l'abbassamento crioscopico di una soluzione?
14. Come si può misurare l'innalzamento ebullioscopico di una soluzione?