



LE SOLUZIONI

7.1 Le soluzioni

7.2 Proprietà solventi dell'acqua

7.3 Solubilità

7.4 La concentrazione nelle soluzioni

7.5 Le proprietà colligative

7.1 Le soluzioni

Si definisce soluzione una miscela omogenea di due o più sostanze in un'unica fase le cui percentuali non varino apprezzabilmente nel tempo.

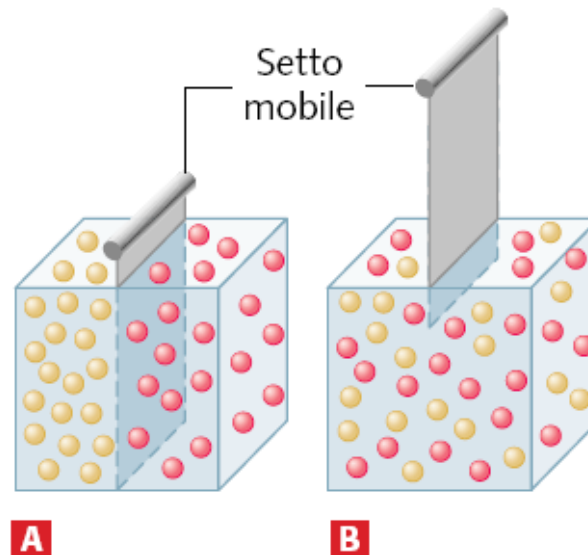
Per convenzione, il componente presente in quantità maggiore viene chiamato solvente; il componente presente in quantità minore prende il nome di soluto.

Quando i componenti si trovano in quantità pressoché uguali è difficile stabilire qual è il solvente e quale il soluto; in tal caso se il solvente e il soluto sono in fasi diverse la soluzione assume la fase del solvente.

7.1 Le soluzioni

Alcune sostanze si miscelano spontaneamente in assenza di barriere energetiche come i gas:

Quando due gas, inizialmente separati in due compartimenti diversi A), occupano improvvisamente lo stesso spazio B), si mescolano spontaneamente.



7.1 Le soluzioni

Un sistema tende spontaneamente verso lo stato più probabile.

La tendenza naturale a raggiungere lo stato più probabile spiega anche la formazione di soluzioni liquide.

Le forze di attrazione fra le particelle non sono importanti in fase gassosa ma diventano importanti nella formazione di soluzioni liquide.

Etanolo e acqua, in qualsiasi proporzione, formano una soluzione.

Queste due sostanze sono completamente miscibili.

Il benzene è insolubile in acqua.

Benzene e acqua sono immiscibili.

In sostanza, quando l'intensità delle attrazioni intermolecolari è simile nel soluto e nel solvente, le soluzioni possono formarsi facilmente

7.1 Esempi di soluzioni

Fase del solvente	Fase del soluto	Esempi
liquido	solido	Acqua e sale, acqua e zucchero, tintura di iodio
Liquido	liquido	Acqua e alcol, benzina e olio, aceto, grappa
liquido	gas	Acqua frizzante, bibita gassata
gas	gas	Aria, gas domestico
solido	solido	Leghe metalliche

7.2 Perché le sostanze si sciolgono

Nella formazione di una soluzione, le molecole di solvente circondano le molecole di soluto. Tale fenomeno è chiamato solvatazione ed è dovuto alle attrazioni che si esercitano tra solvente e soluto. Quando il solvente è l'acqua, la solvatazione prende il nome di idratazione.

Ad esempio sia l'etanolo che l'acqua sono molecole polari che formano legami idrogeno. Solvente e soluto sono "simili" e tendono a formare una soluzione.

Il benzene è non polare e molto diverso dall'acqua. Solvente e soluto sono "differenti" non si forma alcuna soluzione.

La capacità di un dato soluto di sciogliersi in un solvente dipende da molti fattori tra cui i tipi di legame che si devono spezzare nel soluto e nel solvente e quelli che si possono formare nella soluzione.

Il principio è che «*il simile scioglie il suo simile*» e ciò significa che un solvente polare scioglie un soluto polare ed un solvente apolare scioglie un soluto apolare.

I composti molecolari, per esempio lo zucchero, formano soluzioni acquose perché l'acqua rompe i legami deboli tra le molecole di soluto; tali molecole, elettricamente neutre, si disperdono nell'acqua. Le soluzioni acquose di composti molecolari non conducono la corrente elettrica

I composti polari, come l'acido cloridrico HCl e tutti gli altri acidi, formano soluzioni in cui il dipolo dell'acqua rompe i legami covalenti polari tra gli atomi che costituiscono la molecola. Questo fenomeno, chiamato ionizzazione, provoca la formazione di ioni che consentono alla soluzione di condurre l'elettricità

I composti ionici, come NaCl, posti in acqua, liberano ioni positivi e negativi a causa dell'azione delle molecole d'acqua, che interferiscono con il legame ionico separando gli ioni di carica opposta già presenti nel solido. Le soluzioni che si ottengono conducono elettricità. Questo processo viene chiamato dissociazione. In ambiente acquoso, gli ioni che si originano dalla dissociazione o dalla ionizzazione vengono circondati dalle molecole d'acqua; esse si orientano in modo da rivolgere la parziale carica positiva presente sugli atomi di idrogeno verso lo ione negativo e la parziale carica negativa verso gli ioni positivi. In questo stato, gli ioni di definiscono idratati

7.2 Proprietà solventi dell'acqua

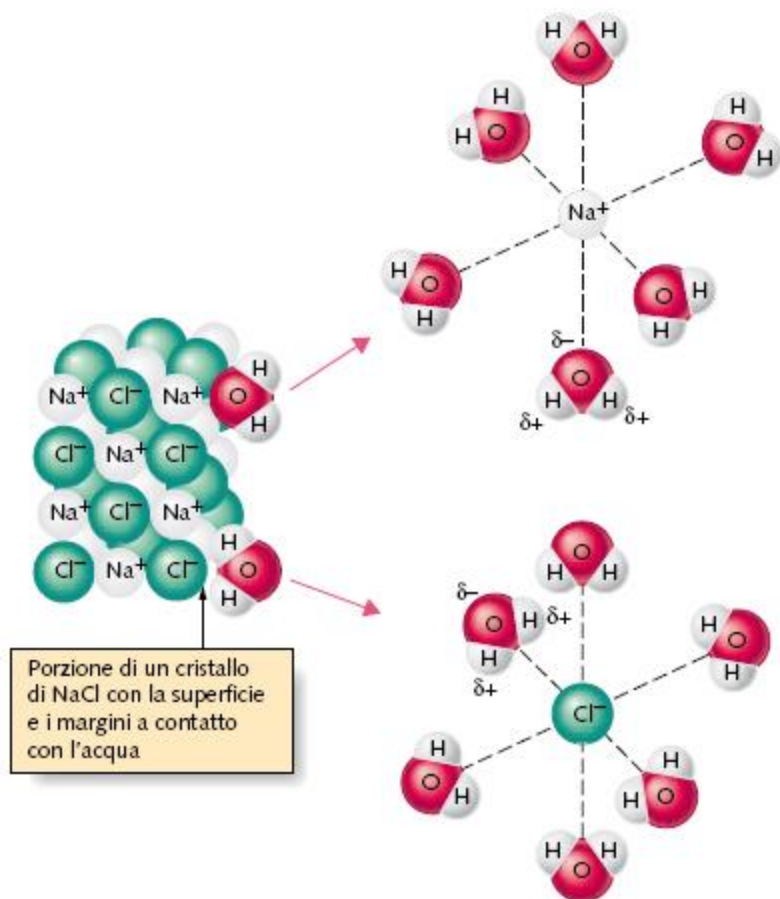
I principi di base rimangono gli stessi se consideriamo le soluzioni dei solidi nei liquidi.

Per esempio il cloruro di sodio si scioglie quando viene messo in acqua.

Gli ioni sodio e gli ioni cloro vengono completamente circondati da molecole di acqua ovvero vengono idratati.

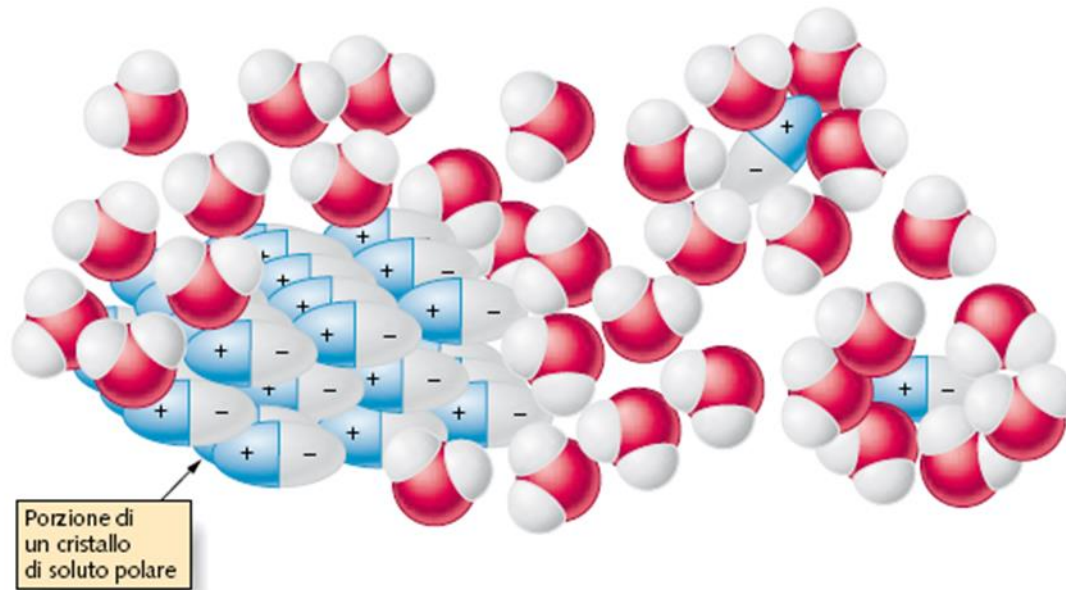
Il termine generale che indica che la particella di soluto è stata circondata dalle molecole del solvente è solvatazione.

7.2 Proprietà solventi dell'acqua



Prima che la soluzione si formi, le molecole d'acqua subiscono un'attrazione reciproca; anche gli ioni Na^+ e Cl^- nel cristallo sono attratti gli uni verso gli altri. Nella soluzione, le molecole d'acqua si dispongono attorno a ciascuno ione prendendo il posto degli ioni di carica opposta. L'attrazione fra le molecole d'acqua e gli ioni è più forte di quella fra le molecole d'acqua stesse.

7.2 Proprietà solventi dell'acqua



Un solido polare si scioglie in acqua perché le sue molecole sono attratte dalle molecole molto polari dell'acqua. Le molecole d'acqua si orientano in modo che le loro estremità positive si trovino vicine alle estremità negative dei dipoli del soluto e viceversa.

7.3 Solubilità: soluzioni sature

Se si aggiunge CuCl_2 solido ad un bicchiere pieno d'acqua, il sale inizierà a sciogliersi. La quantità di solido diminuisce e la concentrazione di ioni Cu^{2+} e Cl^- nella soluzione aumenta. Tuttavia se continuiamo ad aggiungere CuCl_2 raggiungeremo un punto in cui non sembra disciogliersi più altro CuCl_2 . Tutto il CuCl_2 solido aggiunto da questo momento in poi rimarrà semplicemente solido sul fondo del bicchiere. Si dice che tale soluzione è satura.

7.3 Solubilità: questioni energetiche

Il processo di formazione di una **soluzione** di un solido in un liquido, può essere rappresentato secondo un modello a due stadi.

Nel **primo stadio**, il soluto solido si separa nelle sue particelle costitutive secondo un processo che, da un punto di vista energetico, corrisponde alla sua vaporizzazione.

Nel **secondo stadio**, le particelle di soluto allo stato gassoso entrano in contatto col solvente e sono solvate.

L'energia totale assorbita o liberata, a pressione costante, quando un soluto si scioglie in un solvente per formare una soluzione è chiamata *entalpia molare* di dissoluzione, o più semplicemente **calore di dissoluzione**, ΔH_{sol} .

7.3 Solubilità: questioni energetiche

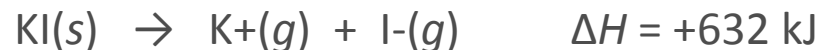


Nella realtà, una soluzione si forma direttamente come indicato dalla freccia in viola. La variazione di energia relativa al percorso diretto è pari alla somma algebrica degli stadi 1 e 2. L'entalpia è una *funzione di stato*, quindi una *variazione* di entalpia, come ΔH_{sol} , non dipende dal *modo* in cui il sistema passa da uno stato all'altro.

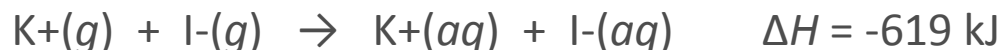
7.3 Solubilità: questioni energetiche

Consideriamo la **formazione di una soluzione acquosa** di ioduro di potassio.

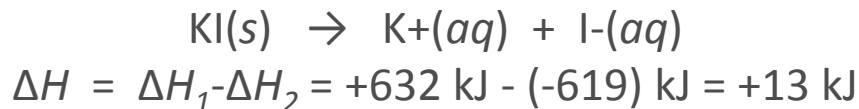
Energia reticolare di KI:



Energia di idratazione di KI:



L'*entalpia di dissoluzione* è la differenza fra l'energia assorbita nel primo stadio e l'energia liberata nel secondo.



La formazione di una soluzione acquosa di ioduro di potassio è quindi *endotermica*.

7.3 Fattori che influenzano la solubilità

La pressione e la temperatura sono due fattori esterni che possono incidere sulla solubilità. Entrambi influenzano la solubilità dei gas nei liquidi, mentre per la solubilità dei solidi nei liquidi, solamente la temperatura svolge un ruolo importante

Per comprendere come la temperatura può influenzare la solubilità possiamo fare riferimento al **principio di Le Châtelier**, il quale afferma che una variazione di uno dei fattori che controllano un equilibrio causa uno spostamento di quest'ultimo nella direzione che comporta una riduzione degli effetti della variazione.

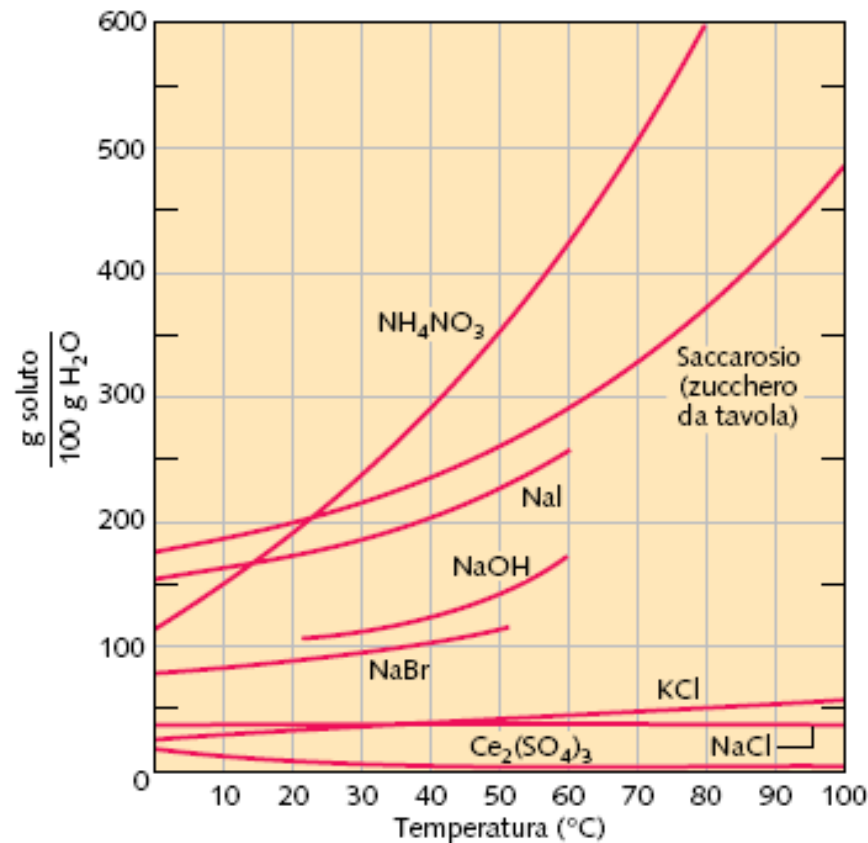
La solubilità di alcuni soluti aumenta con l'aumentare della temperatura. L'energia fornita sotto forma di calore viene assorbita nel processo di dissoluzione di una maggior quantità di soluto



La solubilità di alcuni soluti diminuisce con l'aumentare della temperatura. In questo caso deve essere liberata energia dalla soluzione satura per consentire la dissoluzione di una maggior quantità di soluto



7.3 Fattori che influenzano la solubilità



La maggior parte delle sostanze diviene più solubile all'aumentare della temperatura della soluzione. L'entità dell'aumento varia però considerevolmente da una sostanza all'altra.

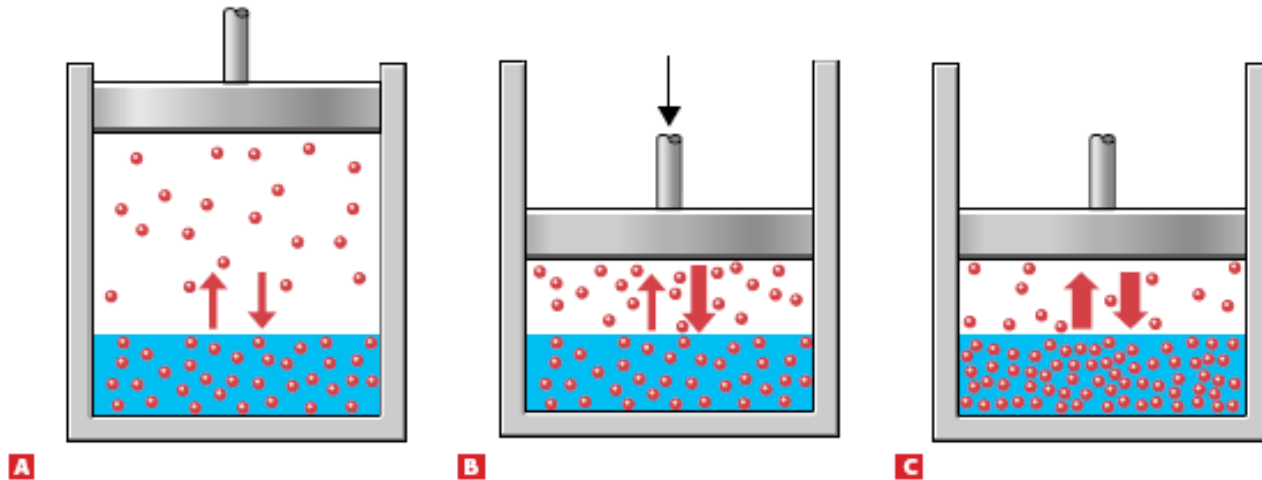
7.3 Fattori che influenzano la solubilità

La **solubilità dei gas in acqua** diminuisce con l'aumentare della temperatura.

Gas	Temperatura			
	0 °C	20 °C	50 °C	100 °C
Azoto, N ₂	0,0029	0,0019	0,0012	0
Ossigeno, O ₂	0,0069	0,0043	0,0027	0
Diossido di carbonio, CO ₂	0,335	0,169	0,076	0
Diossido di zolfo, SO ₂	22,8	10,6	4,3	1,8 ^b
Ammoniaca, NH ₃	89,9	51,8	28,4	7,4 ^c

7.3 Fattori che influenzano la solubilità

La solubilità dei gas è maggiore a basse temperature e a pressioni elevate



A) Per ogni valore di pressione si stabilisce un equilibrio fra la fase di vapore e la soluzione. B) Un aumento della pressione determina una perturbazione dell'equilibrio. Il numero di molecole di gas che si scioglie in soluzione è maggiore di quello delle molecole che si liberano dalla soluzione. C) Si è disciolta una maggior quantità di gas e l'equilibrio viene ripristinato.

7.3 La legge di Henry

La legge di Henry dice che la solubilità di un gas in un liquido è direttamente proporzionale alla pressione del gas

$$S_g = K_H \cdot P_g$$

dove S_g è la solubilità del gas

P_g è la pressione parziale del soluto gassoso

K_H è una costante della legge di Henry, una costante caratteristica del soluto e del solvente.

Le bibite analcoliche gassate costituiscono un buon esempio di applicazione della legge di Henry. Esse sono imbottigliate sotto pressione in un ambiente di biossido di carbonio gassoso, una parte del quale si scioglie nella bevanda. Quando la lattina o la bibita viene aperta, la pressione parziale di CO₂ al di sopra della soluzione diminuisce bruscamente, il che comporta una altrettanto brusca diminuzione della concentrazione di CO₂ nella soluzione ed il gas si libera sotto forma di bollicine

7.3 La legge di Henry

La legge di Henry ha importanti conseguenze nelle immersioni subacquee. Quando ci si immerge, la pressione dell'aria che si respira deve essere bilanciata rispetto alla pressione esterna dell'acqua. Nelle immersioni più in profondità, la pressione dei gas nelle bombole da sub deve essere molto più elevata e, di conseguenza, più gas si scioglie nel sangue.

Questo può provocare un problema. Se si risale troppo rapidamente, si può sperimentare una condizione potenzialmente mortale nota come male dei palombari in cui bolle di azoto si formano nel sangue perché la solubilità dell'azoto diminuisce al diminuire della pressione. Per prevenire il male del palombaro, i subacquei devono usare una miscela di ossigeno ed elio (piuttosto che ossigeno-azoto) perché l'elio non è solubile in mezzi acquosi come lo è l'azoto.

7.4 La concentrazione nelle soluzioni

La concentrazione di una soluzione è una proprietà intensiva, non dipende cioè dalla quantità di soluzione considerata (se si considera 1 L o 5 L di soluzione, la concentrazione è la stessa) e si trova espressa con unità fisiche o commerciali e con unità chimiche. Le soluzioni che contengono piccole quantità di soluto sono dette diluite, mentre quelle con elevate quantità di soluto sono dette concentrate. Diversi metodi permettono di esprimere le concentrazioni di una soluzione

7.4 La concentrazione nelle soluzioni (le concentrazioni percentuali)

La **concentrazione percentuale** indica i grammi di soluto presenti in 100 grammi di soluzione.

È spesso espressa come *percentuale in massa* (a volte detta *percentuale in peso*).

È indicata dal simbolo % (p/p).

$$\text{percentuale in massa} = \frac{\text{massa soluto}}{\text{massa soluzione}} \times 100\%$$

7.4 La concentrazione nelle soluzioni

I laboratori clinici spesso riportano le concentrazioni in **percentuale massa/volume**, indicata dal simbolo "% (p/v)"

$$\textit{percentuale} \frac{\textit{massa}}{\textit{volume}} = \frac{\textit{massa soluto (g)}}{\textit{volume soluzione (ml)}} \times 100\%$$

Le percentuali non sono altro che parti per cento.

Altre espressioni della concentrazione, sono le parti per milione (ppm) e le *parti per miliardo* (ppb):

- 1 ppm = 1 g di componente ogni 10⁶ g della miscela
- 1 ppb = 1 g di componente ogni 10⁹ g della miscela

7.4 La concentrazione nelle soluzioni (la concentrazione percentuale in volume)

È il volume di soluto, espresso in millilitri, sciolto in 100 mL di soluzione:

$$\%V/V = \frac{V_{\text{soluto}}(\text{mL})}{V_{\text{soluzione}}(\text{mL})} \cdot 100$$

Questo metodo è usato per esprimere la concentrazione di alcol etilico negli alcolici, per esempio nel vino. Se in etichetta leggiamo che il vino ha 5° (gradi alcolici) ciò significa che la concentrazione percentuale in volume dell'alcol etilico è pari a 5%V/V: cioè in 100mL di vino sono sciolti 5mL di alcol.

7.4 La concentrazione nelle soluzioni (la Molarità M)

La molarità è data dal rapporto tra il numero delle moli di soluto e il volume della soluzione, espresso in litri.

$$\text{Molarità} = M = \frac{n_{\text{soluto}} (\text{mol})}{V_{\text{soluzione}} (\text{L})}$$

Per calcolare la molarità troviamo prima il numero n di moli di soluto dividendo la massa del soluto per la sua massa molare M :

$$n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{\text{Massa Molare}_{\text{soluto}} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

La molarità è una unità di misura della concentrazione che dipende dalla temperatura: al variare della temperatura varia, infatti, anche il volume

7.4 La concentrazione nelle soluzioni (la molalità m)

La molalità esprime il numero di moli di soluto contenuto in 1000g di solvente. La concentrazione molale si indica con il simbolo m e si determina moltiplicando per 1000 il rapporto fra il numero di moli di soluto n e i grammi di solvente:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{grammi}_{\text{solvente}}} \cdot 1000$$

7.4 La concentrazione nelle soluzioni (la Normalità N)

La Normalità esprime il numero di equivalenti di soluto contenuto in un litro di soluzione e si indica con il simbolo N.

Il numero di equivalenti di una specie è dato dal rapporto tra la massa e il peso equivalente della specie stessa:

$$n. e. = \frac{m}{p. e.}$$

Il peso equivalente, detto anche grammo equivalente o semplicemente equivalente rappresenta la quantità, espressa in grammi, di una specie che, durante una reazione chimica, può combinarsi, sostituire, ossidare o ridurre, direttamente o indirettamente una mole di atomi di idrogeno.

Il peso equivalente di un ossidante o di un riducente, in una determinata reazione chimica, corrisponde al suo peso molecolare diviso per il numero di elettroni acquistati o perduti.

$$N = \frac{\text{numero equivalenti soluto}}{\text{Volume soluzione}}$$

7.4 La concentrazione nelle soluzioni: la diluizione

Diluire una soluzione significa aggiungere altro solvente alla soluzione stessa fino ad ottenere la molarità desiderata. Tenendo presente che, durante la diluizione, la quantità di soluto resta invariata, possiamo scrivere:

$$M_i V_i = M_f V_f$$

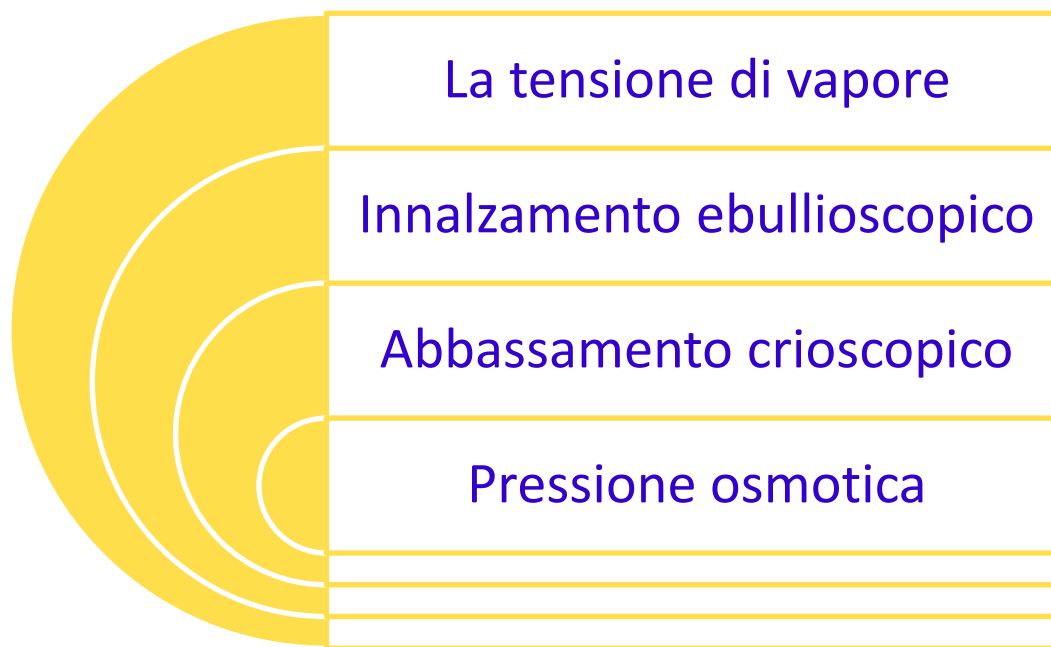
Dove M_i , V_i sono la molarità e il volume prima della diluizione, M_f e V_f sono la molarità e il volume dopo la diluizione.

L'aggiunta di solvente dal volume iniziale al volume finale comporta una diminuzione della concentrazione.

7.5 Le proprietà colligative: effetto del soluto sul solvente

Si chiamano colligative alcune proprietà delle soluzioni che dipendono dal numero di particelle di soluto disciolte e dalla natura del solvente. Le proprietà colligative non dipendono dalla natura del soluto.

Le più importanti sono:



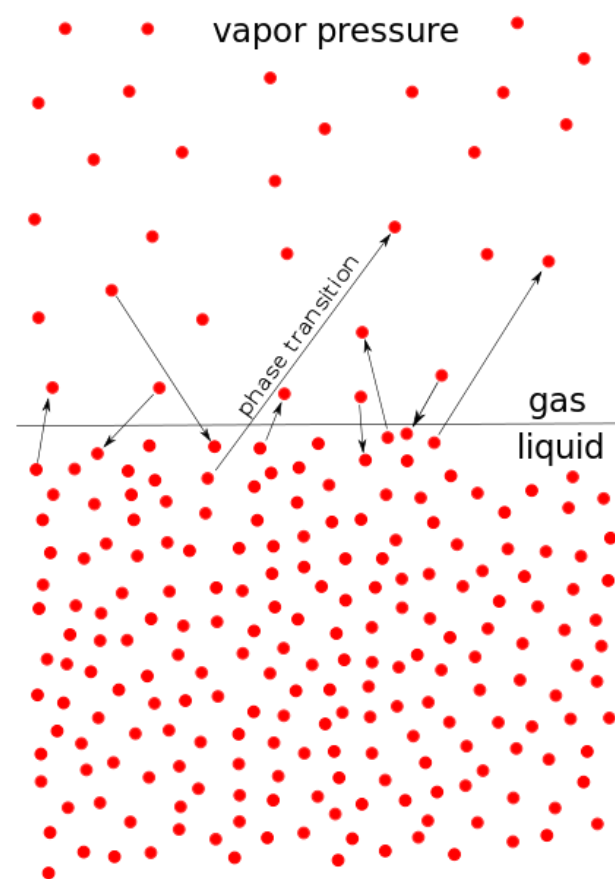
7.5 Le proprietà colligative: effetto del soluto sul solvente

Quando un soluto si scioglie in un solvente, le particelle del soluto si legano con le particelle del solvente. Questi legami modificano il comportamento della soluzione.

Ad esempio la tensione di vapore della soluzione è più bassa della tensione di vapore del solvente puro alla stessa temperatura: questo è dovuto al fatto che le molecole di solvente vengono trattenute dalle molecole di soluto grazie ai legami che si formano in soluzione.

Si ricorda che la **pressione di vapore** (o **tensione di vapore**) di una sostanza o di una miscela liquida è la pressione parziale del suo vapore quando si raggiunge l'equilibrio fra la fase liquida e quella aeriforme.

Essendo una pressione, nel Sistema Internazionale si misura in pascal.



7.5 Le proprietà colligative: tensione di vapore e legge di Raoult

La tensione di vapore all'equilibrio ad una certa temperatura è la pressione del vapore quando il liquido e il vapore sono in equilibrio. Quando si misura la tensione di vapore di un solvente su una soluzione a una certa temperatura, si osserva sperimentalmente che:

La tensione di vapore del solvente in fase gassosa è minore della tensione di vapore del solvente puro.

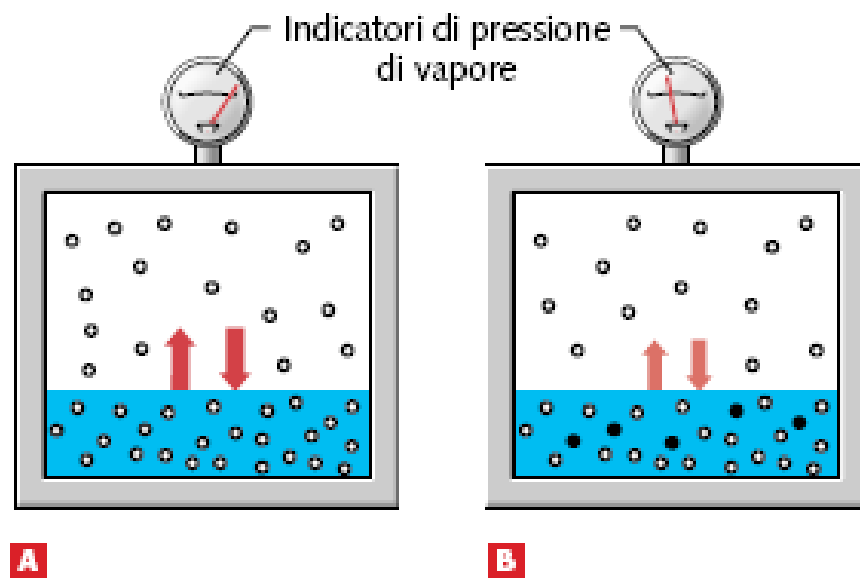
La tensione di vapore del solvente è proporzionale al numero relativo di molecole di solvente nella soluzione cioè alla frazione molare del solvente secondo l'equazione che prende il nome di legge di Raoult:

$$P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente}}^0$$

Questa equazione ci dice che la tensione di vapore del solvente sopra una soluzione

P_{solvente} è una frazione della tensione di vapore del solvente P_{solvente}^0

7.5 Le proprietà colligative: tensione di vapore e legge di Raoult



A) Equilibrio fra solvente puro e il suo vapore B) Nella soluzione il numero di molecole di solvente che può evaporare è più piccolo e la velocità di evaporazione è minore. All'equilibrio un minor numero di molecole di solvente è in fase di vapore e la pressione di vapore della soluzione è quindi più bassa di quella del solvente puro.

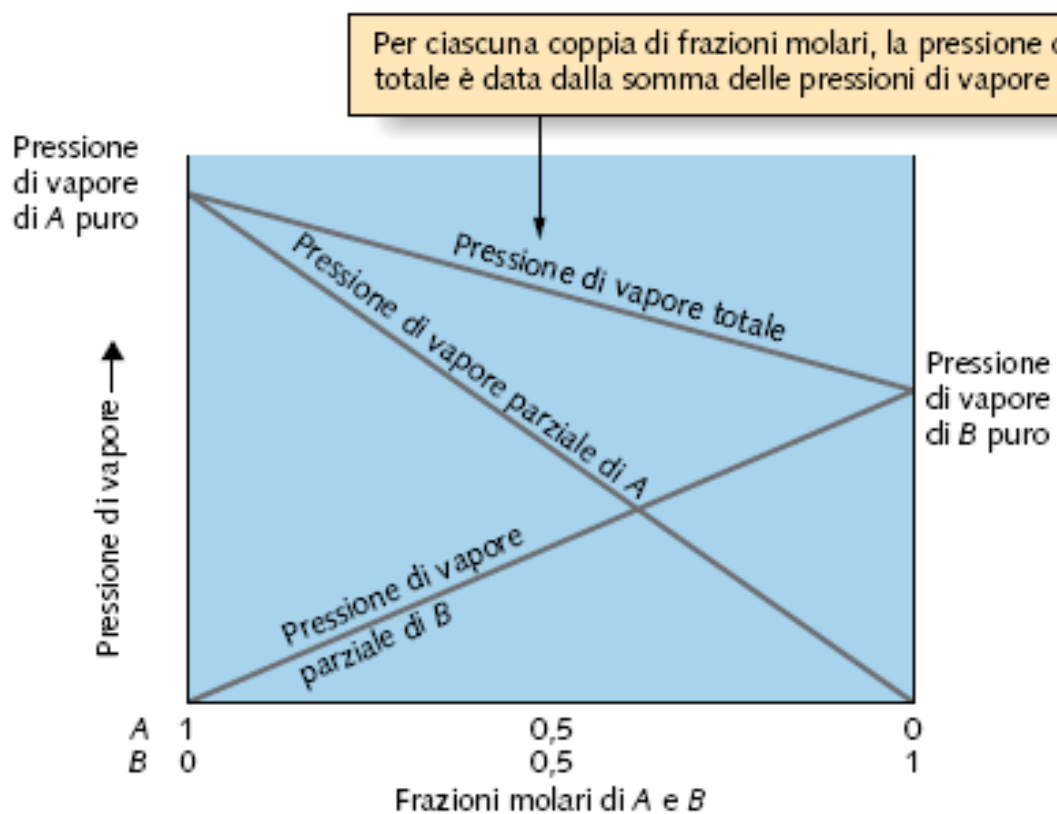
7.5 Le proprietà colligative: tensione di vapore e legge di Raoult

Quando una soluzione liquida contiene due o più sostanze volatili, il vapore che si forma sopra la soluzione contiene molecole di ognuna di esse.

Ciascun componente contribuisce alla pressione totale con la propria pressione parziale che, per la legge di Raoult, è direttamente proporzionale alla sua frazione molare nella soluzione:

$$\begin{aligned}P_A &= X_A P_A^\circ \\P_B &= X_B P_B^\circ \\P_{totale} &= X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ\end{aligned}$$

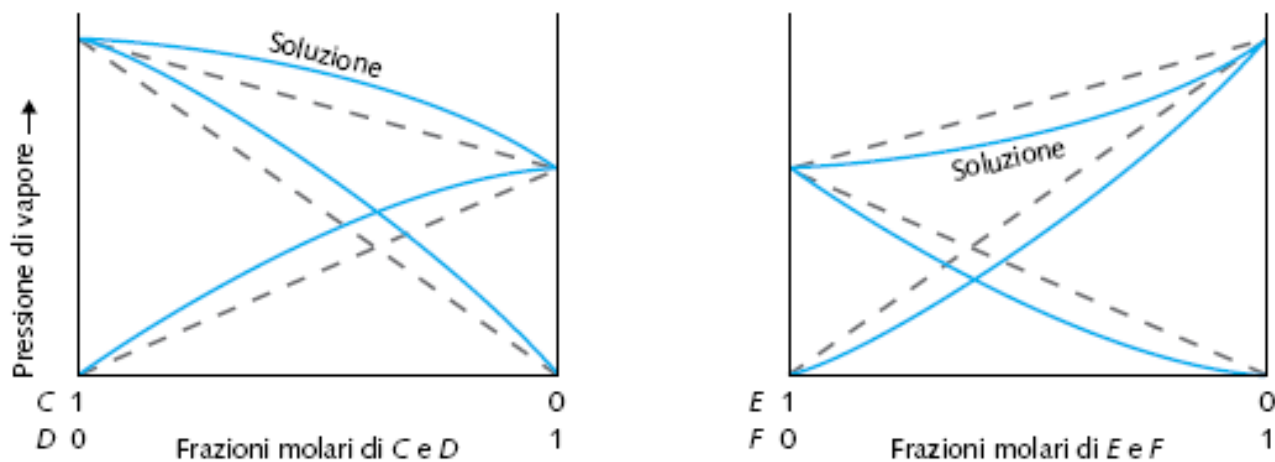
7.5 Le proprietà colligative: tensione di vapore e legge di Raoult



Per una soluzione di due composti volatili A e B

7.5 Le proprietà colligative: tensione di vapore e legge di Raoult

Per una **soluzione reale** si osserva una deviazione positiva se le molecole dei due componenti presentano *attrazioni reciproche* più deboli rispetto a quelle esercitate fra molecole dello stesso tipo. Le deviazioni sono negative nel caso di attrazioni reciproche più intense, che limitano la tendenza delle particelle a passare dalla soluzione allo stato di vapore.



7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica

La **pressione osmotica** è una proprietà colligativa associata alle soluzioni. Quando due soluzioni con lo stesso solvente ma a concentrazioni diverse di soluto sono separate da una membrana semipermeabile (cioè che lascia passare le molecole di solvente ma non quelle di soluto), le molecole di solvente si spostano dalla soluzione con minore concentrazione di soluto (quindi maggiore concentrazione di solvente) alla soluzione con maggiore concentrazione di soluto (quindi minore concentrazione di solvente), in modo da uguagliare (o meglio, rendere vicine) le concentrazioni delle due soluzioni. La pressione che occorre applicare alla soluzione affinché il passaggio del solvente non avvenga è detta appunto "pressione osmotica".

7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica

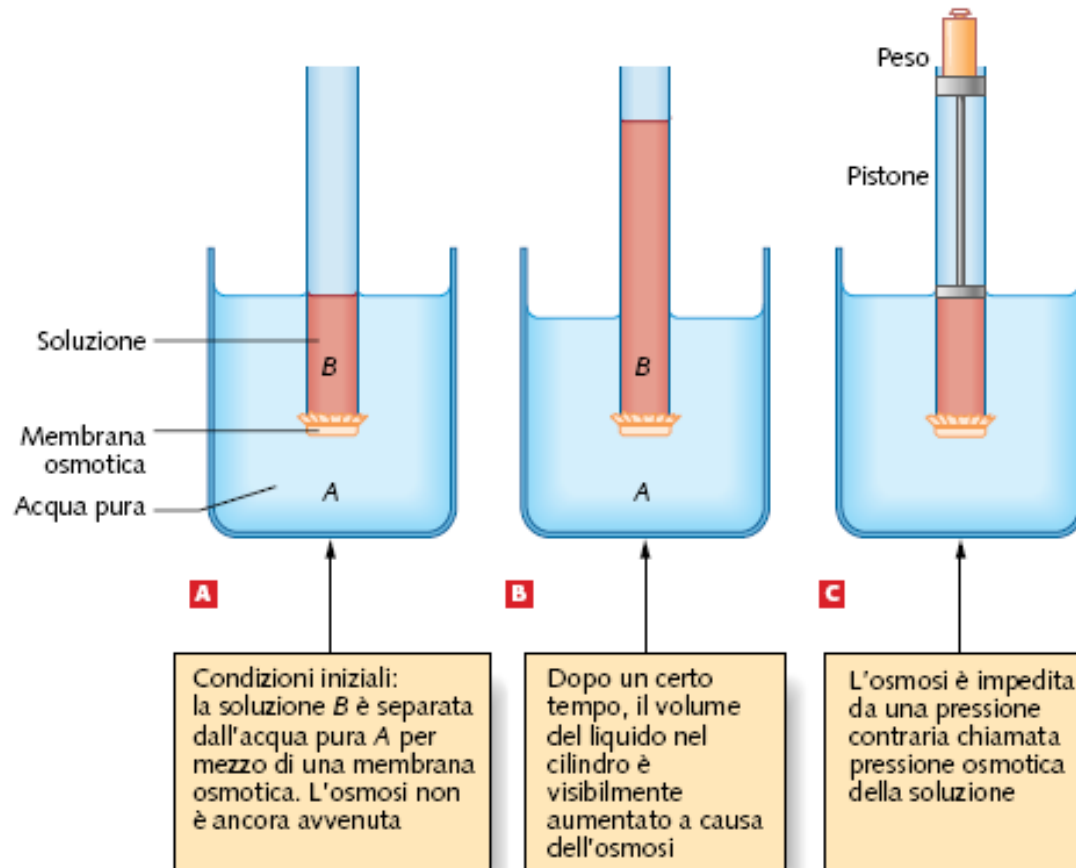
Una **membrana osmotica** è una membrana semipermeabile che lascia passare solo le molecole del solvente.

Il flusso netto di molecole di solvente (solitamente acqua) attraverso la membrana osmotica è chiamato **osmosi**.

Durante l'osmosi, abbiamo un movimento netto del solvente dalla soluzione **più diluita** (o dal solvente puro) a quella **più concentrata**

Il flusso delle molecole di solvente aumenta la concentrazione del soluto dal lato in cui è **meno concentrato** e diminuisce la concentrazione del soluto dal lato in cui è **più concentrato**.

7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica



7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica

La pressione che deve essere esercitata sulla soluzione, *separata dal solvente* da una membrana osmotica, per impedire il flusso osmotico è chiamata **pressione osmotica** della soluzione.

Il simbolo utilizzato per rappresentare la pressione osmotica è Π (*pi greco* maiuscolo).

Per soluzioni *acquose diluite*

$$\Pi = M R T$$

M = mol/l

R = costante dei gas = 0,0821 l atm mol⁻¹ K⁻¹

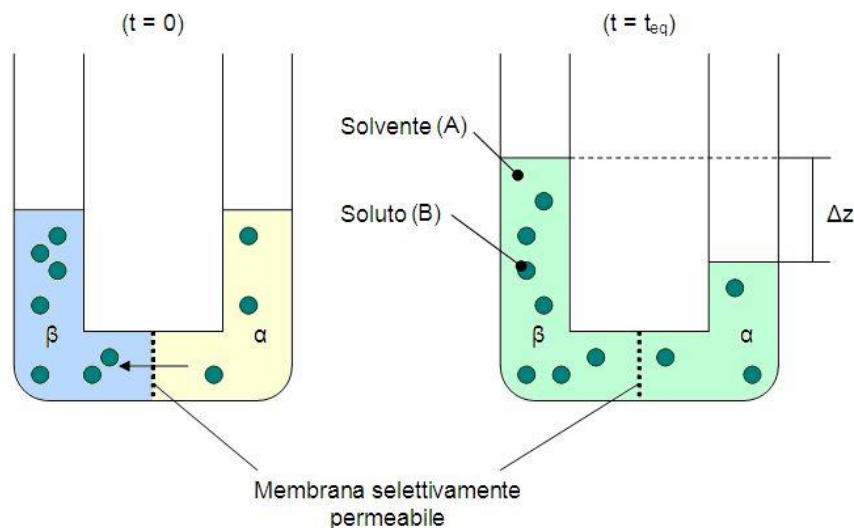
T = temperatura assoluta

Nel caso di elettroliti, è necessario moltiplicare il secondo membro per il coefficiente di van 't Hoff *i*, ottenendo l'equazione di van 't Hoff:

$$\Pi = i M R T$$

i è un fattore adimensionale di correzione tenente conto del numero di particelle (molecole e ioni) in soluzione (derivanti dalla eventuale dissociazione del soluto) detto coefficiente di van 't Hoff; per elettroliti deboli deve esser calcolato tenendo conto del grado di dissociazione.

7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica



Confrontando la pressione osmotica di due soluzioni:

se $\pi_{\alpha} = \pi_{\beta}$, le due soluzioni sono *isotoniche* l'una rispetto all'altra;

se $\pi_{\alpha} > \pi_{\beta}$, la soluzione α è *ipertonica* rispetto alla soluzione β e la soluzione β è *ipotonica* rispetto alla soluzione α .

Concludendo, se due soluzioni aventi diversa pressione osmotica sono separate da una membrana semipermeabile si ha passaggio netto di solvente dalla soluzione ipotonica (meno concentrata) a quella ipertonica (più concentrata) fino al raggiungimento di una condizione di equilibrio

E' possibile indicare la pressione osmotica di una data soluzione in termini quantitativi, conoscendone la molarità e la temperatura, oppure in relazione alla pressione osmotica di un'altra soluzione, presa come riferimento. In quest'ultimo caso la soluzione può avere una pressione osmotica inferiore, uguale o maggiore a quella con cui la si paragona. Si dice allora che la soluzione è, rispettivamente, **ipotonica**, **isotonica** o **ipertonica** rispetto a quella a cui la si paragona, a seconda del grado di tonicità tra le due soluzioni.

7.5 Le proprietà colligative: la pressione osmotica

Le membrane presenti nei sistemi viventi sono *semipermeabili*, cioè possono essere attraversate solo da alcune specie chimiche e non da altre.

Il passaggio selettivo di piccole molecole o ioni attraverso le membrane è detto **dialisi**.

Una membrana che si comporta in questo modo è detta *membrana da dialisi*.

L'osmosi è un caso limite della dialisi.

7.5 Le proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

I soluti influenzano i **punti di congelamento** e di **ebollizione** delle soluzioni.

La differenza fra il punto di ebollizione della soluzione e quello dell'acqua pura è detta **innalzamento del punto di ebollizione, ΔT_b**

La differenza fra il punto di ebollizione dell'acqua pura e quello della soluzione è detta **abbassamento del punto di congelamento, ΔT_f**

I valori di ΔT_b e ΔT_f sono in relazione con la molalità (m)

$$\begin{aligned}\Delta T_f &= K_f m \\ \Delta T_b &= K_b m\end{aligned}$$

K_f e K_b sono due costanti di proporzionalità chiamate, rispettivamente, **costante crioscopica molale** e **costante ebullioscopica molale**.

7.5 Le proprietà colligative: innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

Costanti crioscopiche ed ebullioscopiche molali di alcune sostanze.

Solvente	p.e. (°C)	K_b (°C m^{-1})	p.f. (°C)	K_f (°C m^{-1})
Acqua	100	0,51	0	1,86
Acido acetico	118,3	3,07	16,6	3,57
Benzene	80,2	2,53	5,45	5,07
Cloroformio	61,2	3,63	–	–
Canfora	–	–	178,4	37,7
Cicloesano	80,7	2,69	6,5	20,0