

Soluzioni

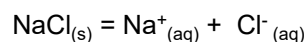
Una soluzione è una **miscela omogenea** di uno o più **soluti** (componenti presenti in concentrazione minore) e di un **solvente** (componente di una soluzione presente in concentrazione largamente maggiore di quella di tutti gli altri) le cui proprietà chimico-fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate.

Mescolando tra loro etanolo e acqua si ottiene una soluzione il cui volume è inferiore alla somma dei due volumi. Tale fenomeno è noto come **contrazione di volume**. In altri casi si può avere un'**espansione di volume**. Tali variazioni traggono origine dal mutamento delle interazioni intermolecolari. Se le interazioni tra molecole di solvente e molecole di soluto sono paragonabili a quelle tra molecole di solvente puro, allora il soluto si solubilizza nel solvente senza che vi siano significative variazioni di volume o del contenuto energetico. **Una soluzione che presenta un simile comportamento si definisce ideale.**

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Per molte sostanze, il processo di dissoluzione in acqua è accompagnato da una reazione di **dissociazione** in ioni. Tutte le sostanze che sciogliendosi in acqua producono ioni si chiamano **elettroliti** e la reazione che porta alla formazione di ioni viene anche detta di **ionizzazione**.

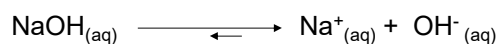
Un esempio classico è la dissoluzione in acqua del cloruro di sodio, che produce ioni Na^+ e ioni Cl^- . Il processo consiste nell'interazione delle molecole di acqua con gli ioni Na^+ e Cl^- alla superficie del reticolo cristallino del solido: questa interazione fa sì che gli ioni preferiscano abbandonare il reticolo cristallino per poter essere circondati dalle molecole di acqua e ciò provoca la dissociazione del solido, che può essere rappresentata dall'equazione:



Gli elettroliti vengono classificati in **forti** o **deboli** a seconda che la dissociazione sia completa o solo parziale.

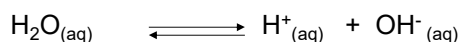
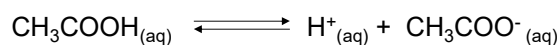
Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Esempi di elettroliti forti:



In genere, tutti i composti ionici sono degli elettroliti forti.

Esempi di elettroliti deboli:



Esistono infine molti composti che sciolti in acqua non generano ioni. Tali composti si dicono **non elettroliti**.

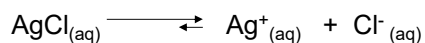
Esempi: zucchero, amido, alcol etilico etc.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Il fatto che un composto sia un elettrolita forte (cioè si ionizzi completamente in acqua) non deve essere confuso con la sua solubilità.

La solubilità di un composto in acqua è definita come la massima quantità di composto che si scioglie in una data quantità (volume, massa,..) di acqua.

Un composto può essere poco solubile, ma dissociarsi completamente. Esempio: AgCl è un sale molto poco solubile in acqua, ma il poco composto che si scioglie, si dissocia completamente secondo:



Un composto può essere molto solubile, ma dissociarsi solo parzialmente.

Esempio: CH₃COOH è molto solubile in acqua, ma solo il 5% circa si dissocia.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Un composto può essere molto solubile e non dissociarsi affatto (esempio: lo zucchero)

Alcuni sali poco solubili:

AgX , Hg_2X_2 , PbX_2 con $\text{X} = \text{Cl}^-$, Br^- , I^-

Alcuni solfati (SO_4^{2-})

molti carbonati (CO_3^{2-})

molti fosfati (PO_4^{3-})

molti ossalati ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$)

moltissimi solfuri (sali contenenti lo ione S^{2-})

Le concentrazioni

Quando una reazione avviene in soluzione (acquosa o no), i reagenti e i prodotti sono uniformemente distribuiti nel volume da essa occupato: ciò che si può misurare, in questo caso, è una quantità di soluzione (massa o volume).

Si pone perciò il problema di conoscere la quantità di soluto (generalmente espressa come numero di moli, massa ...) corrispondente ad una certa quantità di soluzione (generalmente espressa come massa, volume ...). Ad esempio: abbiamo preparato una soluzione di NaCl: quanti di questa soluzione dobbiamo prelevare affinché essi contengano un certo numero di moli (o un certo numero di grammi) di NaCl?

Per poter conoscere la quantità di un componente corrispondente ad una data quantità di soluzione dobbiamo introdurre il concetto di **concentrazione**: La concentrazione di un soluto in una soluzione è definita come la quantità di soluto corrispondente ad una quantità unitaria di soluzione o solvente.

Le concentrazioni

La concentrazione si calcola perciò nel modo seguente:

$$\text{concentrazione} = \frac{\text{Quantità di soluto}}{\text{Quantità di soluzione / solvente}}$$

La conoscenza della concentrazione di un soluto in una soluzione consente di risalire dalla quantità di soluzione alla quantità di soluto:

$$\text{Quantità di soluto} = \text{concentrazione} \times \text{Quantità di soluzione / solvente}$$

Molarità

Dipendentemente dalle unità di misura che si usano per esprimere il numeratore e il denominatore della definizione generale di concentrazione, si derivano diverse unità di misura per la concentrazione:

La **Molarità (M)** è la quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di soluzione, espressa in litri:

$$M = \frac{n}{V} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

La molarità M rappresenta il numero di moli di soluto contenute in 1 L di soluzione. Analogamente, l'inverso della molarità 1/M rappresenta il volume di soluzione che contiene 1 mol di soluto.

La molarità è un'utile unità di misura in laboratorio: per preparare una soluzione di data molarità, basta porre in un matraccio tarato la massa di soluto corrispondente al numero di moli desiderato ed aggiungere acqua fino a portare il volume della **soluzione** alla tacca.

Molalità (m)

La molarità di una soluzione varia (anche se di poco) con la temperatura: infatti il volume della soluzione è maggiore a temperatura maggiore. Per questo motivo è stata introdotta la molalità, che riferendo la quantità di soluto alla massa di solvente (espressa in Kg), non presenta alcuna dipendenza dalla temperatura.

La **molalità (m)** è la quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di **solvente** (non soluzione) espressa in Kg:

$$m = \frac{n}{G} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right)$$

La molalità m rappresenta il numero di moli di soluto disciolte in 1 Kg di solvente. Analogamente, l'inverso della molalità rappresenta la massa di solvente in Kg che contiene 1 mole di soluto.

Percentuale in massa

La quantità di soluto è espressa in unità di massa (ad esempio g) ed è rapportata in percentuale alla massa della soluzione espressa nelle stesse unità di misura:

$$\%(m/m) = \frac{G_{\text{soluto}}}{G_{\text{soluzione}}} \times 100$$

Quindi %/100 rappresenta la massa di soluto corrispondente ad 1 unità di massa di soluzione (es. grammi di soluto per grammo di soluzione); analogamente, 100/% rappresenta la massa di soluzione corrispondente ad 1 unità di massa di soluto.

Percentuale in volume

La percentuale in volume (% (V/V)) viene utilizzata soprattutto nel caso di soluzioni di soluti liquidi. Il valore della concentrazione è dato dal rapporto tra il volume del soluto e quello della soluzione moltiplicato per 100:

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

Quindi una soluzione al 15% è una soluzione in cui sono presenti 15 mL di soluto per ogni 100 mL di soluzione.

Frazione molare

Frazione molare (x_i). La quantità di soluto è espressa in moli ed è rapportata alla quantità di soluzione espressa come somma delle moli di tutti i componenti:

$$x_k = \frac{n_k}{\sum_k n_k}$$

Quindi la frazione molare x rappresenta il numero di moli di soluto che corrisponde ad 1 mol di soluzione. Analogamente, l'inverso della frazione molare $1/x$ rappresenta il numero di moli di soluzione che corrisponde a 1 mol di soluto. **Si ha sempre:**

$$x_i \leq 1 \qquad \sum_k x_k = 1$$

Interconversione M – m (soluzione a due componenti)

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{n}{G_{\text{solvente}}} = \frac{n}{G_{\text{soluzione}} - G_{\text{soluto}}^{(\text{in Kg})}} = \frac{n}{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}} - 10^{-3} G_{\text{soluto}}^{(\text{in g})}} \\
 &= \frac{n}{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}} - 10^{-3} n M_{\text{soluto}}} = \frac{1}{\frac{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}}}{n} - 10^{-3} M_{\text{soluto}}} \\
 &= \frac{1}{\frac{d_{\text{soluzione}}}{M} - 10^{-3} M_{\text{soluto}}}
 \end{aligned}$$

$$M = \frac{d_{\text{soluzione}}}{\frac{1}{m} + 10^{-3} M_{\text{soluto}}}$$

M_{soluto} massa molare soluto, $d_{\text{soluzione}}$ densità soluzione,

$V_{\text{soluzione}}$ Volume soluzione

Interconversione m – X (soluzione a due componenti)

$$\begin{aligned}
 x &= \frac{n}{n_{\text{solvente}} + n} = \frac{1}{\frac{n_{\text{solvente}}}{n} + 1} = \frac{1}{\frac{G_{\text{solvente}}}{M_{\text{solvente}} + 1}} = \frac{1}{\frac{G_{\text{solvente}}}{n} \cdot \frac{1}{M_{\text{solvente}}} + 1} \\
 &= \frac{1}{\frac{10^3 G_{\text{solvente}}^{(\text{in Kg})}}{n} \cdot \frac{1}{M_{\text{solvente}}} + 1} = \frac{1}{10^3 \cdot \frac{1}{m} \frac{1}{M_{\text{solvente}}} + 1}
 \end{aligned}$$

$$m = \frac{10^3}{M_{\text{solvente}}} \left(\frac{x}{1-x} \right)$$

Diluizioni

Spesso una soluzione viene aggiunta ad un'altra; oppure solvente puro (acqua) viene aggiunto ad una soluzione. In entrambi i casi il volume della soluzione finale è maggiore di quello della soluzione iniziale: si dice che la soluzione iniziale è stata **diluita**.

Dalla definizione di concentrazione (ad esempio molarità), si vede che una diluizione provoca un cambiamento della concentrazione: infatti, mentre il numero di moli di soluto **non** cambia, il volume cambia. Se V_i è il volume iniziale, V_f quello finale ed n il numero di moli di soluto, allora la relazione fra concentrazione finale C_f e concentrazione iniziale C_i è:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Siccome per una diluizione $V_f > V_i$, segue $C_f < C_i$

Quanto si deve diluire una soluzione 0.25 M di BaCl_2 affinché si abbia una concentrazione di 20 mg / mL di Ba^{2+} ?



0.25 moli di BaCl_2 e quindi 0.25 moli di Ba^{2+} in 1 litro di soluzione

$$\begin{aligned} C_i &= \text{massa Ba}^{2+} \text{ (g)} / V_{\text{sol}} \text{ (l)} = n \text{ PM} / V_{\text{sol}} \text{ (l)} \\ &= 0.25 \text{ moli} \times 137.33 \text{ g / moli} / 1 \text{ L} = 34.3 \text{ g/L} \end{aligned}$$

$$C_i V_i = C_f V_f$$

$$20 \text{ mg / mL} = 20 \text{ g / L}$$

$$34.3 \text{ g/L } V_i = 20 \text{ g/L } V_f$$

$$V_f / V_i = 34.3 \text{ g/L} / 20 \text{ g/L} = 1.715$$

Quanti mL di una soluzione al 20% in peso di H_2SO_4 e di densità 1.14 g/mL devo prendere per ottenere 100 mL di una soluzione 0.100 M?

$$M = n / V_{\text{soluz}}(\text{L}) \quad n = M V_{\text{soluz}} = 0.100 \text{ mol/L} \times 0.100 \text{ L} = 0.010 \text{ moli}$$
$$\text{Massa } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{moli} \times \text{PM } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0.010 \text{ moli} \times 98.00 \text{ g/mole} = 0.9800 \text{ g}$$
$$\% p = \text{Massa } \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{Massa soluz} \times 100$$
$$\text{Massa soluz} = \text{Massa } \text{H}_2\text{SO}_4 / \% p \times 100 = 0.9800 \text{ g} / 20 \times 100 = 4.900 \text{ g}$$
$$\text{Densità } \rho = m / V$$
$$V = m / \rho = 4.900 \text{ g} / 1.14 \text{ g/mL} = 4.298 \text{ mL}$$

Ho 15.3 mL di una soluzione al 19.2 % in peso di H_2SO_4 la cui densità è 1.132 g/mL. Si aggiungono 35.0 ml di una soluzione 0.195 M di H_2SO_4 . Effettuo una diluizione ed il volume finale risulta di 100 ml. Qual è la molarità della soluzione finale?

$$C_1 V_1 + C_2 V_2 = C_f V_f$$

$$M \text{ soluzione} = V \text{ soluzione} \times \text{densità soluzione} = 15.3 \text{ mL} \times 1.132 \text{ g/mL} = 17.320 \text{ g}$$

$$\text{Massa } \text{H}_2\text{SO}_4 = 17.32 \text{ g} \times 19.2/100 = 3.325 \text{ g}$$

$$\text{Moli } \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Massa } \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{PM } \text{H}_2\text{SO}_4 = 3.325 \text{ g} / 98.00 \text{ g/mol} = 0.0339 \text{ moli}$$

$$35.0 \text{ ml} = 0.0350 \text{ L}$$

$$\text{Moli } \text{H}_2\text{SO}_4 = V \text{ soluzione} \times M = 0.0350 \text{ l} \times 0.195 \text{ moli /L} = 0.006825 \text{ moli}$$

$$M \text{ finale} = (0.006825 + 0.0339) / 0.100 = 0.407 \text{ moli / L}$$

Si aggiungono 125.5 ml di acqua a 68.2 mL di etanolo (C₂H₅OH) la cui densità è 0.790 g/mL. La soluzione che si ottiene ha una densità di 0.954 g/mL. Calcolare la Molarità e la molalità della soluzione.

V1 + V2 ≠ Vf i volumi non sono additivi

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 125.5 \text{ g} \quad (\text{densità}_{\text{H}_2\text{O}} 1 \text{ g/mL})$$

$$m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 68.2 \text{ mL} \cdot 0.790 \text{ g/mL} = 53.9 \text{ g}$$

$$m_{\text{soluz}} = m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + m_{\text{H}_2\text{O}} = 125.5 \text{ g} + 53.9 \text{ g} = 179.4 \text{ g}$$

$$V_{\text{sol}} = m / \text{densità} = 179.4 \text{ (g)} / 0.954 \text{ (g/mL)} = 188.0 \text{ ml}$$

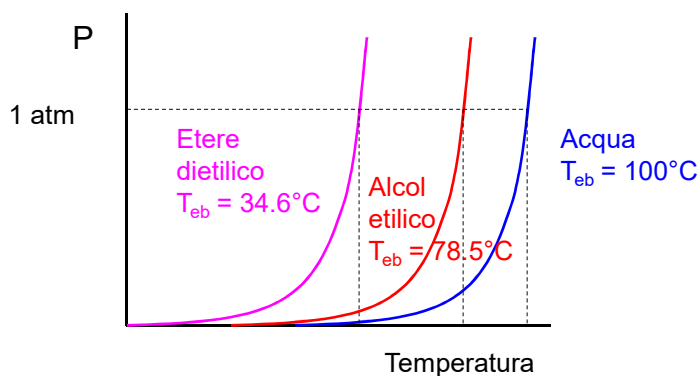
$$n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} / \text{PM}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 53.9 \text{ (g)} / 46.08 \text{ (g/mol)} = 1.17 \text{ moli}$$

$$M = n \text{ (mol)} / V(l) = 1.17 \text{ (moli)} / 0.1880 \text{ (L)} = 6.22 \text{ moli / L}$$

$$m = n \text{ (mol)} / m_{\text{H}_2\text{O}}(\text{g}) \cdot 1000 = 1.17 \text{ (moli)} / 125.5 \text{ (g)} \cdot 1000 = 9.32 \text{ moli / kg}$$

Soluti volatili e non volatili

Quando la **tensione di vapore** (la pressione di vapore in equilibrio con il suo liquido) di una sostanza **a condizioni ordinarie è elevata** si dice che la sostanza **è volatile**. Tali sostanze sono caratterizzate da una bassa temperatura di ebollizione. Viceversa, quando la tensione di vapore è bassa, la sostanza si dice non volatile.



Proprietà colligative

Alcune **proprietà delle soluzioni** differiscono da quelle del solvente puro e **dipendono unicamente dalla concentrazione totale di particelle di soluto** presenti nella soluzione, **ma non dalla particolare natura del soluto**: tali proprietà vengono generalmente chiamate **proprietà colligative**.

Abbassamento della pressione di vapore.

Si è visto che, per un liquido puro, esiste una relazione che lega la pressione di vapore alla temperatura (la pressione di vapore in equilibrio con il suo liquido a una data temperatura, il ramo di curva che separa la fase vapore da quella liquida nel diagramma di stato).

Per una soluzione contenete un **soluto non volatile**, la pressione di vapore di equilibrio non dipende più solo dalla temperatura, ma anche dalla concentrazione del soluto nella soluzione (la non volatilità del soluto assicura che la fase vapore contiene solo molecole di solvente).

Si trova che, per basse concentrazioni di soluto, la pressione di vapore di molte soluzioni ad una temperatura prefissata varia in modo approssimativamente lineare con la frazione molare del solvente:

$$P = P^0 \cdot x_{\text{solvente}}$$

Legge di Rault

Proprietà colligative

dove P è la pressione di vapore della soluzione, P^0 quella del solvente puro e x_{solvente} è la frazione molare del solvente nella soluzione. Questa relazione è nota come **legge di Raoult** e le soluzioni che la verificano sono dette **soluzioni ideali**.

Non tutte le soluzioni mostrano un comportamento ideale; inoltre, il comportamento ideale è **in genere verificato solo a basse concentrazioni**. Siccome la frazione molare del solvente è sempre un numero minore dell'unità, segue che la presenza di un soluto non volatile diminuisce la pressione di vapore del solvente ad ogni temperatura.

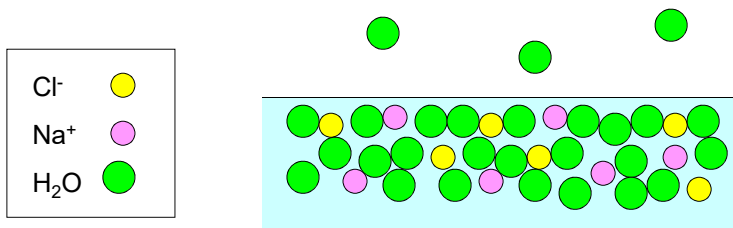
L'abbassamento della pressione di vapore di una soluzione è una tipica proprietà colligativa e, nel caso di comportamento ideale, può essere messo facilmente in relazione con la **frazione molare del soluto**:

$$P^0 - P = P^0 - P^0 \cdot x_{\text{solvente}} = P^0 (1 - x_{\text{solvente}})$$

$$\Delta P = P^0 x_{\text{soluto}}$$

Proprietà colligative

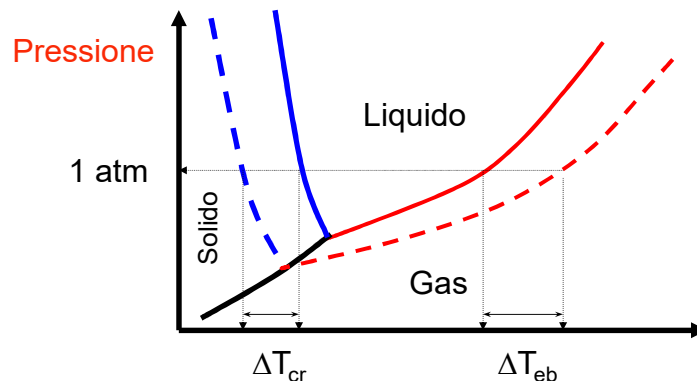
L'interpretazione molecolare dell'abbassamento della pressione di vapore causato da un soluto non volatile è abbastanza semplice, almeno su un piano qualitativo: la presenza del soluto fa sì che la concentrazione di **molecole di solvente alla superficie della soluzione sia minore** di quella del solvente puro e ciò implica una diminuzione della velocità di evaporazione ad una data temperatura. Siccome l'equilibrio viene raggiunto quando la velocità di condensazione eguaglia quella di evaporazione, e siccome la velocità di condensazione è proporzionale alla pressione del vapore, segue che l'equilibrio si instaura ad una pressione di vapore inferiore a quella necessaria nel solvente puro.



Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

Si è visto che la presenza di un soluto non volatile provoca un abbassamento della pressione di vapore della soluzione (rispetto alla pressione di vapore del solvente puro) a tutte le temperature.

Questo fatto può essere messo in evidenza sul diagramma di stato del solvente puro con uno shift della curva di equilibrio liquido-vapore verso il basso.



Innalzamento ebullioscopico

Come conseguenza di tale shift, l'intersezione della retta $P = 1 \text{ atm}$ con la nuova curva di equilibrio liquido-vapore avviene ad una **temperatura più elevata** della temperatura normale di ebollizione del solvente puro.

Quindi, l'abbassamento della pressione di vapore provoca anche un innalzamento della temperatura di ebollizione della soluzione, detto **innalzamento ebullioscopico**. L'innalzamento ebullioscopico è una proprietà colligativa ed è dato quantitativamente dalla relazione:

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

dove m è la molalità del soluto e K_{eb} è una costante caratteristica del solvente detta costante ebullioscopica.

Abbassamento crioscopico

Un'altra conseguenza dell'abbassamento della pressione di vapore della soluzione è che l'intersezione della retta $P = 1 \text{ atm}$ con la curva di equilibrio solido-liquido avviene ad una temperatura **più bassa** di quella del solvente puro. Cioè: il solvente nella soluzione solidifica ad una temperatura inferiore a quella del solvente puro. La differenza fra i due punti normali di solidificazione è detta **abbassamento crioscopico** ed è data da:

$$\Delta T = T_{\text{sol, solvente puro}} - T_{\text{sol, soluzione}} = K_{\text{cr}} \cdot m$$

dove m è la molalità del soluto e K_{cr} è una costante caratteristica del solvente detta costante crioscopica.

Pressione osmotica

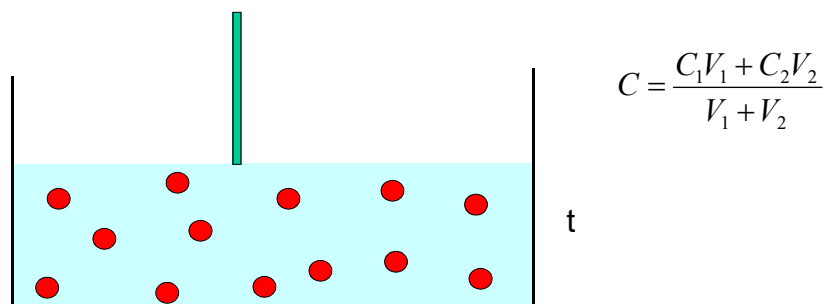
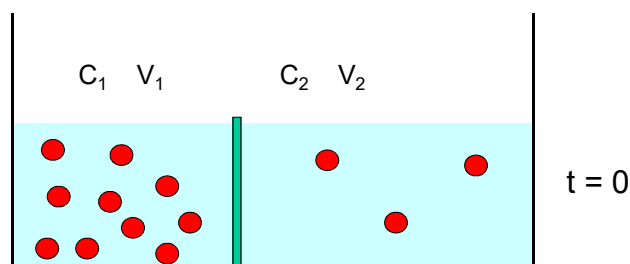
Se mettiamo a contatto due soluzioni di un **soluto a diversa concentrazione**, esse si mescolano e la concentrazione di soluto nella soluzione risultante è data da:

$$C = \frac{C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2}$$

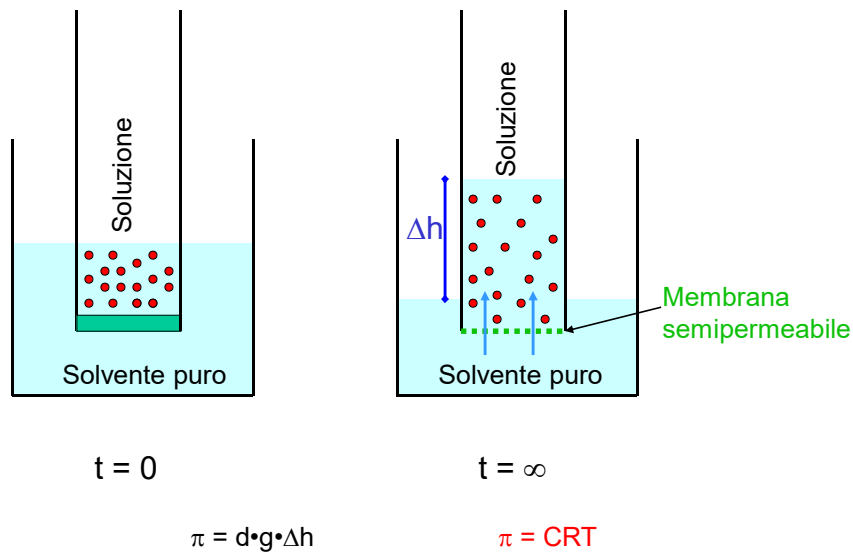
Se le stesse due soluzioni vengono messe a contatto attraverso una membrana semipermeabile che si lasci attraversare soltanto dalle molecole di **solvente**, ma non da quelle di **soluto**, le due soluzioni tenderanno sempre a raggiungere il medesimo valore della concentrazione di soluto.

Tuttavia, siccome ora solo il solvente può passare da una all'altra, la tendenza al pareggiamento della concentrazione in entrambe le soluzioni si traduce in un flusso di solvente puro dalla soluzione meno concentrata a quella più concentrata. Tale fenomeno viene chiamato **osmosi**.

Pressione osmotica



Pressione osmotica



Pressione osmotica

Se una soluzione è contenuta in un tubo posto a contatto con del solvente puro tramite una membrana semipermeabile, si avrà un flusso di solvente puro nella soluzione per osmosi. Questo flusso di solvente puro causa un innalzamento del livello del liquido nel tubo. L'interpretazione qualitativa del fenomeno a livello microscopico-molecolare può essere impostata come segue. La velocità con cui le molecole di solvente attraversano la membrana in un senso o nell'altro dipende in prima approssimazione dalla loro concentrazione in prossimità della membrana stessa. All'inizio, siccome la concentrazione di molecole di solvente nel solvente puro è **maggiore** di quella nella soluzione, la velocità con cui le molecole di solvente passano dal solvente puro alla soluzione è maggiore della velocità del processo inverso. Con ciò si spiega l'aumento del livello di liquido nel tubo contenente la soluzione.

Pressione osmotica

Man mano che il livello del liquido nel tubo cresce, la pressione idrostatica sul lato della membrana verso la soluzione aumenta e la soluzione si diluisce.

L'aumento di pressione provoca un aumento della frequenza con cui le molecole della soluzione collidono contro la membrana; la diluizione aumenta la concentrazione di solvente nella soluzione.

Entrambi questi effetti tendono quindi a far aumentare la velocità con cui le molecole di solvente passano dalla soluzione al solvente puro.

Si raggiungerà così una situazione in cui la velocità del passaggio dalla soluzione al solvente puro eguaglia quella del passaggio in senso inverso: il livello di liquido nel tubo smette di crescere e si è raggiunto l'equilibrio.

La natura di questo stato di equilibrio (cui corrisponde un valore ben preciso di sovrappressione) è identica a quella già vista nel caso del sistema liquido vapore: si tratta cioè di un equilibrio dinamico determinato dall'uguaglianza delle velocità di due processi che sono uno l'inverso dell'altro.

Pressione osmotica

La sovrappressione che si osserva in condizioni di equilibrio viene detta **pressione osmotica**. Nel caso dell'esperimento in oggetto, la pressione osmotica è ricavabile sperimentalmente dalla misura del dislivello Δh creatosi in seguito al flusso di solvente puro nella soluzione:

$$\pi = d \cdot g \cdot \Delta h$$

d è la densità della soluzione all'equilibrio e può essere approssimata con la densità del solvente puro se la soluzione è diluita, g è l'accelerazione di gravità (9.8 m/s^2).

La pressione osmotica è legata alla concentrazione molare del soluto nella soluzione dalla relazione

$$\pi = CRT$$

Dove R è la costante universale dei gas, T è la temperatura assoluta e C è la concentrazione molare del soluto.

Pressione osmotica

L'osmosi ha un'importanza enorme a livello biologico, visto che è praticamente l'unico meccanismo con cui le sostanze possono attraversare le membrane cellulari. Non a caso, ad esempio, la cosiddetta "soluzione fisiologica" che si somministra per via endovenosa a pazienti disidratati non è acqua pura, ma una soluzione di NaCl **isotonica** col sangue. Se si iniettasse acqua pura, si avrebbe un flusso di acqua dal sangue nelle cellule con un loro conseguente ingrossamento ed eventuale esplosione!

L'osmosi e le seppie in umido

Quando si lessano delle seppie, è buona norma cucinarle in acqua non salata. Infatti, vivendo in mare, la concentrazione salina nelle cellule di questi animali è elevata. La cottura in acqua non salata provoca, per osmosi, un accumulo di acqua nelle cellule che porta alla loro esplosione. La conseguenza di ciò è che le seppie cucinate in questo modo risultano più morbide.

Proprietà colligative

effetto della dissociazione elettrolitica

Si è detto che le proprietà colligative (abbassamento della pressione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico e pressione osmotica) dipendono dalla concentrazione **totale** di particelle di soluto in soluzione.

Questo significa che nel calcolo della concentrazione di soluto bisogna tenere conto del suo eventuale comportamento dissociativo.

Ad esempio, NaCl è un elettrolita forte e quindi una soluzione 1 molale di NaCl contiene in realtà una concentrazione 2 molale di particelle (ioni Na⁺ e Cl⁻) generate per dissociazione:



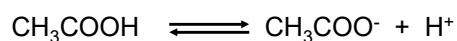
Spesso, ci si riferisce alla concentrazione totale di particelle che determina l'entità di una proprietà colligativa come alla **concentrazione colligativa**.

Proprietà colligative

effetto della dissociazione
elettrolitica

Ovviamente, nel caso di un soluto non elettrolita (ad esempio lo zucchero), la concentrazione colligativa coincide con quella formale.

Se un soluto è un elettrolita debole, cioè non si dissocia completamente, la concentrazione colligativa si ottiene sommando la concentrazione del soluto indissociato a quella di tutte le particelle generate dalla dissociazione:



Proprietà colligative

Le proprietà colligative delle soluzioni sono spesso impiegate per la determinazione della massa molare di un composto. Dipendendo dalla concentrazione del soluto, è infatti semplice mettere in relazione il valore sperimentale di una proprietà colligativa con la massa molare del soluto.

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m = K_{eb} \cdot \frac{n}{G_{solvente}^{(\text{in Kg})}} = K_{eb} \cdot \frac{\frac{G_{soluto}}{M}}{G_{solvente}^{(\text{in Kg})}} = K_{eb} \cdot \frac{G_{soluto}}{M \cdot G_{solvente}^{(\text{in Kg})}}$$

$$M = \frac{1}{\Delta T_{eb}} \cdot K_{eb} \cdot \frac{G_{soluto}}{G_{solvente}^{(\text{in Kg})}}$$

Proprietà colligative

effetto della dissociazione
elettrolitica

Coefficiente di Van't Hoff

A seguito della dissociazione (totale o parziale), il numero di particelle di soluto aumenta, influenzando le proprietà colligative

$$n_{TOT} = i n_{iniziali}$$

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

$$\alpha = \frac{n_{dissociate}}{n_{iniziali}}$$

Grado di dissociazione

v Numero di ioni derivati dalla dissociazione di una singola molecola o unità formula

Proprietà colligative

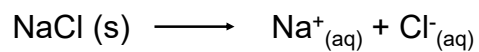
effetto della dissociazione
elettrolitica

Coefficiente di Van't Hoff

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} im$$

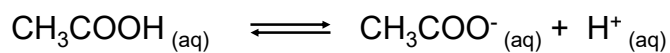
$$\Delta T_{cr} = K_{cr} im$$

$$\Pi = iCRT$$



$$\alpha = 1$$

$$v = 2$$



$$\alpha < 1$$

$$v = 2$$

Proprietà colligative

1. Calcolare la tensione di vapore di una soluzione contenente 9.00 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, in 100.0 g di acqua alla temperatura di $20.0\text{ }^\circ\text{C}$, sapendo che a questa temperatura la tensione di vapore dell'acqua è di 17.5 Torr.
2. Il sangue ha una pressione osmotica di 7.65 atm alla temperatura di $37.0\text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare le concentrazioni di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, e NaCl che servono per preparare soluzioni isotoniche con il sangue.
3. La pressione osmotica di una soluzione contenente 3.80 g di una proteina in 150.0 mL è di 14.5 Torr a $25.0\text{ }^\circ\text{C}$. Determinare la massa molecolare della proteina.
4. Una soluzione acquosa di un composto AB, che si può dissociare parzialmente in ioni A^+ e B^- , presenta un innalzamento ebullioscopico di $0.225\text{ }^\circ\text{C}$. Calcolare il grado di dissociazione del soluto AB in questa soluzione, sapendo che sono state sciolte 0.135 mol di AB in 431 g di acqua e che $K_{eb} = 0.512\text{ }^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.

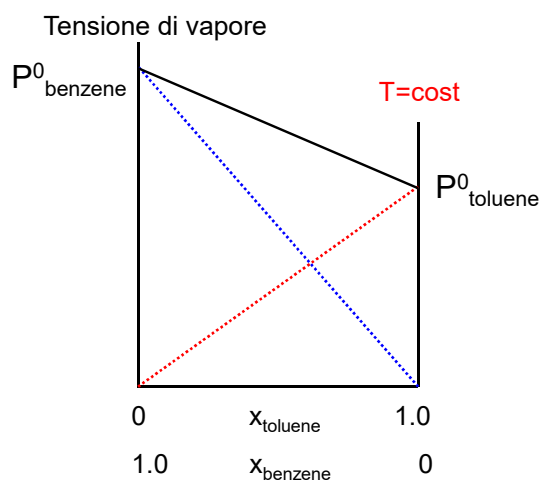
Soluzioni di due componenti volatili

Se si mescolano due liquidi volatili per formare una soluzione, e non vi è sviluppo di calore, la soluzione è ideale ed entrambi i componenti seguono la legge di Raoult nell'intero intervallo di concentrazioni.

$$P_1 = x_1 P_1^0 \text{ e } P_2 = x_2 P_2^0$$

La pressione di vapore della soluzione è semplicemente la somma delle pressioni parziali dei due componenti volatili (legge di Dalton).

$$P_T = P_1 + P_2 = x_1 P_1^0 + x_2 P_2^0$$



Soluzioni di due componenti volatili: esempio

Si consideri una miscela binaria di benzene (a 20°C $P_1^0 = 75$ mmHg) e toluene (a 20 °C $P_2^0 = 22$ mmHg). La frazione molare di benzene in fase liquida è $x_{1,liq} = 0.33$. Calcolare la tensione di vapore della soluzione e la composizione della fase vapore:

$$P_1 = x_{1,liq} P_1^0 = 0.33 \cdot 75 = 25 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = x_{2,liq} P_2^0 = (1 - x_{1,liq}) P_2^0 = (1 - 0.33) \cdot 22 = 15 \text{ mmHg}$$

$$P_T = P_1 + P_2 = 25 + 15 = 40 \text{ mmHg}$$

In fase vapore per la legge di Dalton $P_1 = x_{1,vap} P_T$

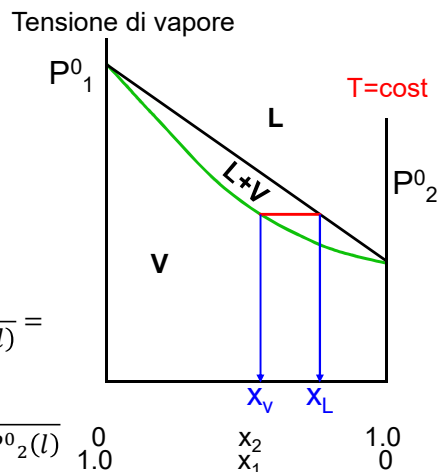
$$x_{1,vap} = P_1 / P_T = 25/40 = 0.63 \quad \text{e} \quad x_{2,vap} = P_2 / P_T = 15/40 = 0.37$$

Il vapore contiene benzene in misura doppia del liquido.

Soluzioni di due componenti volatili:

Quando una soluzione ideale è in equilibrio con il suo vapore, il vapore è sempre più ricco del liquido nel componente più volatile presente in soluzione.

$$\begin{aligned} x_1(g) &= \frac{x_1(l)P_1^0(l)}{x_1(l)P_1^0(l) + x_2(l)P_2^0(l)} = \\ &= \frac{x_1(l)P_1^0(l)}{x_1(l)P_1^0(l) + (1 - x_1(l))P_2^0(l)} \end{aligned}$$



Soluzioni di due componenti volatili:

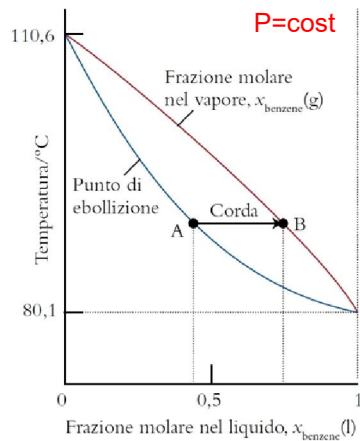


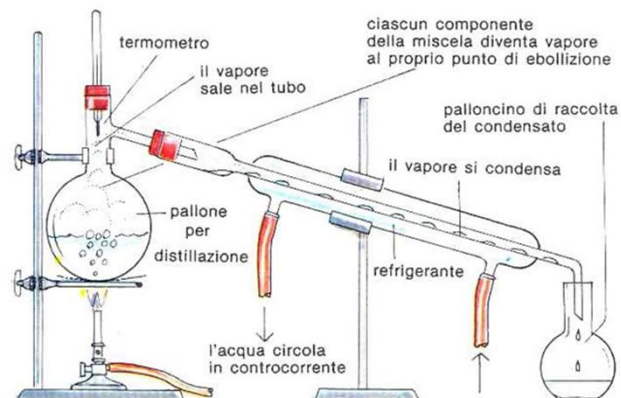
Figura 5C.5 Un diagramma temperatura-composizione più elaborato per il miscuglio di benzene e toluene. La curva inferiore (in blu) mostra la variazione del punto di ebollizione della miscela in funzione della composizione. Corde orizzontali, collegate alla curva superiore (in rosso), mostrano la composizione del vapore in equilibrio con il liquido a ciascun punto di ebollizione. Quindi, per esempio, il punto B denota la composizione del vapore per il miscuglio che bolle nel punto A.

Se si va a condensare completamente il vapore, si ottiene un liquido di composizione diversa.

DISTILLAZIONE

Soluzioni di due componenti volatili:

DISTILLAZIONE SEMPLICE



Soluzioni di due componenti volatili:

DISTILLAZIONE FRAZIONATA

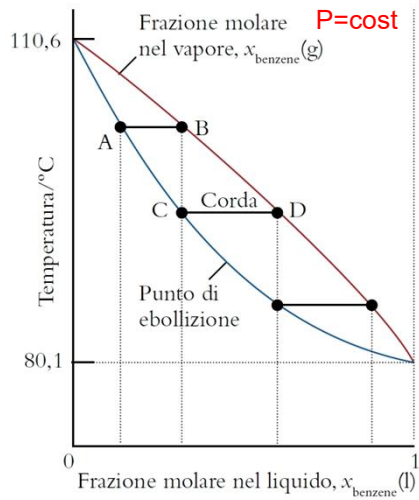


Figura 5C.6 Alcuni stadi della distillazione frazionata di una miscela di due liquidi volatili (benzene e toluene). Il miscuglio originale bolle in A e il suo vapore ha la composizione B. Dopo la condensazione del vapore, il liquido risultante bolirà in C, dando un vapore di composizione D, e così via.

Soluzioni di due componenti volatili:

DISTILLAZIONE FRAZIONATA

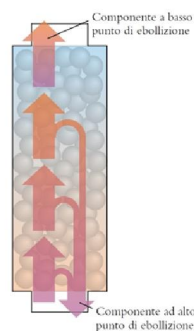
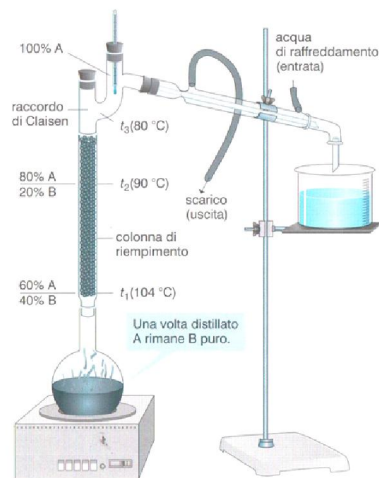


Figura 5C.7 Illustrazione schematica della distillazione frazionata. La temperatura della colonna di frazionamento diminuisce via via che si sale lungo la colonna. Le condensazioni e i ritorni in ebollizione illustrati nella Figura 5C.6 si verificano ad altezza crescente. Il componente meno volatile rientra nella caldaia sottostante la colonna di frazionamento, quello più volatile fuoriesce dalla cima per essere condensato e raccolto.



Soluzioni di due componenti volatili:

DISTILLAZIONE FRAZIONATA

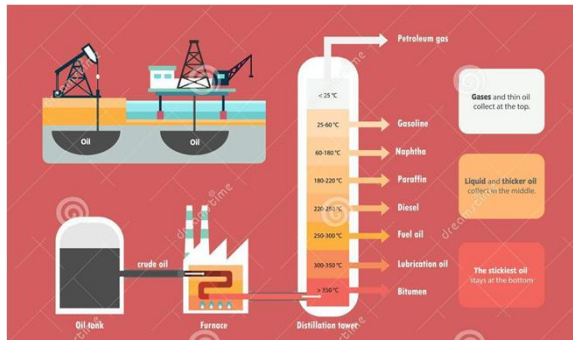
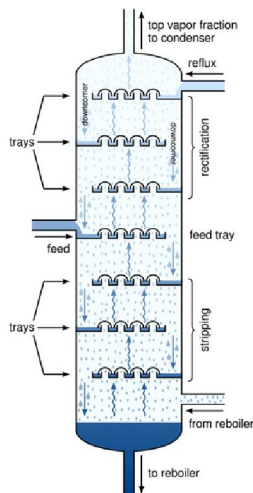


Figura 5C.8 L'altezza di questa colonna di frazionamento in una raffineria aiuta a ottenere una buona separazione dei componenti del petrolio. (© Pablo Paul/Alamy.)

Soluzioni di due componenti volatili:

DISTILLAZIONE FRAZIONATA

Colonna a piatti

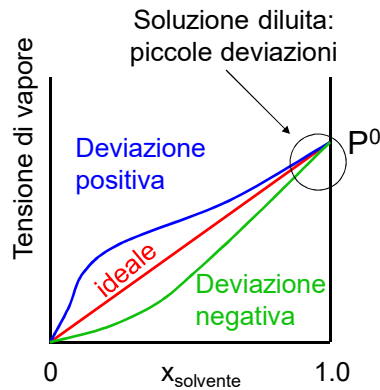


Piatti di distillazione



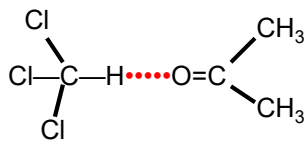
Deviazioni dal comportamento ideale di soluzioni

Una soluzione non ideale può deviare dalla legge di Raoult in modo positivo o negativo. Una deviazione in senso positivo indica che le interazioni tra molecole di soluto e molecole di solvente sono piuttosto deboli, e inferiori a quelle tra molecole di solvente e molecole di solvente. La presenza del soluto porta all'indebolimento delle interazioni tra le molecole del solvente e quindi ad una maggiore evaporazione. Una deviazione negativa indica forti interazioni tra molecole di soluto e solvente, maggiori rispetto a quelle solvente-solvente, e quindi porta ad una minore evaporazione.

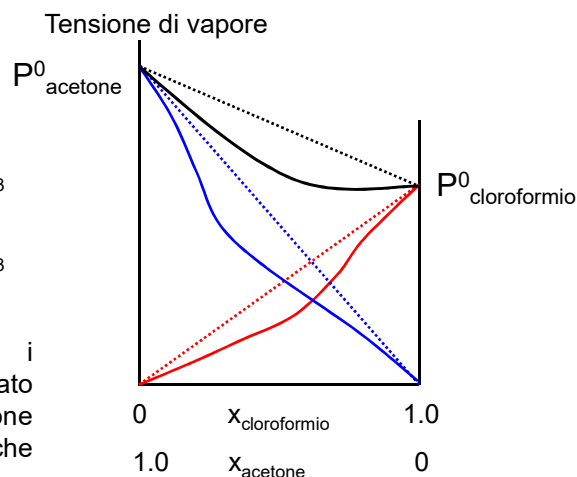


Deviazioni dal comportamento ideale di soluzioni

Legame ad idrogeno non presente nei composti puri



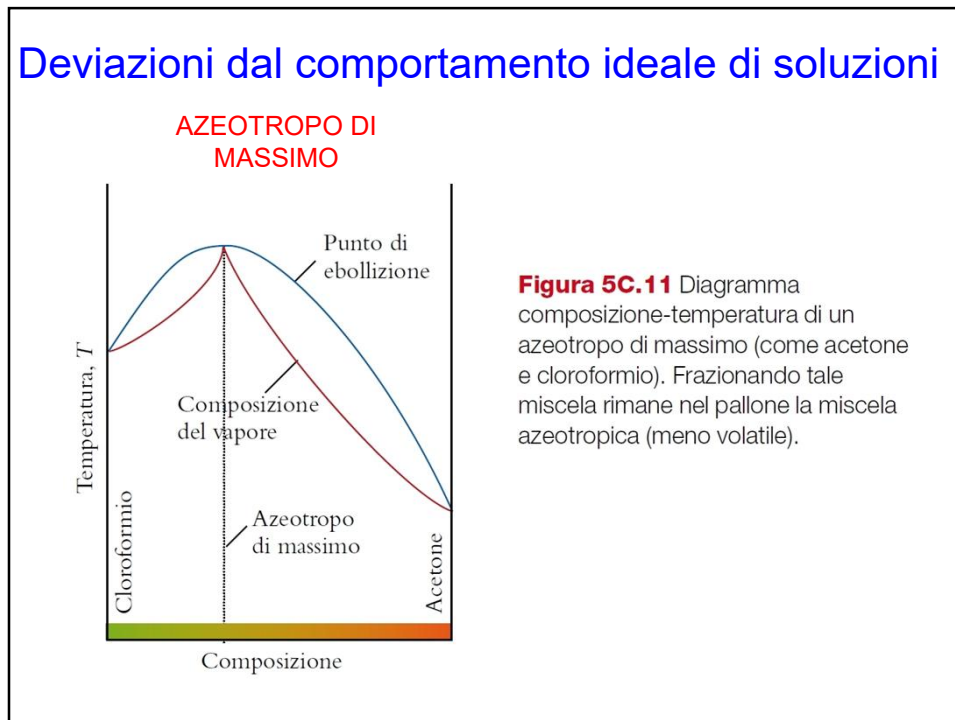
Sviluppo di calore, i componenti hanno trovato in soluzione una situazione energetica più bassa che nei componenti puri.



Componenti puri = interazioni dipolo-dipolo (acetone + polare ma molto più leggero)

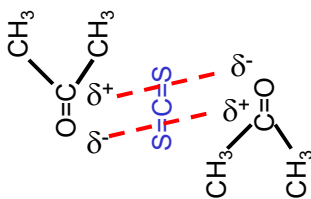
La pressione di vapore è inferiore a quella prevista dalla legge di Raoult

Deviazioni dal comportamento ideale di soluzioni



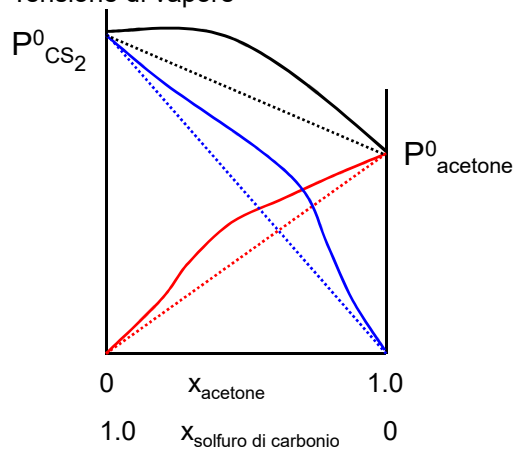
Deviazioni dal comportamento ideale di soluzioni

Molecola lineare apolare che blocca interazioni dipolo-dipolo



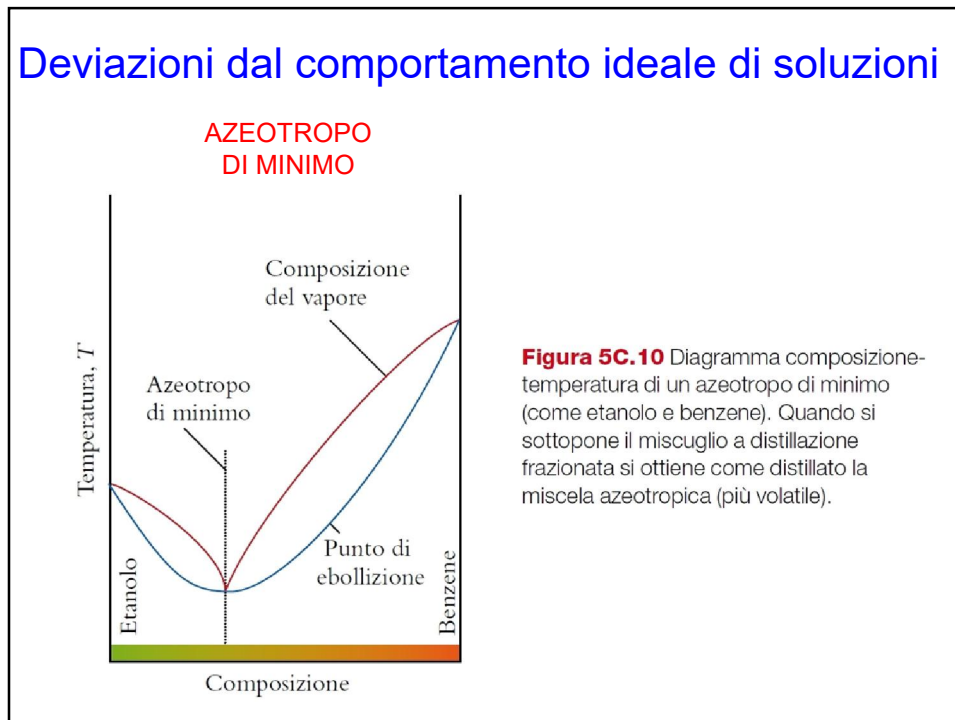
Assorbimento di calore, i componenti hanno in soluzione una situazione energetica maggiore che nei componenti puri.

Tensione di vapore



La pressione di vapore è superiore a quella prevista dalla legge di Raoult

Deviazioni dal comportamento ideale di soluzioni



Legge di Henry

La legge di Henry stabilisce che la pressione parziale di un soluto gassoso è proporzionale alla frazione molare di quel soluto gassoso:

$$P_{\text{soluto}} = K_H \cdot x_{\text{soluto}}$$

La costante di Henry K_H dipende dal soluto, dal solvente e dalla temperatura. La quantità di gas che può passare in soluzione aumenta all'aumentare della pressione.

