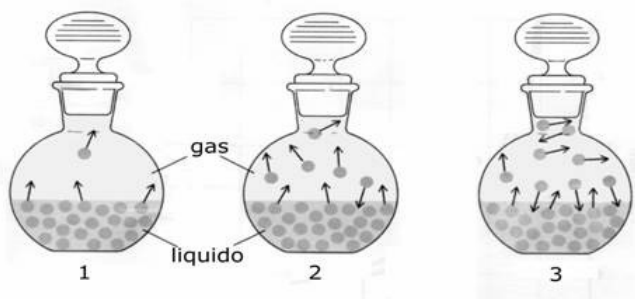


## Tensione o Pressione di Vapore di Equilibrio

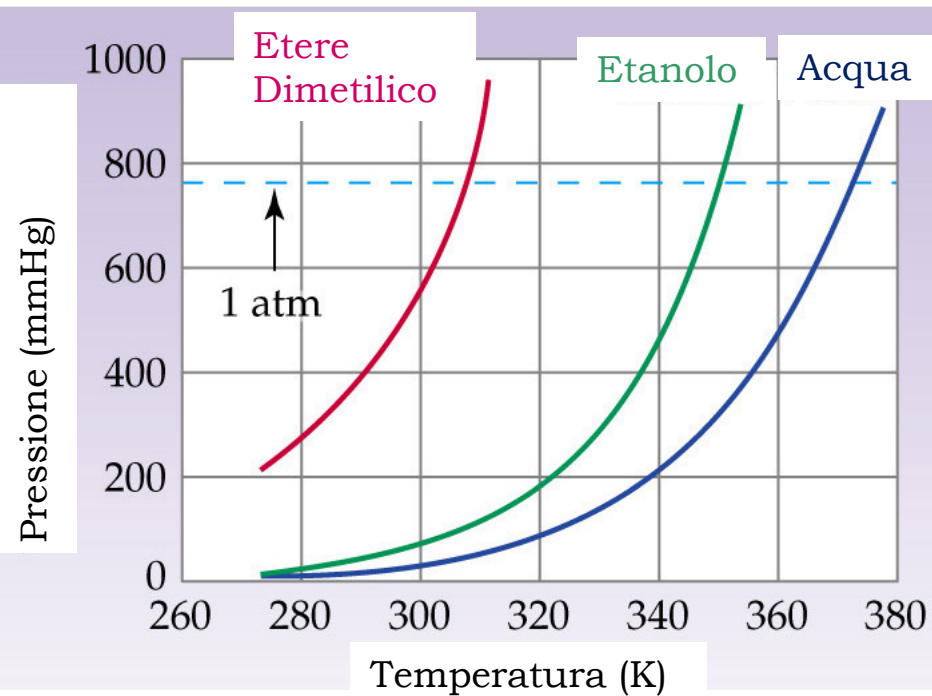


All'interfaccia liquido-gas vi è un continuo passaggio di molecole dalla fase liquida alla fase vapore nello spazio libero sovrastante. Nello stesso tempo, un certo numero di molecole in fase gas ritorna in fase liquida: il rapporto fra le molecole entranti e quelle uscenti dipende dalla concentrazione delle molecole nella fase gassosa.

Quando il numero delle molecole che lasciano il liquido nell'unità di tempo uguaglia il numero di quelle che vi rientrano si è raggiunta una condizione di equilibrio dinamico.

La pressione che il vapore di un liquido esercita, in equilibrio dinamico, sul liquido stesso, anche in assenza di altri aeriformi, prende il nome di **tensione** (o pressione) **di vapore di equilibrio** ( $p^0_{\text{liquido}}$ ).

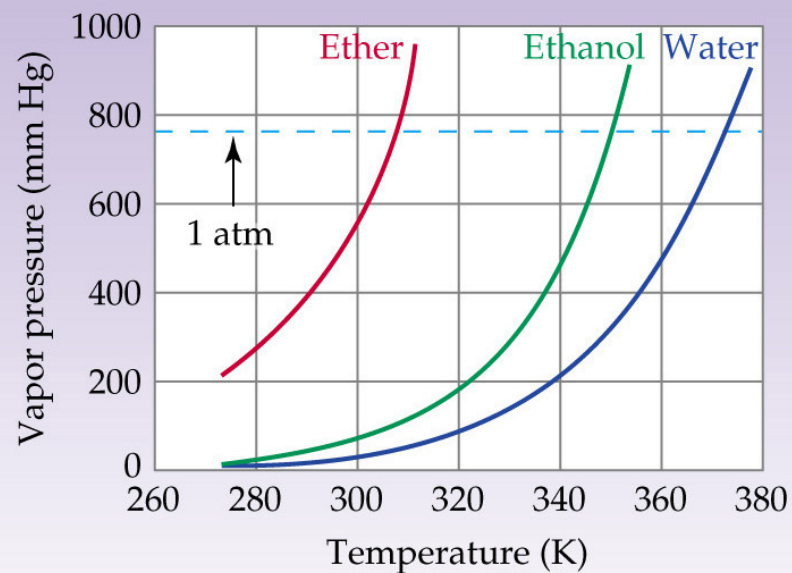
Si definisce volatilità la tendenza di un liquido a passare in fase vapore. Un liquido è tanto più volatile quanto maggiore è la sua tensione di vapore.



Ogni curva rappresenta le T e P di equilibrio tra le fasi liquida e vapore di una sostanza. La sostanza è stabile in fase liquida per (T,P) a sinistra della curva. Lungo la curva le fasi liquida e vapore coesistono. La curva rappresenta l'andamento della tensione di vapore del liquido in funzione della temperatura.

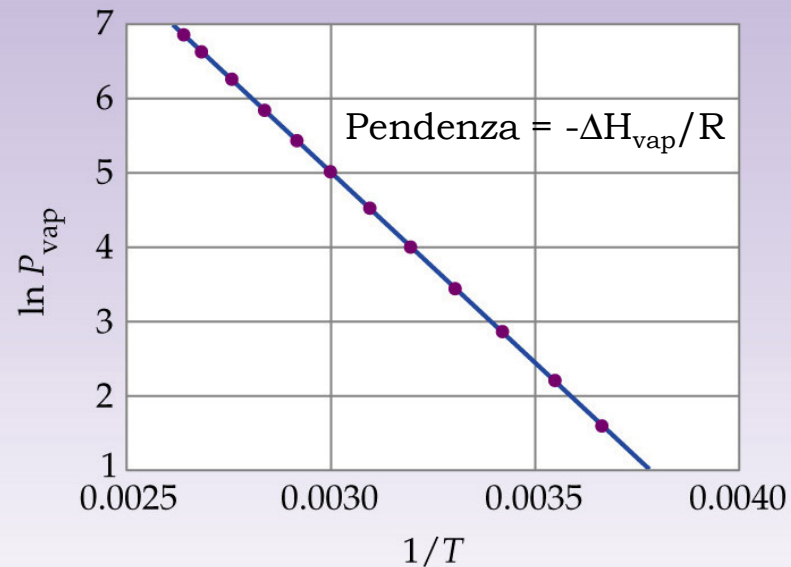
Quando la tensione di vapore di equilibrio eguaglia la pressione esterna il fenomeno di evaporazione avviene in modo massivo: si parla di **ebollizione**. La temperatura a cui ciò accade viene definita **temperatura normale di ebollizione** (p.e.<sup>0</sup>).

## OSSERVAZIONE SPERIMENTALE



sperimentalmente:  
 $dp^0/dT > 0$

## RAZIONALIZZAZIONE



Equazione di Clausius-Clapeyron:

$$dp^0/dT = -\Delta H_{\text{vap}}/RT^2$$

T in Kelvin

$$R = 0,082 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

## La Legge di Raoult

La **legge di Raoult** (formulata nel 1886 da François-Marie Raoult) descrive la variazione della tensione di vapore di un liquido all'aggiunta di un soluto. Tale legge tiene conto che in una soluzione di un solvente A vi sono meno molecole di A rispetto al liquido A puro.

Per soluzioni ideali (soluzioni in cui l'entalpia di miscelazione è nulla,  $\Delta H_{\text{mix}}^0 = 0$ ), la legge di Raoult stabilisce che la pressione parziale del liquido A ( $p_A$ ) in una soluzione a  $n$  componenti, a una determinata temperatura  $T$ , è funzione lineare della tensione di vapore di A ( $p_A^0$ ) e della frazione molare di A ( $\chi_A$ ) secondo l'equazione:

$$p_A = \chi_A p_A^0$$

Se entrambi i componenti, A e B, sono volatili:

$$p_A = \chi_A p_A^0 \quad \text{e} \quad p_B = \chi_B p_B^0$$

Da:

$$p_A = \chi_A p_A^0 \quad \text{e} \quad p_B = \chi_B p_B^0$$

Risulta:

$$p_{\text{TOT}} = p_A + p_B = \chi_A p_A^0 + \chi_B p_B^0$$

Ricordando che:

$$\chi_A + \chi_B = 1$$

$$p_{\text{TOT}} = \chi_A p_A^0 + (1 - \chi_A) p_B^0 = p_B^0 + \chi_A (p_A^0 - p_B^0)$$

Ovvero, la tensione di vapore totale della soluzione è funzione della frazione molare di entrambi i componenti.

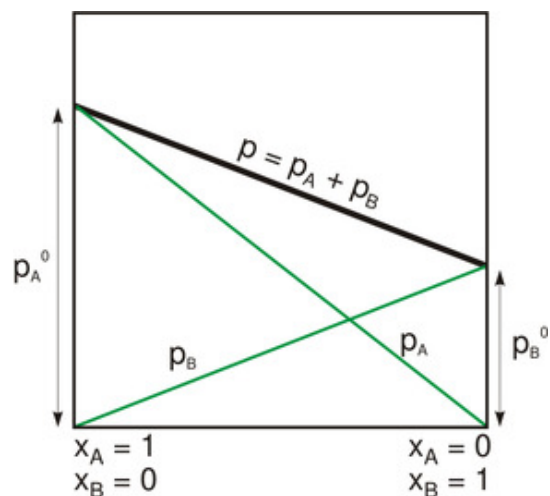


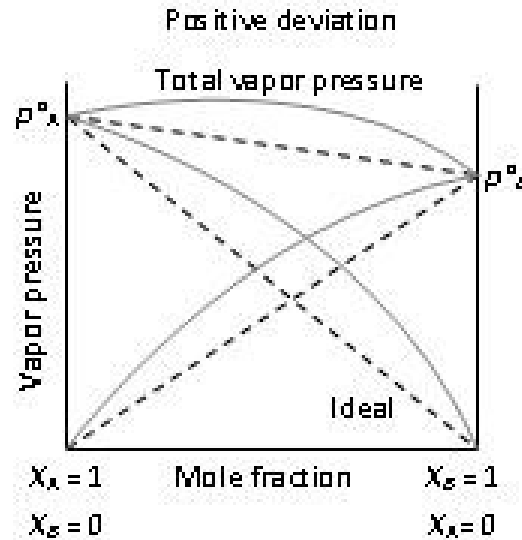
Diagramma di Raoult relativo a una soluzione ideale binaria di due componenti, A e B, volatili e completamente miscibili. La retta nera rappresenta la variazione della pressione di vapore totale in funzione della composizione della soluzione.

E per soluzioni non ideali?

**A)** Supponiamo che le molecole di A e B interagiscano tra loro con energia minore rispetto alle interazioni A-A e B-B, ovvero  $E_{AB} < E_{AA}, E_{BB}$

Poiché  $E_{AB} < E_{AA}$ , sostituendo, attorno ad A, molecole di A con molecole di B, aumenta la tendenza di A a passare in fase vapore. Analogamente per B, ovvero:

$$p_A > \chi_A p_A^0 \quad \text{e} \quad p_B > \chi_B p_B^0$$

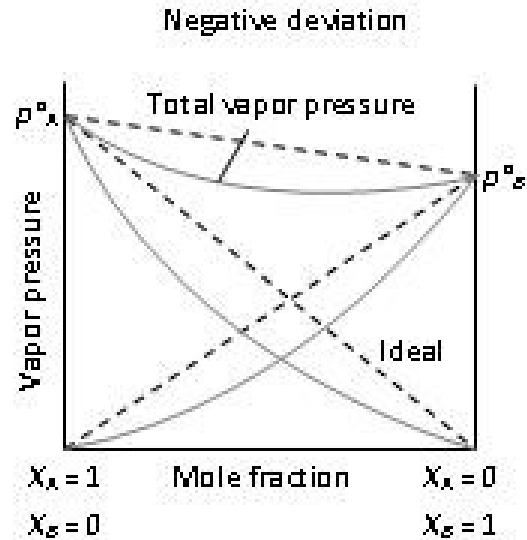


E per soluzioni non ideali?

**B)** Supponiamo che le molecole di A e B interagiscano tra loro con energia maggiore rispetto alle interazioni A-A e B-B, ovvero  $E_{AB} > E_{AA}, E_{BB}$

Poiché  $E_{AB} > E_{AA}$ , sostituendo, attorno ad A, molecole di A con molecole di B, diminuisce la tendenza di A a passare in fase vapore. Analogamente per B, ovvero:

$$p_A < \chi_A p_A^0 \quad \text{e} \quad p_B < \chi_B p_B^0$$



Riassumendo...

<b>Soluzioni Ideali</b>	<b>Soluzioni non ideali</b>	
	Deviazione positiva	Deviazione negativa
$\Delta H_{\text{mix}}^0 = 0$ : miscelazione adiabatica	$\Delta H_{\text{mix}}^0 > 0$ : miscelazione endotermica	$\Delta H_{\text{mix}}^0 < 0$ : miscelazione esotermica
$V_{\text{TOT}} = V_A + V_B$	$V_{\text{TOT}} > V_A + V_B$	$V_{\text{TOT}} < V_A + V_B$
$E_{\text{AB}} = E_{\text{AA}} = E_{\text{BB}}$	$E_{\text{AB}} < E_{\text{AA}}, E_{\text{BB}}$	$E_{\text{AB}} > E_{\text{AA}}, E_{\text{BB}}$
$p_A = \chi_A p_A^0$ $p_B = \chi_B p_B^0$	$p_A > \chi_A p_A^0$ $p_B > \chi_B p_B^0$	$p_A < \chi_A p_A^0$ $p_B < \chi_B p_B^0$
Soluzioni diluite; Benzene + toluene; <i>n</i> -Esano + <i>n</i> -eptano Clorobenzene+bromobenzene; .....	Acqua + metanolo; Acqua + etanolo; CCl <sub>4</sub> + toluene; CCl <sub>4</sub> + CHCl <sub>3</sub> ; CCl <sub>4</sub> + metanolo; Acetone + benzene; Acetone + etanolo; Acetone + CS <sub>2</sub> ; Cicloesano + etanolo; .....	Acqua + acido cloridrico; Acqua + acido nitrico; Acetone + anilina; Acetone + cloroformio; Acido acetico + metanolo; Acido acetico + piridina; Cloroformio + dietilere; Cloroformio + benzene; .....

## Le Proprietà Colligative

Le proprietà colligative delle soluzioni sono quelle proprietà che dipendono dal numero, non dal tipo, di molecole, atomi o ioni presenti in un dato volume di soluzione.

Sono proprietà colligative:

1. L'abbassamento della tensione di vapore;
2. L'innalzamento ebullioscopico
3. L'abbassamento crioscopico
4. La pressione osmotica

## Abbassamento della Tensione di Vapore

Sia data una soluzione ideale di soluto A nel solvente B. Come visto in precedenza, a tale soluzione possiamo associare:

$$p_B = \chi_B p_B^0$$

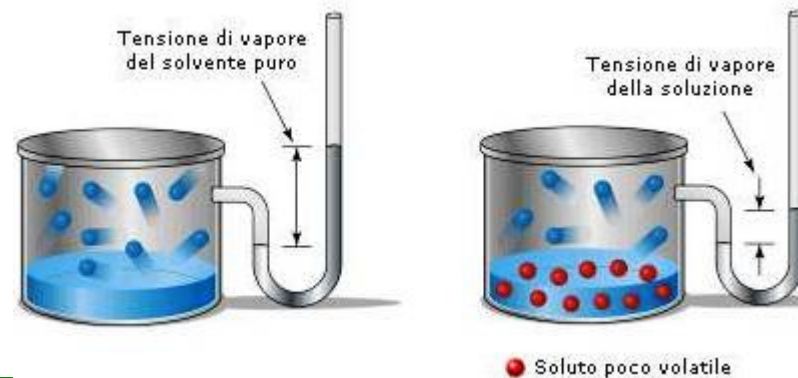
La variazione della tensione di vapore del solvente B dovuta alla presenza del soluto A è pari a:

$$\Delta p = p_B^0 - p_B = p_B^0 - \chi_B p_B^0 = p_B^0(1 - \chi_B) = p_B^0 \chi_A$$

ovvero, la variazione della tensione di vapore ( $\Delta p$ ) del solvente B dipende dalla frazione molare di A nella soluzione ( $\chi_A$ ). Per visualizzarlo meglio:

$$\Delta p / p_B^0 = \chi_A$$

Ne consegue che la tensione di vapore ( $p_B$ ) del solvente B è tanto minore quanto maggiore è la frazione molare di A nella soluzione ( $\chi_A$ ).



Riformulando: se un soluto non volatile viene sciolto in un liquido, diminuisce la tendenza delle molecole di solvente ad abbandonare la soluzione e passare allo stato di vapore. La pressione di vapore della soluzione è più bassa della pressione di vapore del solvente puro: **una soluzione contenente un soluto non volatile presenta sempre una tensione di vapore più bassa di quella del solvente puro.**

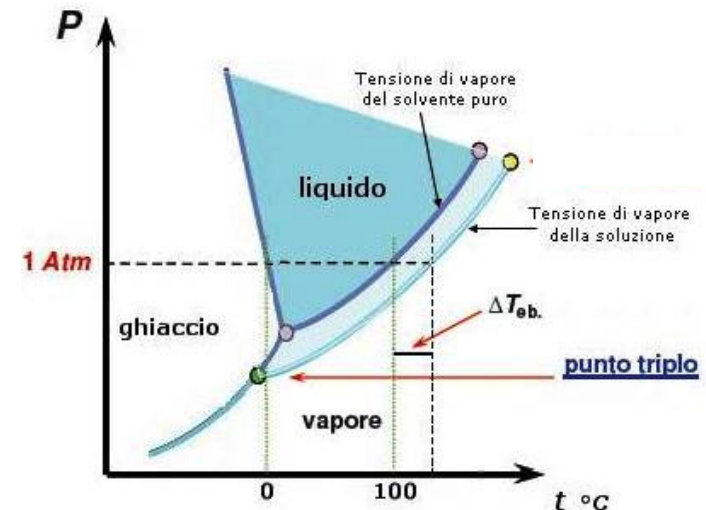
## Innalzamento Ebullioscopico

L'acqua di mare bolle a una temperatura superiore ai 100 °C. Perché?

L'**innalzamento ebullioscopico** è il fenomeno di aumento della temperatura di ebollizione di una soluzione ideale di un soluto non volatile A in un solvente B rispetto alla temperatura di ebollizione del solvente puro. È una proprietà colligativa, ovvero dipende dal numero di moli di A per unità di volume di B.

Abbiamo visto che, quando aggiungiamo un soluto non volatile a un solvente puro, si ha un abbassamento della tensione di vapore. Ciò implica che la temperatura alla quale la tensione di vapore del liquido eguaglia la pressione atmosferica (ovvero la temperatura di ebollizione) sia più elevata rispetto a quella del solvente puro.

**Una soluzione bolle a una temperatura maggiore di quella del solvente puro.**



Nel caso di soluzioni diluite di non-elettroliti, la variazione di temperatura di ebollizione ( $\Delta T_e$ ) è proporzionale alla molalità ( $m_A$ ) della soluzione secondo una costante ( $k_{eb}$ , detta costante ebullioscopica) tipica del solvente.

$$\Delta T_e = T_e - T_e^0 = k_{eb} m_A$$

ovvero, la temperatura di ebollizione di una soluzione è tanto più alta quanto maggiore è la concentrazione della soluzione.

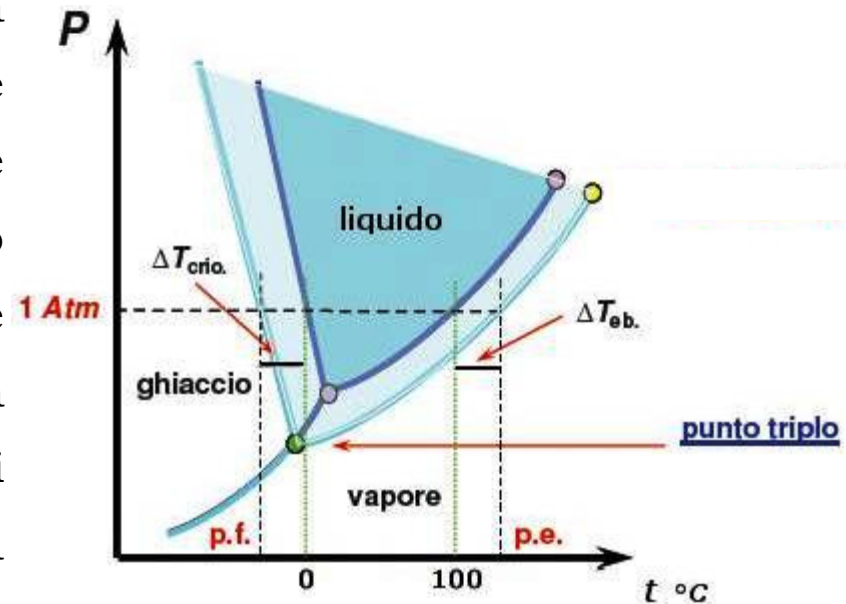
SOLVENTE	PE	$K_{eb}$
Acqua (H <sub>2</sub> O)	100,0 °C	0,51
Acido acetico (CH <sub>3</sub> COOH)	118,5 °C	3,07
Benzene (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )	80,15 °C	2,53
Carbonio tetracloruro (CCl <sub>4</sub> )	76,8 °C	5,03
Cloroformio (CHCl <sub>3</sub> )	61,2 °C	3,63
Etanolo (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	78,3 °C	1,22
Etere etilico (C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O)	34,6 °C	2,02

## Abbassamento Crioscopico

Perché gettiamo sale sulle strade ghiacciate o coperte di neve?

L'**abbassamento crioscopico** è il fenomeno di diminuzione della temperatura di fusione di una soluzione ideale di un soluto non volatile A in un solvente B rispetto alla temperatura di fusione del solvente puro. È una proprietà colligativa, ovvero dipende dal numero di moli di A per unità di volume di B.

Anche questa proprietà è una conseguenza dell'abbassamento della tensione di vapore della soluzione rispetto a quella del solvente puro. In soluzione, le molecole del soluto interferiscono con le forze attrattive tra le molecole del solvente e ne ostacolano la solidificazione. La temperatura di solidificazione di una soluzione si abbassa rispetto a quella del solvente puro.



Nel caso di soluzioni diluite, la variazione di temperatura di fusione ( $\Delta T_f$ ) è proporzionale alla molalità ( $m_A$ ) della soluzione secondo una costante ( $k_f$ , detta costante crioscopica) tipica del solvente.

$$\Delta T_f = T_f - T_f^0 = -k_f m_A$$

ovvero, la temperatura di solidificazione di una soluzione è tanto più bassa quanto maggiore è la concentrazione della soluzione.

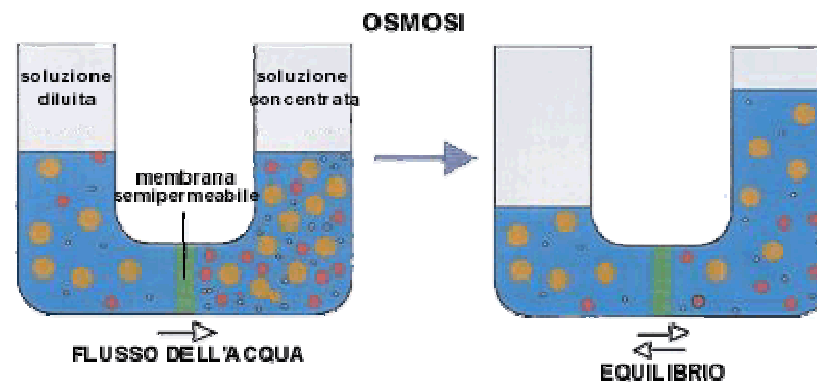
SOLVENTE	PE	$K_{eb}$	PF	$K_{cr}$
Acqua (H <sub>2</sub> O)	100,0 °C	0,51	0,0 °C	1,86
Acido acetico (CH <sub>3</sub> COOH)	118,5 °C	3,07	16,6 °C	3,9
Benzene (C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> )	80,15 °C	2,53	5,5 °C	5,12
Carbonio tetracloruro (CCl <sub>4</sub> )	76,8 °C	5,03	- 22,8 °C	29,9
Cloroformio (CHCl <sub>3</sub> )	61,2 °C	3,63	- 63,5 °C	4,70
Etanolo (C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH)	78,3 °C	1,22	- 114,1 °C	1,99
Etere etilico (C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> O)	34,6 °C	2,02	- 116,3 °C	0,512-

L'abbassamento crioscopico e l'innalzamento ebullioscopico trovano importanti applicazioni pratiche.

Il motore di un'automobile si riscalda a causa della reazione di combustione che avviene nei cilindri; per evitare che la temperatura raggiunga valori troppo elevati, gli autoveicoli sono dotati di un impianto di raffreddamento. Nel radiatore di questi impianti viene messo un fluido refrigerante, il cosiddetto *liquido antigelo*. Quest'ultimo è tipicamente una soluzione acquosa al 50% di glicole etilenico ( $T_{eb} = 198 \text{ } ^\circ\text{C}$ ) con aggiunta di sostanze antiossidanti e anticorrosive. A causa dell'abbassamento crioscopico e dell'innalzamento ebullioscopico dell'acqua, questa miscela solidifica a  $-38 \text{ } ^\circ\text{C}$  e bolle a  $108 \text{ } ^\circ\text{C}$ ; pertanto, rimanendo liquida in un ampio intervallo di temperatura, consente il raffreddamento del motore anche nelle condizioni meteorologiche più severe.

## Pressione Osmotica

Due soluzioni di diversa concentrazione sono separate da una membrana semipermeabile che permette il passaggio del solvente ma blocca il soluto. L'osmosi è il passaggio selettivo di molecole di solvente, attraverso la membrana, dalla soluzione diluita verso quella più concentrata. Dalla parte della soluzione a più bassa concentrazione, il numero di molecole di solvente che vengono a contatto della membrana è maggiore rispetto a quello dalla parte della soluzione più concentrata. Il solvente tende gradualmente a passare attraverso la membrana per diluire la soluzione più concentrata: si parla di **osmosi**.



Soluzione meno concentrata = soluzione ipotonica; soluzione più concentrata = soluzione ipertonica; soluzioni all'equilibrio: soluzioni isotoniche.

Più la soluzione concentrata riceve solvente, più aumenta la pressione idrostatica sulla membrana da parte della soluzione a maggiore concentrazione. L'osmosi ha l'effetto di produrre una pressione (la **pressione osmotica**) che tende a opporsi all'ulteriore passaggio di solvente.

La pressione osmotica ( $\pi$ ) è definita come la pressione necessaria per fermare l'osmosi ed è data dalla relazione (*equazione di Van't Hoff*):

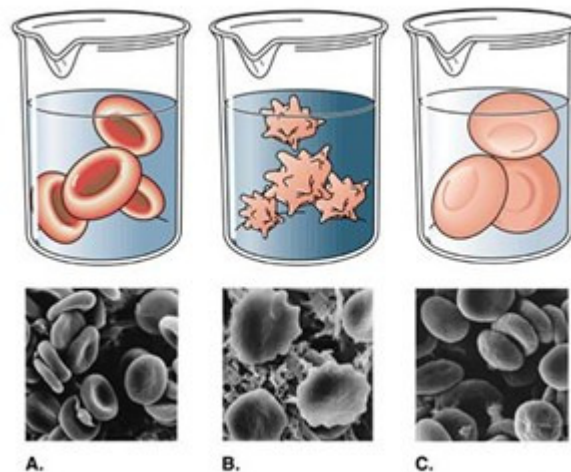
$$\pi V = n_A RT$$

Poiché  $n_A/V = [A]$

$$\pi = [A] RT$$

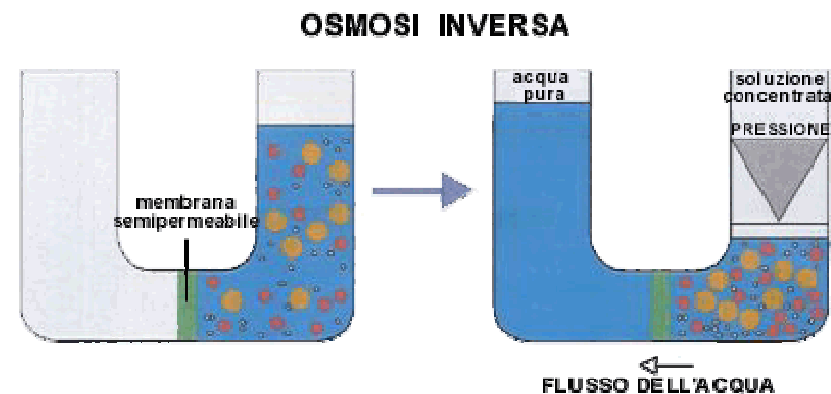
Dove  $[A]$  è la concentrazione molare della soluzione,  $R$  è la costante dei gas e  $T$  è la temperatura assoluta (i.e. in Kelvin).

L'osmosi riveste un ruolo importante in molti processi fisiologici. Le cellule sono circondate da membrane semipermeabili e tendono a essere permeabili all'acqua e ad altre piccole molecole. Se una cellula viene posta in una soluzione ipertonica rispetto a quella del suo citoplasma, tenderà a cedere acqua all'esterno per riportare ad uguale valore le pressioni interna ed esterna, e si raggrinzirà (*crenazione*, Figura B). Se invece la cellula è immersa in una *soluzione ipotonica*, l'acqua tenderà a passare all'interno della cellula facendola gonfiare (*emolisi*, Figura C).



Se la pressione imposta dall'esterno sulla soluzione più concentrata separata mediante una membrana semipermeabile dalla soluzione meno concentrata è maggiore della pressione osmotica, si può invertire il flusso delle molecole di solvente, realizzando l'**osmosi inversa**.

Questo processo è utilizzato industrialmente per ottenere acqua potabile da acqua salmastra o per purificare l'acqua da contaminanti.



## Il Coefficiente di van't Hoff

Il **coefficiente di van't Hoff** ( $i$ ) è un coefficiente correttivo che viene introdotto nel calcolo delle proprietà colligative nel caso in cui la soluzione contenga elettroliti.

È un fattore di correzione adimensionale che esprime la quantità in moli di ioni che effettivamente si producono dalla dissoluzione di una mole di soluto (inizialmente allo stato solido).

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

Ove  $\alpha$  è il grado di dissociazione del soluto:  $\alpha = n_{\text{dissociate}}/n_o$

$v$  è il numero di mli di ioni prodotte per mole di soluto

Ne consegue:

$$\Delta T_e = T_e - T_e^0 = k_e m_A i$$

$$\Delta T_f = T_f - T_f^0 = -k_f m_A i$$

$$\pi = [A] RT i$$

Per elettroliti forti,  $\alpha = 1$ .

$i(\text{NaCl}) = 2$ ;       $i(\text{BaCl}_2) = 3$ ;       $i(\text{HCl}) = 2$ ;       $i(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 4$ ;

$i(\text{K}_2\text{SO}_4) = 3$ ;       $i((\text{NH}_4)_2\text{Al}_3(\text{SO}_4)_4) = 9$

**Es. 1:** La tensione di vapore dell'acqua a 28 °C è 28,3 torr. Trovare a) la tensione di vapore e b) l'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione acquosa di glicerina (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O<sub>3</sub>) al 42,3% in massa.

**a)**

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = p^0_{\text{H}_2\text{O}} \chi_{\text{H}_2\text{O}} = p^0_{\text{H}_2\text{O}} (1 - \chi_{\text{GLI}})$$

$$\chi_{\text{GLI}} = n_{\text{GLI}} / (n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{GLI}}) = (m_{\text{GLI}} / \text{PM}_{\text{GLI}}) / (m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{GLI}} / \text{PM}_{\text{GLI}})$$

$$\chi_{\text{GLI}} = 42,3 / 92,10 / (42,3 / 92,10 + 57,7 / 18,02) = 0,13$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = 28,3(1 - 0,13) = 24,7 \text{ torr}$$

**b)**

$$\Delta p / p^0_{\text{H}_2\text{O}} = (p^0_{\text{H}_2\text{O}} - p_{\text{H}_2\text{O}}) / p^0_{\text{H}_2\text{O}} = (28,3 - 24,7) / 28,3 = \chi_{\text{GLI}} = 0,13$$

**Es. 2:** L'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione formata sciogliendo 6,18 g di una sostanza non-elettrolita e non volatile in 50,0 mL di  $\text{CHCl}_3$  ( $d = 1481 \text{ g/L}$ ) è 0,051. Trovare a) la massa molare del solido disciolto; b) la sua concentrazione, sapendo che la soluzione ha  $d = 1453 \text{ g/L}$ ; c) la tensione di vapore della soluzione a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ , sapendo che a questa temperatura  $p^0_{\text{CHCl}_3} = 172 \text{ torr}$ .

**a)**

$$\chi_S = \Delta p / p^0_{\text{CHCl}_3} = n_S / (n_{\text{CHCl}_3} + n_S) = (m_S / \text{PM}_S) / (m_{\text{CHCl}_3} / \text{PM}_{\text{CHCl}_3} + m_S / \text{PM}_S)$$

$$m_{\text{CHCl}_3} = V d = 0,050 \times 1481 = 74,05 \text{ g}$$

$$\Delta p / p^0_{\text{CHCl}_3} = 0,051 = (6,18 / \text{PM}_S) / (74,05 / 119,38 + 6,18 / \text{PM}_S)$$

Da cui

$$\text{PM}_S = 185 \text{ g/mol}$$

**b)**

$$[S] = n_S / V_{\text{soluz}}$$

$$n_S = m_S / PM_S$$

$$V_{\text{soluz}} = m_{\text{soluz}} / d_{\text{soluz}} = (m_S + m_{\text{CHCl}_3}) / d_{\text{soluz}}$$

$$[S] = (m_S / PM_S) \times d_{\text{soluz}} / (m_S + m_{\text{CHCl}_3})$$

$$[S] = 6,18 / 185 \times 1453 / (6,18 + 74,05) = 0,60 \text{ M}$$

**c)**

$$\Delta p / p^0_{\text{CHCl}_3} = (p^0_{\text{CHCl}_3} - p_{\text{CHCl}_3}) / p^0_{\text{CHCl}_3}$$

$$0,051 = (172 - p_{\text{CHCl}_3}) / 172$$

$$p_{\text{CHCl}_3} = -0,051 \times 172 + 172 = 163,2 \text{ torr}$$

**Es. 3:** In 1000 g di acqua sono contenuti 100 g di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ , PM = 180 g/mol). Calcolare la tensione di vapore a 28 °C di tale soluzione, sapendo che l'acqua pura a 28 °C ha una tensione di vapore di 28,35 mmHg.

$$p_{\text{SOL}} = p_{\text{H}_2\text{O}}^0 \chi_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} / (n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{GLU}}) = (m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}}) / (m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{GLU}} / \text{PM}_{\text{GLU}})$$

$$p_{\text{SOL}} = p_{\text{H}_2\text{O}}^0 \times (m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}}) / (m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{PM}_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{GLU}} / \text{PM}_{\text{GLU}})$$

$$p_{\text{SOL}} = 28,35 \times (1000 / 18,02) / [(1000 / 18,02) + (100 / 180)] = 28,09 \text{ mmHg}$$

**Es. 4:** Calcolare la massa molare di un composto organico X, sapendo che la soluzione ottenuta sciogliendo 1 g di X in 25,0 g di acqua bolle, alla pressione di 1 atm, alla temperatura di 100,354 °C e che  $k_e(\text{H}_2\text{O}) = 0,513$ .

$$\Delta T_e = T_e - T_e^0 = k_e m_X$$

$$m_X = \Delta T_e / k_e = 0,354 / 0,513 = 0,690 \text{ mol/kg}$$

$$m_X = n_X / \text{kg}_{\text{H}_2\text{O}} = g_X / (\text{PM}_X \times \text{kg}_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$\text{PM}_X = g_X / (\text{kg}_{\text{H}_2\text{O}} \times m_X)$$

$$\text{PM}_X = g_X / (\text{kg}_{\text{H}_2\text{O}} \times 0,690) = 1 / (0,025 \times 0,690) = 58,8 \text{ g/mol}$$

**Es. 5:** Calcolare a quale temperatura solidifica una soluzione preparata con 1 g di X in 25,0 g di acqua sapendo che  $k_f(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ .

$$\Delta T_f = T_f - T_f^0 = -k_f m_X$$

$$T_f = -k_f m_X + T_f^0 = -1,86 \times 0,690 = -1,28 \text{ °C}$$

**Es. 6:** Calcolare a quale temperatura solidifica una soluzione preparata con 1 g di X in 25,0 g di  $\text{CCl}_4$  sapendo che  $k_f(\text{CCl}_4) = 29,8$  e che  $\text{CCl}_4$  puro solidifica a  $-22,3$  °C.

$$\Delta T_f = T_f - T_f^0 = -k_f m_X$$

$$T_f = -k_f m_X + T_f^0 = -29,8 \times 0,690 - 22,3 = -42,9 \text{ °C}$$

**Es. 7:** Calcolare a quale temperatura solidifica una soluzione preparata con 5 g di NaCl in 100,0 g di acqua sapendo che  $k_f(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ .

$$\Delta T_f = T_f - T_f^0 = -k_f m_A i$$

$$T_f = -k_f m_A i + T_f^0$$

$$i(\text{NaCl}) = 2$$

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} / \text{kg}_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{NaCl}} / (\text{PM}_{\text{NaCl}} \times \text{kg}_{\text{H}_2\text{O}})$$

$$T_f = -k_f \times m_{\text{NaCl}} / (\text{PM}_{\text{NaCl}} \times \text{kg}_{\text{H}_2\text{O}}) \times 2 = -1,86 \times 5 \times 2 / (0,100 \times 58,50) = - 3,18 \text{ °C}$$

**Es. 8:** 100 mL di soluzione acquosa contenente 1,10 g di una proteina hanno una pressione osmotica di  $3,93 \times 10^{-3}$  atm a 20 °C. Qual è la massa molare della proteina?

$$\pi = [A] RT$$

$$[\text{proteina}] = n_{\text{proteina}}/V_{\text{soluz}} = m_{\text{proteina}}/(PM_{\text{proteina}} \times V_{\text{soluz}})$$

$$PM_{\text{proteina}} = m_{\text{proteina}}/([\text{proteina}] \times V_{\text{soluz}})$$

$$[\text{proteina}] = \pi/RT$$

$$PM_{\text{proteina}} = m_{\text{proteina}}/(\pi/RT \times V_{\text{soluz}}) = (m_{\text{proteina}} \times RT)/(\pi \times V_{\text{soluz}})$$

$$PM_{\text{proteina}} = (1,10 \times 0,082 \times 293,15)/(3,93 \times 10^{-3} \times 10^{-1})$$

$$= 26,44/3,93 \times 10^{-4} = 6,73 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

**Es. 9:** L'analisi dell'emoglobina indica che contiene lo 0,328% in massa di ferro. A) Qual è la massa molare minima dell'emoglobina? B) Una soluzione acquosa contenente 80,0 g di emoglobina in 1,00 L di acqua ha un pressione osmotica di 0,0260 atm a 4 °C. Qual è la massa molare dell'emoglobina? C) Quanti atomi di ferro ci sono in una molecola di emoglobina?

**a)**

In 100 g di emoglobina ho 0,328 g di ferro.

$$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/PA(\text{Fe})$$

Supponendo di avere una mole di emoglobina per mole di ferro:

$$PM_{\min} = m(\text{emo})/n(\text{emo}) = m(\text{emo})/n(\text{Fe}) = m(\text{emo}) \times PA(\text{Fe})/m(\text{Fe})$$

$$PM_{\min} = 100 \times 55,85/0,328 = 17027 \text{ g/mol}$$

**b)**  $\pi = [A] RT$

$$[\text{emo}] = n_{\text{emo}}/V_{\text{soluz}} = m_{\text{emo}}/(PM_{\text{emo}} \times V_{\text{soluz}}) = \pi/RT$$

$$PM_{\text{emo}} = m_{\text{emo}}/([\text{emo}] \times V_{\text{soluz}}) = m_{\text{emo}} \times RT/(\pi \times V_{\text{soluz}})$$

$$PM_{\text{emo}} = m_{\text{emo}} / ([\text{emo}] \times V_{\text{soluz}}) = m_{\text{emo}} \times RT / (\pi \times V_{\text{soluz}})$$

$$PM_{\text{emo}} = 80,0 \times 0,082 \times 277,15 / (0,0260 \times 1,00) = 69927 \text{ g/mol}$$

**c)**

$$n \text{ atomi Fe} = PM_{\text{emo}} / PM_{\text{min}} = 69927 / 17027 = 4,11 \text{ ca. } 4$$

## Esercizi Aggiuntivi

**Es. 1:** Quanti grammi di glicole etilenico ( $C_2H_6O_2$ ) devono essere aggiunti a 1 kg di acqua per preparare una soluzione che solidifica a  $-5,00\text{ }^\circ\text{C}$ ? Si ricordi che  $k_f(H_2O) = 1,86$ . [166,9 g]

**Es. 2:** Qual è il punto di solidificazione di una soluzione acquosa che bolle a  $105,0\text{ }^\circ\text{C}$ ? Si ricordi che  $k_f(H_2O) = 1,86$  e  $k_e(H_2O) = 0,513$ . [ $-18,1\text{ }^\circ\text{C}$ ]

**Es. 3:** Qual è la pressione osmotica di una soluzione preparata sciogliendo 44,2 mg di acido acetilsalicilico (aspirina,  $C_9H_8O_4$ ) in 0,358 L di acqua a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ ? [0,017 atm]

**Es. 4:** L'alcol laurilico è ottenuto dall'olio di cocco ed è impiegato per produrre detergenti. Una soluzione di 5,00 g di alcol laurilico in 0,100 kg di benzene congela a  $4,1\text{ }^\circ\text{C}$ . Qual è la massa molare approssimativa dell'alcol laurilico, sapendo che  $k_f(\text{benzene}) = 5,12$  e  $T_f^0(\text{benzene}) = 5,5\text{ }^\circ\text{C}$ ? [185,2 g/mol]

**Es. 5:** L'acqua marina contiene 3,4 g di Sali per ogni litro di soluzione. Assumendo che si tratti solo di cloruro di sodio(è in effetti presente per più del 90%), calcolare la pressione osmotica dell'acqua marina a 20 °C. [1,3 atm]

**Es. 6:** A 63,5 °C, la tensione di vapore dell'acqua è 175 torr, quella dell'etanolo (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) 400 torr. Viene preparata una soluzione mescolando masse uguali di acqua ed etanolo. Supponendo che la soluzione sia ideale, a) qual è la frazione molare dell'etanolo in tale soluzione? b) Qual è la pressione della soluzione? [a) 0,25; b) 231,3 torr]

**Es. 7:** A 20 °C la tensione di vapore del benzene è 75 torr, quella del toluene (C<sub>7</sub>H<sub>8</sub>) 22 torr. Supponendo che formino una soluzione ideale, qual è la composizione, in frazioni molari, che ha una soluzione benzene\toluene che a 20 °C ha la pressione di 35 torr? [frazione molare benzene = 0,25]

**Es. 8:** Calcolare il punto di ebollizione e di solidificazione di una soluzione 0,22 m di glicerolo ( $C_3H_8O_3$ ) in etanolo, sapendo che  $k_f(\text{etanolo}) = 1,99$ ;  $k_e(\text{etanolo}) = 1,22$ ;  $T_f^0(\text{etanolo}) = -114,6 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $T_e^0(\text{etanolo}) = 78,4 \text{ }^\circ\text{C}$ . [78,7  $^\circ\text{C}$ ]

**Es. 9:** Disporre le seguenti soluzioni acquose in ordine di punto di ebollizione crescente: a) glucosio 0,120 m; LiBr 0,05 m;  $Zn(NO_3)_2$  0,05 m, ricordando che  $k_f(H_2O) = 1,86$ . [ $T_e(Zn(NO_3)_2) > T_e(\text{glucosio}) > T_e(\text{LiBr})$ ]