



Università
degli Studi
di Ferrara

Dipartimento
di Scienze Chimiche
e Farmaceutiche

LE SOLUZIONI

CAP. 13



N. J. Tro

Chimica - II Ed.

EdiSES

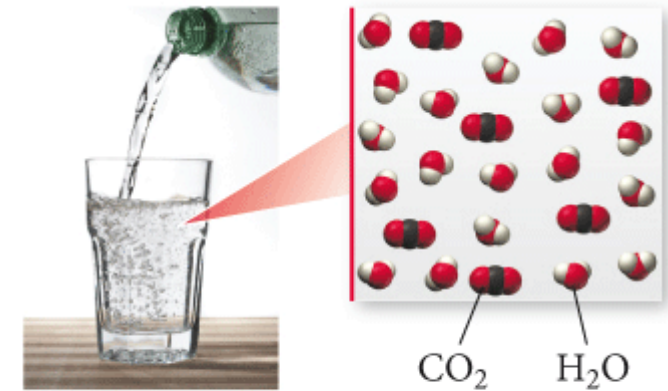
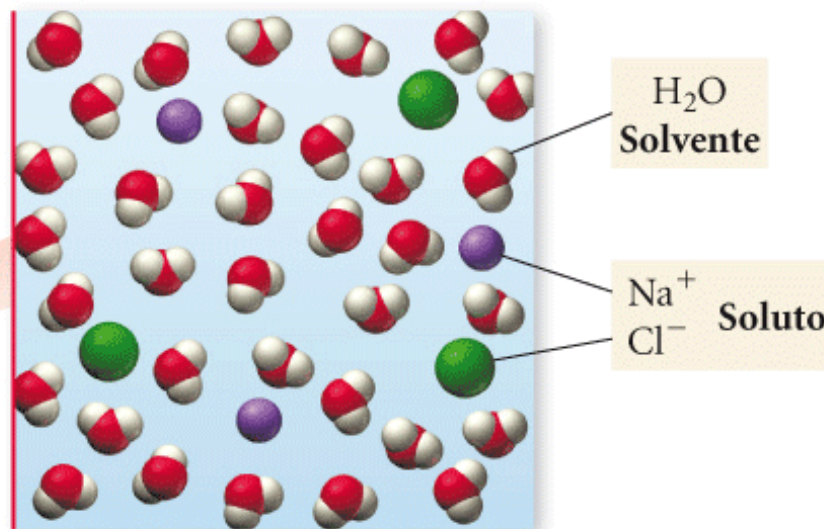
COS'E' UNA SOLUZIONE?

MISCELA OMOGENEA tra almeno due componenti:

SOLVENTE: componente in maggiore quantità

SOLUTO: componente in minore quantità

ESEMPI DI SOLUZIONE:



▲ L'acqua gassata è una soluzione di diossido di carbonio e acqua.

L'EFFETTO DELLE FORZE INTERMOLECOLARI

Possono promuovere o impedire la formazione di una soluzione
Le attrazioni soluto-soluto devono essere sostituite da quelle soluto-solvente.
Per avere dissoluzione le nuove interazioni devono essere simili a quelle
originarie

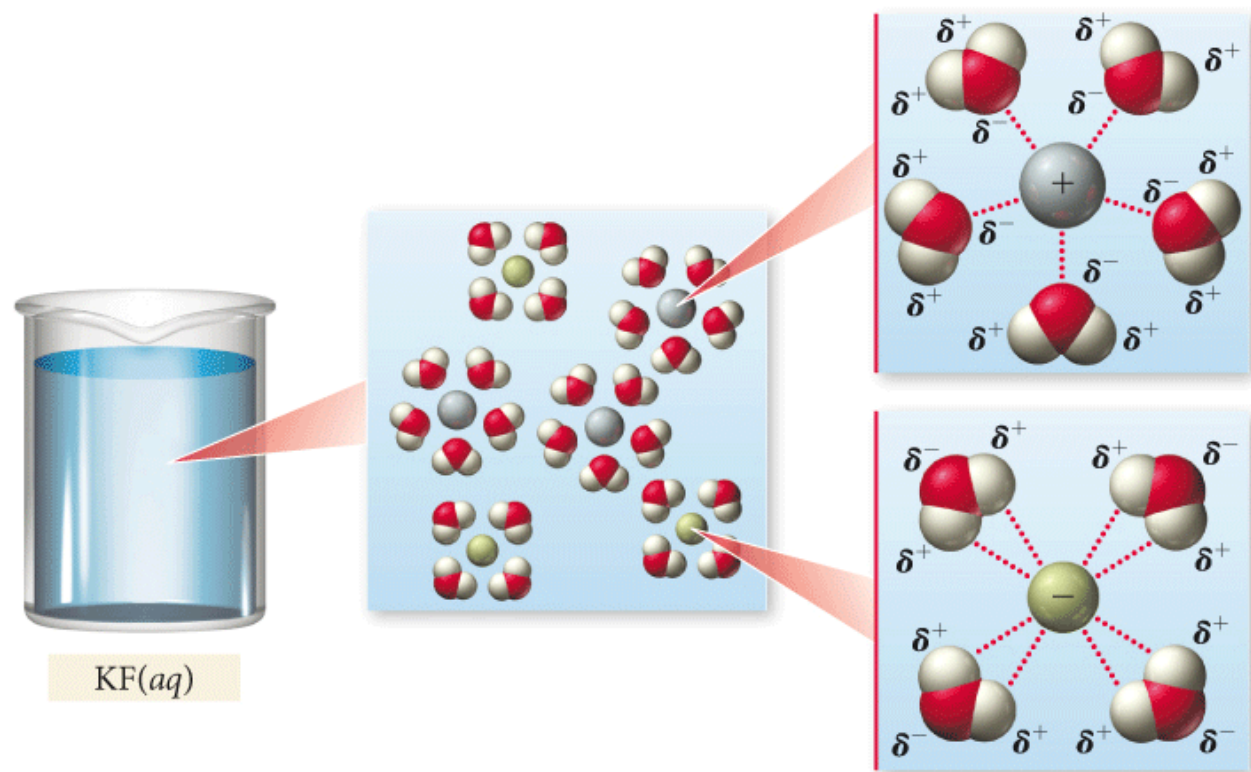
TABELLA 13.2 Interazioni relative e formazione di soluzioni

Interazioni solvente-soluto	>	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si forma
Interazioni solvente-soluto	=	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si forma
Interazioni solvente-soluto	<	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si può formare oppure no, a seconda dei casi

► **FIGURA 13.8** Interazioni

ione-dipolo Le interazioni ione-dipolo come quelle tra gli ioni potassio, gli ioni fluoruro e le molecole d'acqua determinano un calore di idratazione ampiamente negativo (esotermico).

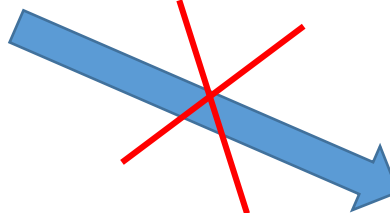
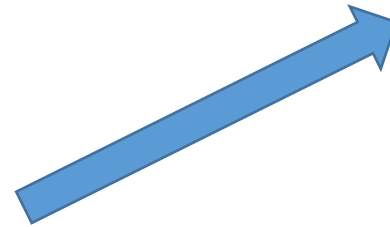
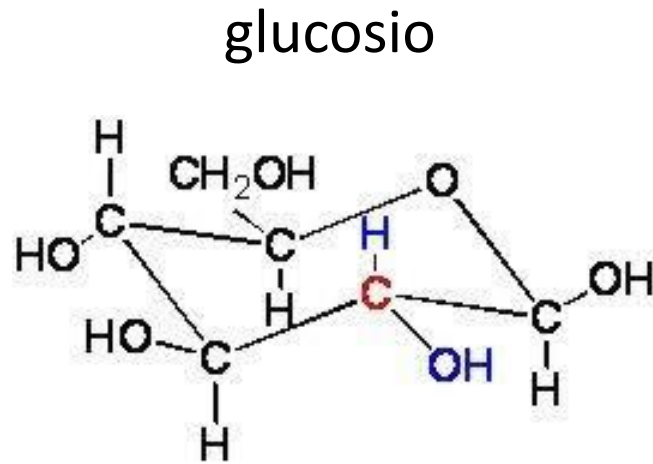
Interazioni ione-dipolo



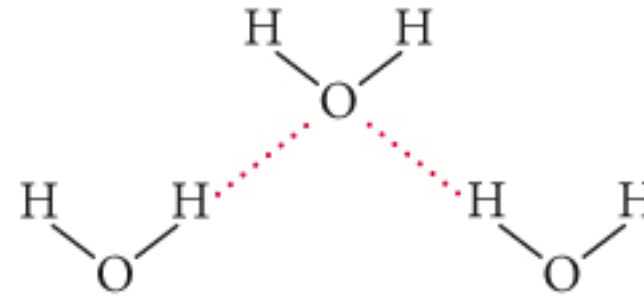
N. J. Tro
Chimica - II Ed.
EdiSES

Le interazioni ione-dipolo che si instaurano tra K^+ e F^- e le molecole di acqua sono molto più forti dei legami idrogeno tra le sole molecole di acqua. Il processo è esotermico. Altro esempio è quando metto NaOH solido in acqua.

Quale solvente scegliereste per sciogliere il glucosio?

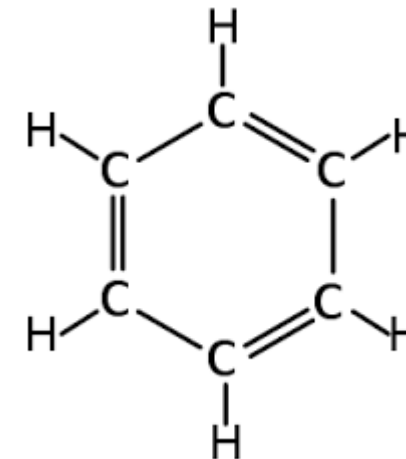


Acqua



La
soluzione si
forma

Benzene



La
soluzione
NON si
forma

La dissoluzione si verifica solo se le nuove interazioni sono simili alle interazioni originarie

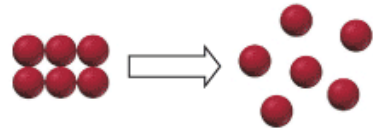
TIPI DI SOLUZIONE

TABELLA 13.1 Tipi comuni di soluzioni

Fase della soluzione	Fase del soluto	Fase del solvente	Esempio
Soluzione gassosa	Gas	Gas	Aria (principalmente ossigeno e azoto)
Soluzione liquida	Gas	Liquido	Soda e acqua gassata (CO ₂ e acqua)
	Liquido	Liquido	Vodka (etanolo e acqua)
Soluzione solida	Solido	Solido	Ottone (rame e zinco) ed altre leghe

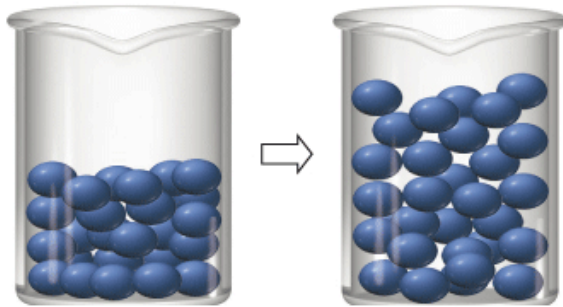
Se il solvente è acqua allora ho le **SOLUZIONI ACQUOSE**

Energetica della formazione delle soluzioni



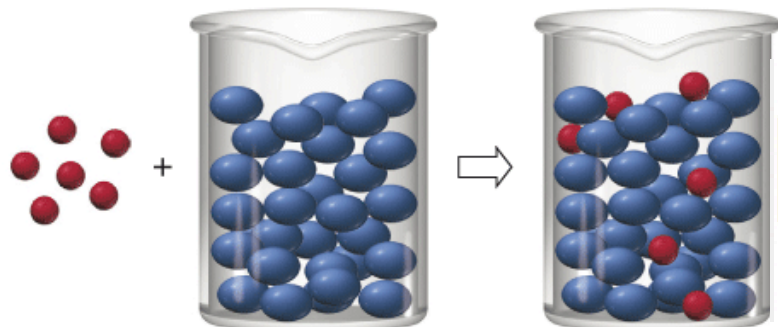
$$\Delta H_{\text{soluto}} > 0$$

Il soluto si separa nelle particelle costituenti. E' richiesta energia per vincere le forze che tengono insieme le particelle



$$\Delta H_{\text{solvente}} > 0$$

Le particelle di solvente si separano le une dalle altre per fare posto a quelle di soluto. E' richiesta energia per vincere le forze intermolecolari tra le particelle di solvente



$$\Delta H_{\text{mix}} < 0$$

Le particelle di soluto interagiscono con quelle di solvente (forze intermolecolari). Viene liberata energia. Passaggio esotermico.

$$\Delta H_{\text{soluzione}} = \Delta H_{\text{soluto}} + \Delta H_{\text{solvente}} + \Delta H_{\text{mix}}$$

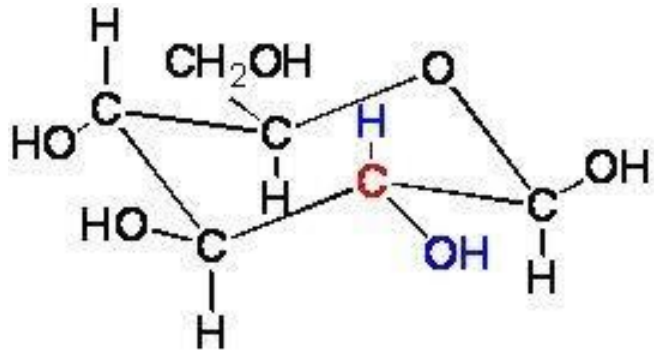
(+)

(+)

(-)

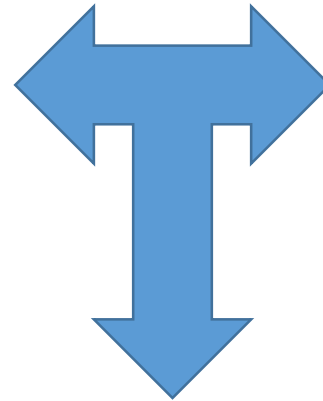
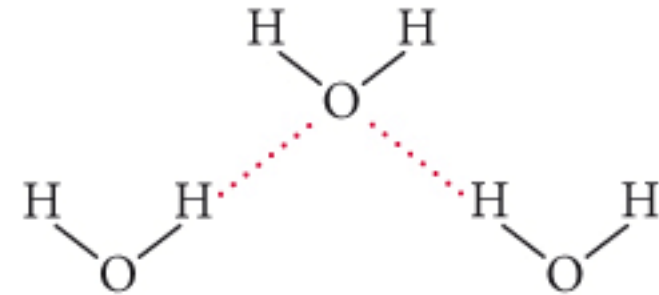
SOLUTO

glucosio



SOLVENTE

Acqua



SOLUZIONE DI GLUCOSIO IN ACQUA

La domanda ora è: dato un volume di acqua posso sciogliere in esso una qualsiasi quantità di glucosio?

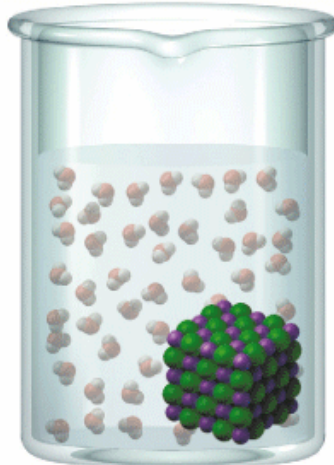
SOLUBILITA'

SOLUBILITA'

Equilibrio di soluzione



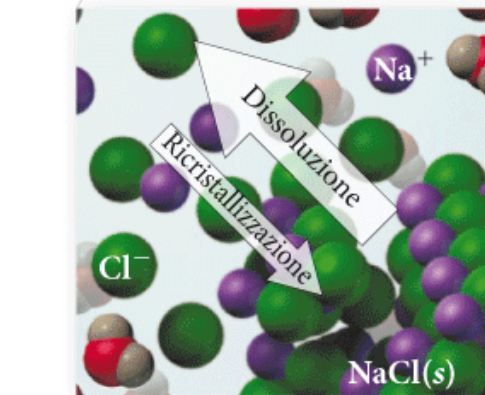
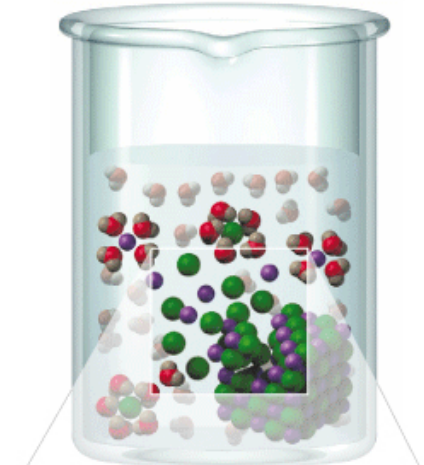
Quando il cloruro di sodio viene aggiunto all'acqua, gli ioni sodio e cloruro cominciano a sciogliersi in acqua.



(a) All'inizio



Quando la soluzione diventa più concentrata, alcuni degli ioni sodio e cloruro possono cominciare a ricristallizzare come cloruro di sodio solido.

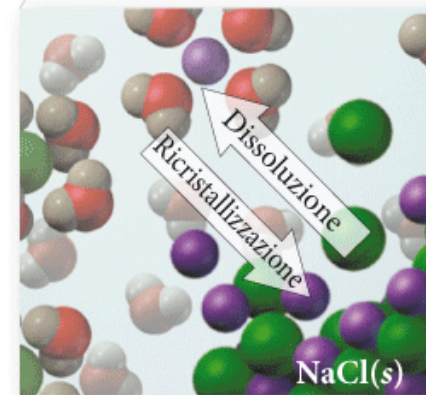
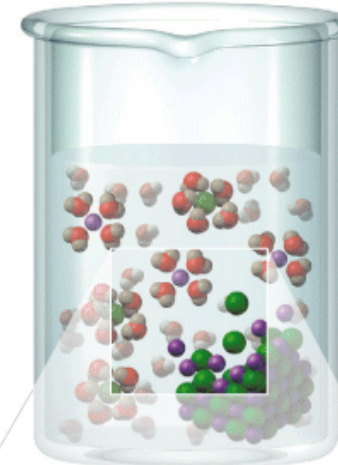


Velocità di dissoluzione > Velocità di ricristallizzazione

(b) Dissoluzione



Quando la velocità di dissoluzione uguaglia la velocità di ricristallizzazione, l'equilibrio dinamico è stato raggiunto.



Velocità di dissoluzione = Velocità di ricristallizzazione

(c) Equilibrio dinamico

Solubilità di NaCl in acqua a
293 K = 358 g/L



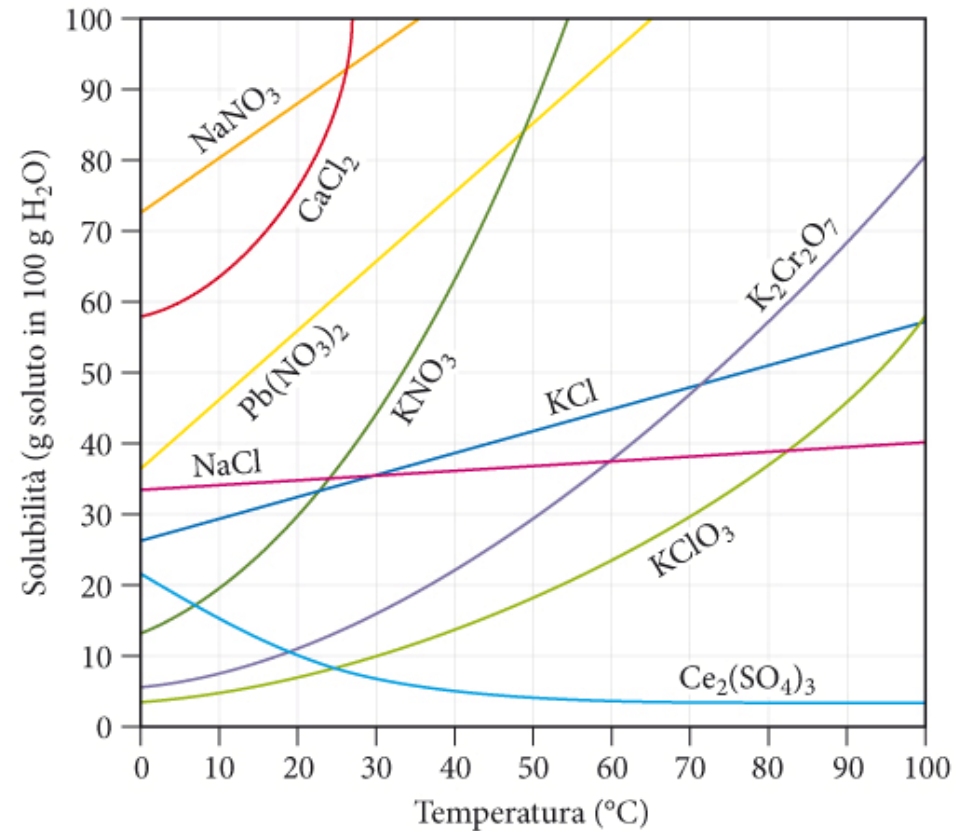
Concentrazione di soluto
nella soluzione satura

Una soluzione in cui il soluto disciolto è in equilibrio dinamico con il soluto indisciolto (solido) è una soluzione SATURA.

La SOLUBILITA' dei solidi dipende dalla temperatura

 N. J. Tro
Chimica - II Ed.
EdiSES

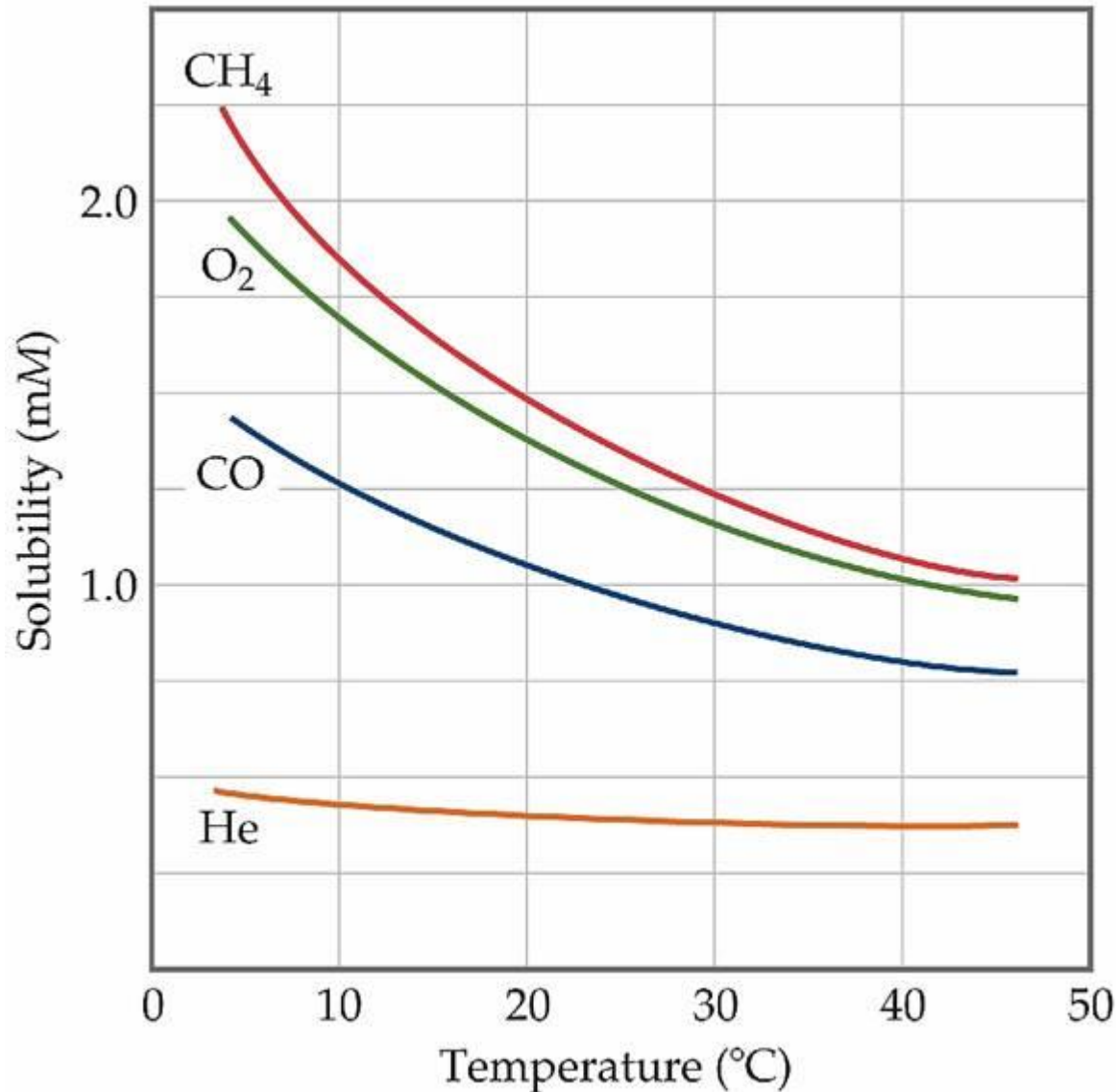
► **FIGURA 13.11 Solubilità e temperatura** La solubilità della maggior parte dei solidi aumenta all'aumentare della temperatura.



La SOLUBILITA' di un gas in un liquido dipende dalla temperatura

Un aumento di temperatura provoca una diminuzione della solubilità di un gas in un liquido.

Le molecole acquistano energia, aumenta la loro energia cinetica



Copyright © 2009 Pearson Prentice Hall, Inc.

▲ Una bibita gassata calda produce più bollicine di una bibita gassata fredda poiché l'anidride carbonica è meno solubile nelle soluzioni calde.



Bibita gassata fredda

Bibita gassata calda

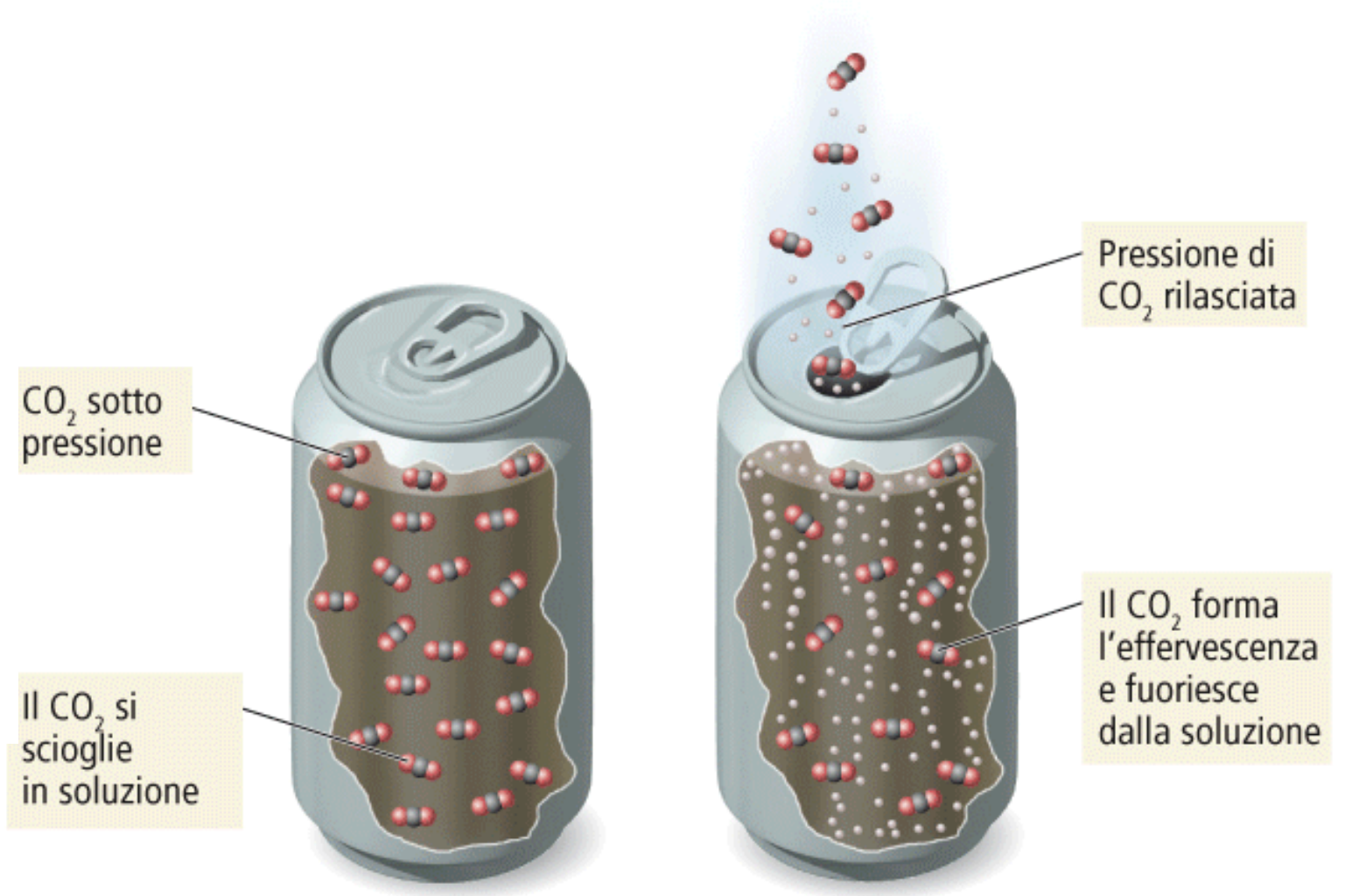
La SOLUBILITA' di un gas in un liquido dipende dalla pressione

$$S_g = k_H P_g$$

Legge di Henry

► **FIGURA 13.12** **L'effervescenza delle bibite gassate** Le bollicine che si producono quando una lattina di una bibita gassata viene aperta derivano da una riduzione della pressione del diossido di carbonio che sovrasta il liquido. A una pressione più bassa, il gas è meno solubile e fuoriesce dalla soluzione.

k_H dipende dal gas, dal solvente e da T

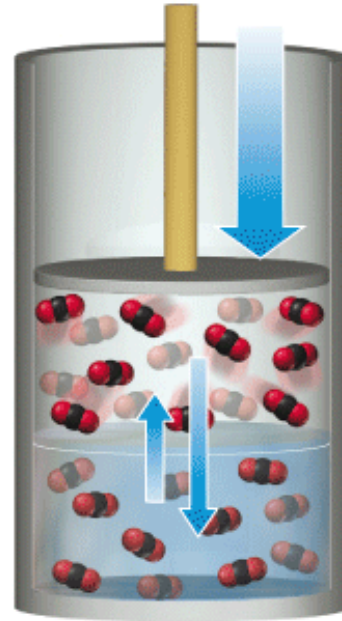


$$S_g = k_H P_g$$

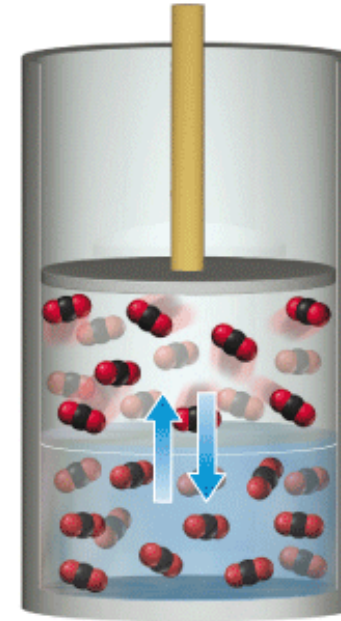
L'aumento della solubilità di un gas in un liquido può essere compreso prendendo in considerazione dei cilindri contenenti acqua e anidride carbonica gassosa.



Equilibrio



La pressione aumenta.
Si scioglie più CO₂.



L'equilibrio è ripristinato

Cosa abbiamo imparato?

- Una soluzione è composta da un soluto e da un solvente
- Le forze intermolecolari sono importanti nella formazione o meno di una soluzione.
- La dissoluzione si verifica solo se le nuove interazioni sono simili alle interazioni originarie
- La solubilità di una sostanza in un volume unitario di solvente è la concentrazione in una soluzione satura
- Soluzioni di un gas in un liquido: legge di Henry
- Dipendenza della solubilità dalla temperatura

Modi per esprimere la concentrazione di una soluzione

TABELLA 13.5 Modi per esprimere la concentrazione delle soluzioni

Nome	Definizione	Unità di misura
Molarità (M)	$\frac{\text{quantità di soluto (in mol)}}{\text{volume di soluzione (in L)}}$	$\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
Molalità (<i>m</i>)	$\frac{\text{quantità di soluto (in mol)}}{\text{massa di solvente (in kg)}}$	$\frac{\text{mol}}{\text{kg}}$
Parti in massa	$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \times \text{fattore moltiplicativo}$	
Percentuale in massa (%)	Fattore moltiplicativo = 100	%

Esempio 13.4 Calcolare la concentrazione

Una soluzione è preparata sciogliendo 17.2 g di etilen glicole ($C_2H_6O_2$) in 0.500 kg d'acqua. Il volume finale della soluzione è pari a 515 mL. Per questa soluzione, calcolare:

- (a) molarità
- (b) molalità
- (c) percentuale in massa

(a) Per calcolare la molarità, trovare prima la quantità di etilen glicole in moli dalla massa e dalla massa molare. Quindi dividere la quantità in moli per il volume della soluzione in litri.

$$\begin{aligned} \text{mol } C_2H_6O_2 &= 17.2 \text{ g } \cancel{C_2H_6O_2} \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6O_2}{62.07 \text{ g } \cancel{C_2H_6O_2}} = 0.2771 \text{ mol } C_2H_6O_2 \\ \text{Molarità (M)} &= \frac{\text{quantità di soluto (in mol)}}{\text{volume di soluzione (in L)}} \\ &= \frac{0.2771 \text{ mol } C_2H_6O_2}{0.515 \text{ L soluzione}} \\ &= 0.538 \text{ M} \end{aligned}$$

(b) Per calcolare la molalità, usare la quantità di etilen glicole in moli ottenute al punto (a), e dividere per la massa dell'acqua in kilogrammi.

$$\begin{aligned} \text{Molalità (} m \text{)} &= \frac{\text{quantità di soluto (in mol)}}{\text{massa di solvente (in kg)}} \\ &= \frac{0.2771 \text{ mol } C_2H_6O_2}{0.500 \text{ kg } H_2O} \\ &= 0.554 \text{ } m \end{aligned}$$

(c) Per calcolare la percentuale in massa, dividere la massa del soluto per la somma delle masse del soluto e del solvente e moltiplicare per 100.

$$\begin{aligned} \text{Percentuale in massa} &= \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di solvente}} \times 100 \quad \leftarrow \text{sbagliato} \\ &= \frac{17.2 \text{ g}}{17.2 \text{ g} + 5.00 \times 10^2 \text{ g}} \times 100 \quad \leftarrow \\ &= 3.33\% \end{aligned}$$

Attenzione!!!

PASSARE DA UNA ESPRESSIONE DI CONCENTRAZIONE AD UN'ALTRA

Esempio 13.5 Conversione tra le unità di concentrazione

Qual è la molarità di una soluzione al 6.56% in massa di glucosio ($C_6H_{12}O_6$)? La densità della soluzione è 1.03 g/mL.

PREMESSA Viene fornita la concentrazione del glucosio in percentuale in massa e la densità della soluzione. Trovare la concentrazione della soluzione in molarità.

DATI: 6.56% $C_6H_{12}O_6$
densità = 1.03 g/mL

INCOGNITE: M

RISOLUZIONE Iniziare con il numeratore (6.56 g $C_6H_{12}O_6$): usare la massa molare per convertire in mol $C_6H_{12}O_6$.

RISULTATO

$$6.56 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.16 \text{ g } C_6H_{12}O_6} = 0.036412 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

Convertire il denominatore (100 g di soluzione) in mL di soluzione (usando la densità) e quindi in L di soluzione.

$$100 \text{ g sol} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.03 \text{ g}} \times \frac{10^{-3} \text{ L}}{\text{mL}} = 0.097087 \text{ L sol}$$

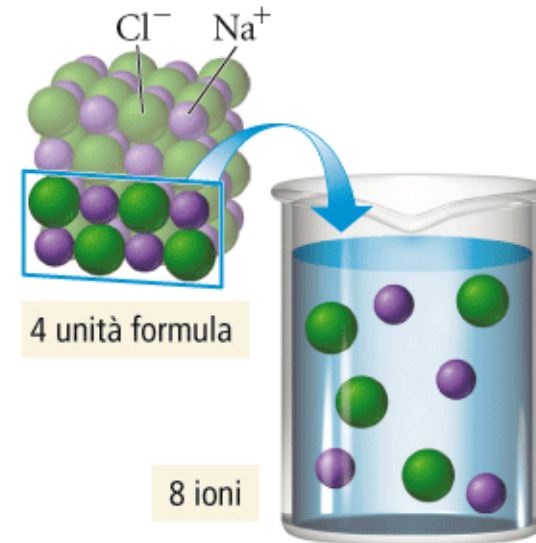
Infine, dividere le moli di $C_6H_{12}O_6$ per i L di soluzione per arrivare alla molarità.

$$\frac{0.036412 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{0.097087 \text{ L sol}} = 0.375 \text{ M } C_6H_{12}O_6$$

LE PROPRIETA' COLLIGATIVE

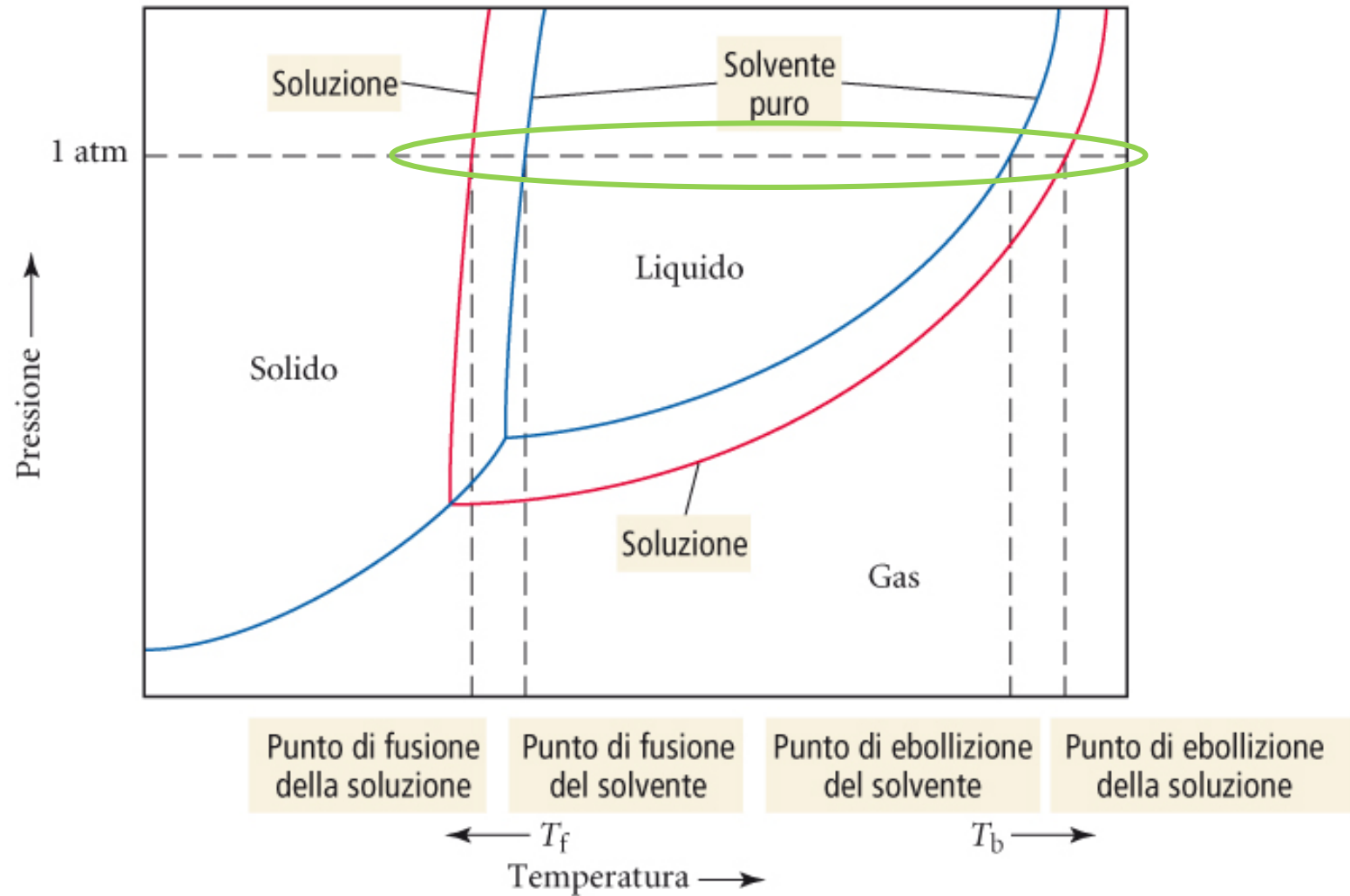
Dipendono dal **NUMERO** di particelle in soluzione e non dalla loro natura

- Abbassamento della pressione di vapore
- Abbassamento del punto di congelamento della soluzione
- Innalzamento del punto di ebollizione della soluzione
- Pressione osmotica



◀ **FIGURA 13.14** Quando il cloruro di sodio viene sciolto in acqua, ogni mole di NaCl produce 2 mol di particelle: 1 mol di cationi e 1 mol di anioni.

Abbassamento del punto di congelamento della soluzione
Innalzamento del punto di ebollizione della soluzione



Abbassamento del punto di congelamento o crioscopico

L'abbassamento del punto di congelamento di una soluzione rispetto al valore del solvente puro è proporzionale alla **molalità** (numero di moli di soluto per Kg di solvente)

$$\Delta t_c = k_c \times m$$

k_c è la costante crioscopica del solvente. Per l'acqua vale $1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$.

Esempio 13.8 Abbassamento del punto di congelamento

Calcolare il punto di congelamento di una soluzione acquosa $1.7 m$ di glicole etilenico.

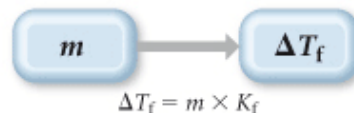
PREMESSA Viene fornita la molalità di una soluzione e viene richiesto di trovare il suo punto di congelamento.

DATI: soluzione $1.7 m$

INCOGNITE: punto di congelamento (da ΔT_f)

STRATEGIA Per risolvere questo problema, usare l'equazione dell'abbassamento del punto di congelamento.

IMPOSTAZIONE



RISOLUZIONE Sostituire i valori noti nell'equazione per il calcolo di ΔT_f . Sottraendo tale valore alla temperatura di congelamento dell'acqua pura ($0.00 \text{ }^\circ\text{C}$), si ottiene il punto di congelamento della soluzione.

RISULTATO

$$\Delta T_f = m \times K_f$$

$$= 1.7 m \times 1.86 \text{ }^\circ\text{C}/m$$

$$= 3.2 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Punto di congelamento} = 0.00 \text{ }^\circ\text{C} - 3.2 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$= -3.2 \text{ }^\circ\text{C}$$

Innalzamento della temperatura di ebollizione

L'aumento del punto di ebollizione di una soluzione rispetto al valore del solvente puro è proporzionale alla **molalità** (numero di moli di soluto per Kg di solvente)

$$\Delta t_e = K_e \times m$$

K_e è la costante ebullioscopica del solvente. Per l'acqua vale $0.51 \text{ }^\circ\text{C}/m$.

Esempio 13.9 Innalzamento del punto di ebollizione

Qual è la massa del glicole etilenico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), in grammi, che deve essere aggiunta a 1.0 kg d'acqua per ottenere una soluzione che bolle a $105.0 \text{ }^\circ\text{C}$?

RISOLUZIONE Nell'equazione dell'innalzamento del punto di ebollizione esplicitare la molalità e sostituire le quantità note.

RISULTATO

$$\Delta T_b = m \times K_b$$

$$m = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{5.0 \text{ }^\circ\text{C}}{0.512 \frac{\text{ }^\circ\text{C}}{m}}$$

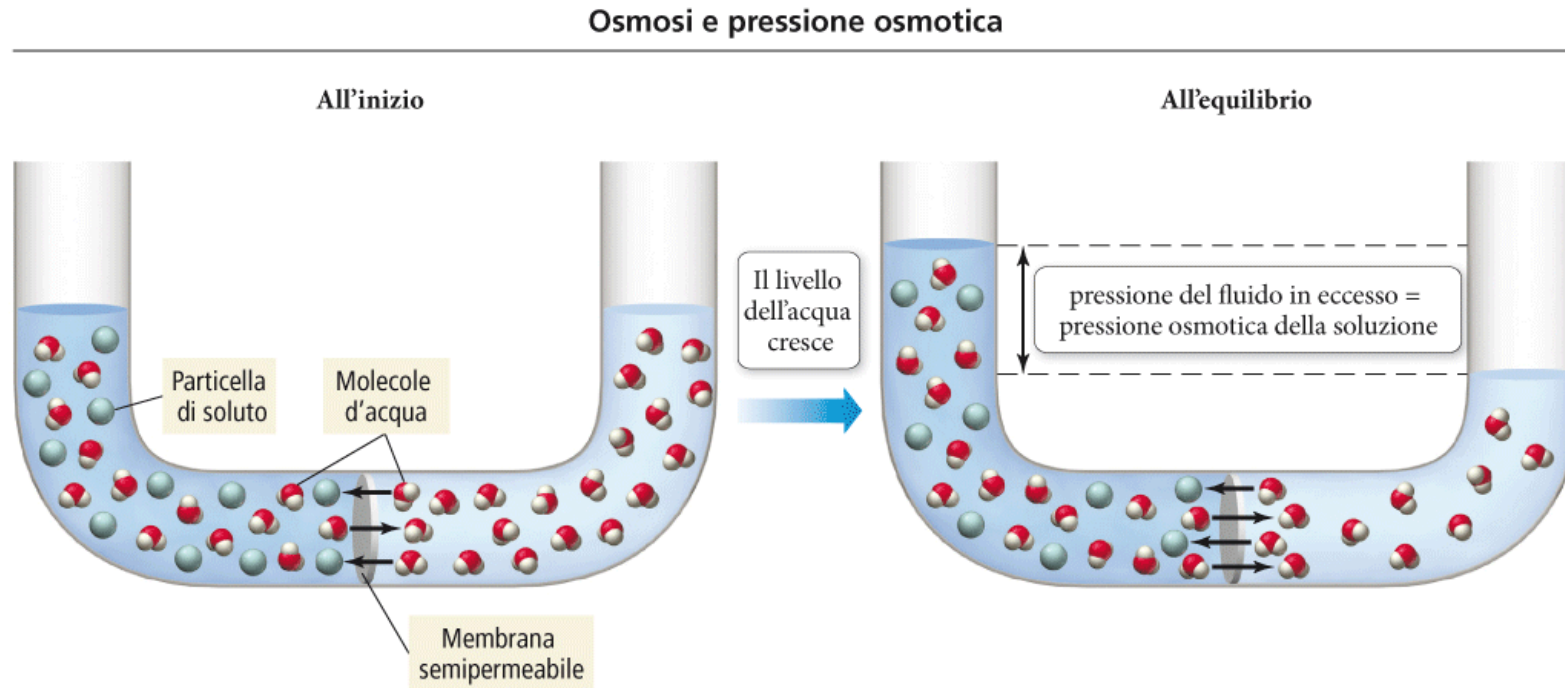
$$= 9.77 m$$

$$1.0 \text{ kg H}_2\text{O} \times \frac{9.77 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}_2}{\text{kg H}_2\text{O}} \times \frac{62.07 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}_2} = 6.1 \times 10^2 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

$$m = \frac{\text{mol C}_2\text{H}_6\text{O}_2}{\text{kg H}_2\text{O}}$$

Osmosi e pressione osmotica

Fase iniziale: due soluzioni a diversa concentrazione di soluto sono separate da una membrana semipermeabile, che fa passare solo il solvente.



All'equilibrio: il flusso di acqua da destra a sinistra si arresta quando la pressione creata dal peso dell'acqua nel ramo sinistro è tale da bloccare il flusso.

▲ FIGURA 13.16 Una cella per osmosi In una cella osmotica, l'acqua fluisce dal lato dell'acqua pura, attraverso la membrana semipermeabile, al lato della soluzione.

Pressione richiesta per fermare il flusso osmotico è la pressione osmotica

$$\Pi = MRT$$

Π è la pressione osmotica

M è la molarità, R è la costante universale dei gas, T la temperatura in kelvin

Esempio 13.10 Pressione osmotica

La pressione osmotica di una soluzione che contiene 5.87 mg di una proteina incognita in 10.0 mL di soluzione è pari a 2.45 torr a 25 °C. Determinare la massa molare della proteina.

RISOLUZIONE Punto 1: iniziare a risolvere l'equazione della pressione osmotica per la molarità M sostituendo le grandezze note con le corrette unità di misura.

Punto 2: iniziare convertendo il volume dato in litri, quindi usare la molarità per trovare il numero di moli di proteina.

Punto 3: utilizzare la massa e il numero di moli ottenuto al punto 2 per calcolare la massa molare della proteina.

RISULTATO

$$\Pi = MRT$$

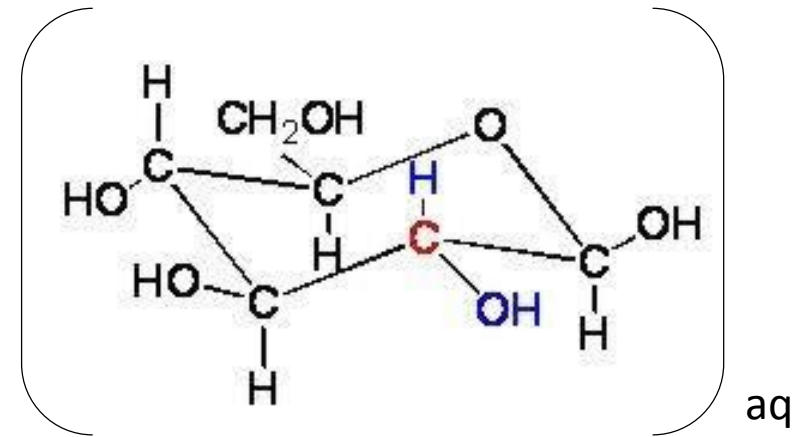
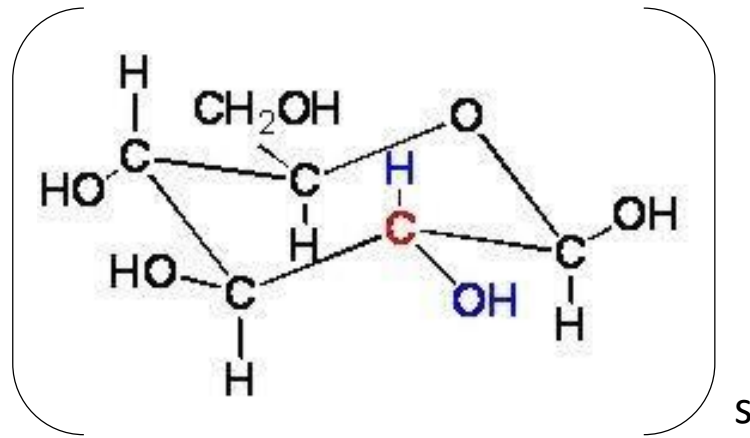
$$M = \frac{\Pi}{RT} = \frac{2.45 \text{ torr} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ torr}}}{0.08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (298 \text{ K})}$$
$$= 1.318 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$10.0 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1.318 \times 10^{-4} \text{ mol}}{\text{L}} = 1.318 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

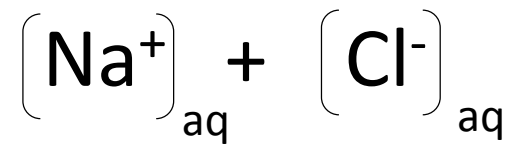
$$\text{Massa molare} = \frac{\text{massa proteina}}{\text{moli proteina}}$$
$$= \frac{5.87 \times 10^{-3} \text{ g}}{1.318 \times 10^{-6} \text{ mol}} = 4.45 \times 10^3 \text{ g/mol}$$

Soluzioni in cui la concentrazione molale di soluto è uguale NON possiedono un ugual numero di particelle

NON ELETTROLITA



ELETTROLITA

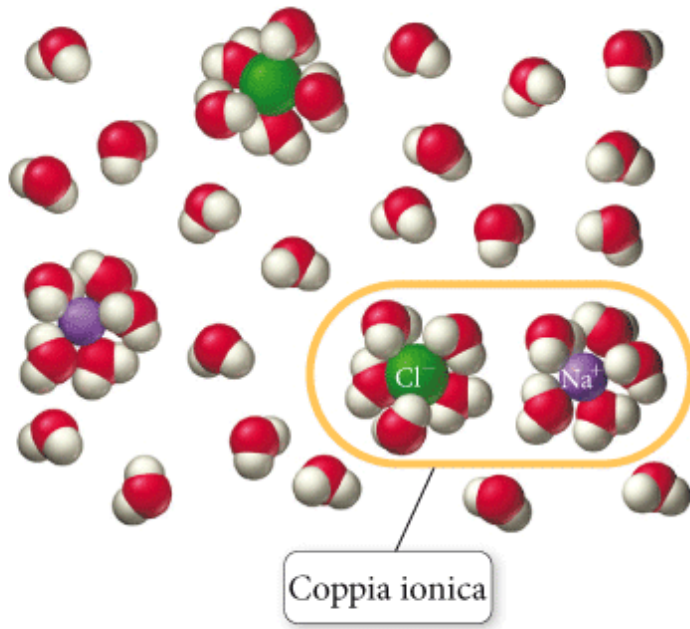


Le proprietà colligative dipendono dal NUMERO di particelle in soluzione. Questo numero è indicato dal coefficiente di Vant'Hoff (i), che si misura sperimentalmente. Il valore misurato e il valore atteso coincidono solo a diluizione infinita. Si assume che coincidano per concentrazioni molari inferiori a $1 \times 10^{-3} \text{M}$. In genere i misurato è minore di i atteso.

$$\Delta t_c = K_c \times m \times i$$

$$\Delta t_e = K_e \times m \times i$$

$$\Pi = MRT \times i$$



◀ **FIGURA 13.17 Coppie ioniche** Gli anioni e i cationi idrati possono trovarsi sufficientemente vicini da formare una coppia, abbassando così la concentrazione delle particelle rispetto a quanto atteso per una soluzione ideale.

TABELLA 13.9 Coefficienti di van't Hoff per soluzioni acquose di concentrazione 0.05 m

Soluto	i atteso	i misurato
non elettrolita	1	1
NaCl	2	1.9
MgSO ₄	2	1.3
MgCl ₂	3	2.7
K ₂ SO ₄	3	2.6
FeCl ₃	4	3.4

Le soluzioni medicali, l'osmosi e i globuli rossi

Se la soluzione somministrata è:

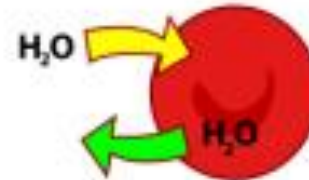
Iperosmotica
(più concentrata)

Isoosmotica
ugualmente
concentrato

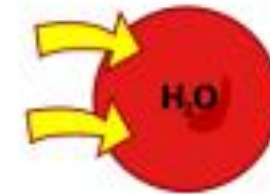
Ipoosmotica
(meno concentrata)



Globuli rossi
avvizziti



Globuli rossi
normali

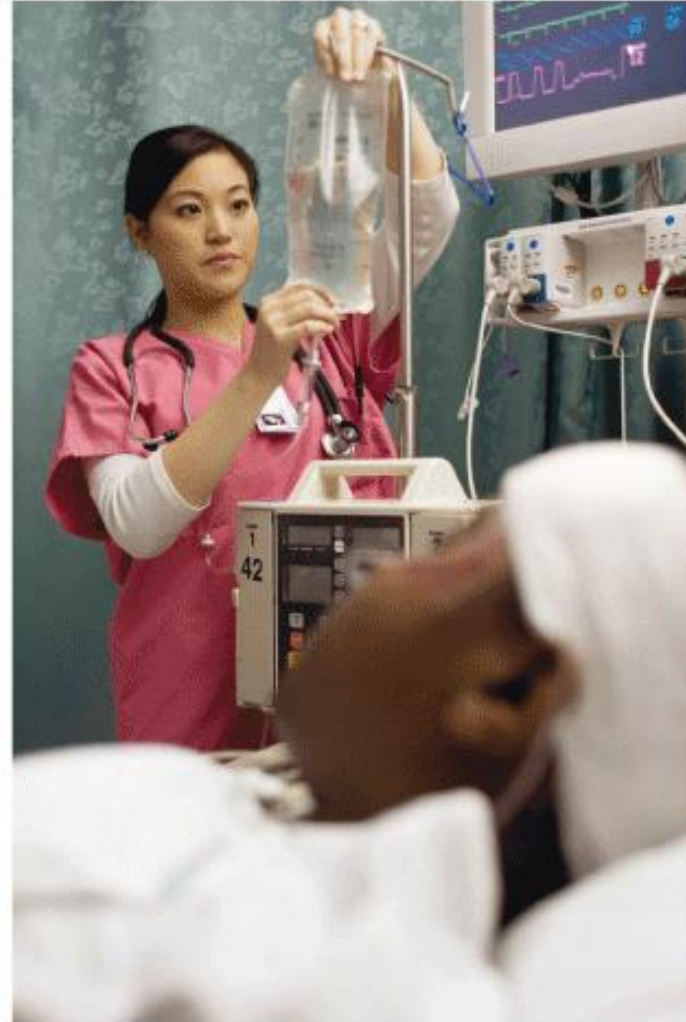


Globuli rossi rigonfiati

Soluzioni fisiologiche devono essere isoosmotiche con i fluidi corporei

Soluzione fisiologica:
0.9 g di NaCl ogni 100
mL di soluzione

► I fluidi usati per le infusioni endovenose devono essere isoosmotici con i fluidi corporei, cioè devono avere la stessa pressione osmotica.



Cosa abbiamo imparato?

- Ci sono molti modi per esprimere la concentrazione di una soluzione
- Questi modi sono interconvertibili tra loro
- Densità di una soluzione
- Proprietà colligative e loro significato
- Differenza tra un non elettrolita ed un elettrolita

Exam Manager: Prova di autovalutazione, codice **biomed04**

La prova consiste in:

5 esercizi sui passaggi di concentrazione

5 esercizi sulle proprietà colligative

5 domande di teoria

Tempo 120'

La prova è aperta alle 15:00 del 30 ottobre e verrà chiusa alle 23:00 del 7 novembre

Le soluzioni verranno caricate successivamente alla scadenza della prova sul minisito e condivise in classroom