CAPITOLO

1

Le soluzioni

Quasi tutta la chimica della vita accade in acqua: per capirla bisogna prima sapere come l'acqua accoglie le altre sostanze.

OBIETTIVI

1. Riconoscere solvente e soluti e spiegare la miscibilità con la polarità e le forze intermolecolari.
2. Descrivere la dissoluzione di un composto ionico e distinguere dissociazione e ionizzazione, elettroliti forti, deboli e non elettroliti.
3. Leggere una curva di solubilità e prevedere come la temperatura e la pressione influiscono sulla solubilità di solidi e gas.
4. Calcolare e convertire le concentrazioni (% m/m, % m/V, % V/V, ppm, molarità, molalità) e progettare una diluizione.
5. Applicare $\Delta T = i \cdot K \cdot b$ e spiegare con le proprietà colligative l'osmosi, le soluzioni isotoniche e gli usi quotidiani.
6. Distinguere soluzioni, colloidi e sospensioni.

INDICE DEL CAPITOLO

1.1 Che cos'è una soluzione 2
1.2 Il processo di dissoluzione 3
1.3 La solubilità 6
1.4 La concentrazione delle soluzioni 8
1.5 Le proprietà colligative 14
1.6 Colloidi e sospensioni 17

Scienze naturali 4 · Parte I · Le soluzioni e le reazioni in soluzione · versione 1.0
Capitolo 1: Le soluzioni · pagine 21–44 del volume completo · estratto per lo studio

L'acqua del rubinetto, il caffè del mattino, l'aria che respiriamo, il sangue, l'acqua di mare, la lega di una moneta: sono tutte *soluzioni*, miscugli così uniformi che neppure al microscopio si distinguono i componenti. Quasi tutte le reazioni della chimica di laboratorio, e tutte quelle che avvengono nelle nostre cellule, si svolgono in acqua, fra sostanze disciolte. Per capire le reazioni in soluzione, che studierai nel prossimo capitolo, bisogna prima sapere come una sostanza si scioglie, quanto se ne può sciogliere e come si misura quanta ce n'è.

In questo capitolo vedrai che cosa accade, a livello delle particelle, quando un cristallo di sale scompare nell'acqua; imparerai a esprimere la composizione di una soluzione nei diversi modi usati nei laboratori, nelle etichette e negli ospedali; e scoprirai perché il sale scioglie il ghiaccio sulle strade e perché una flebo deve avere proprio quella concentrazione.

1.1 Che cos'è una soluzione

1.1.1 Soluto e solvente

Una **soluzione** è un miscuglio omogeneo di due o più sostanze: la sua composizione e le sue proprietà sono le stesse in ogni punto, e i componenti non si separano da soli col tempo. Il componente presente in quantità maggiore, che di solito conserva il proprio stato fisico, è il **solvente**; le altre sostanze, disperse nel solvente, sono i **soluti**. Nell'acqua zuccherata il solvente è l'acqua e il soluto è il saccarosio; nell'acqua di mare il solvente è ancora l'acqua, e i soluti sono soprattutto ioni sodio e cloruro, con quantità minori di magnesio, solfato, calcio e potassio: in tutto circa 35 g di sali per kilogrammo.

Le soluzioni in cui il solvente è l'acqua si chiamano *soluzioni acquose* e si indicano con il simbolo (aq) dopo la formula del soluto: NaCl(aq) è il cloruro di sodio disciolto in acqua. Sono le più importanti, ma non le sole. Una soluzione può trovarsi in uno qualsiasi dei tre stati fisici:

- **soluzioni gassose**: l'aria secca è una soluzione di azoto (circa il 78 % in volume), ossigeno (circa il 21 %), argon e piccole quantità di altri gas; tutti i gas si mescolano fra loro in qualunque proporzione;
- **soluzioni liquide**: un gas in un liquido (il diossido di carbonio nell'acqua minerale frizzante), un liquido in un liquido (l'etanolo nell'acqua del vino), un solido in un liquido (il sale nell'acqua);
- **soluzioni solide**: molte leghe metalliche, come l'ottone, in cui atomi di zinco prendono il posto di una parte degli atomi di rame nel reticolo cristallino del rame; qui il solvente è il rame, il metallo più abbondante.

Due liquidi che si mescolano in qualunque proporzione formando una sola fase, come l'acqua e l'etanolo, si dicono *miscibili*; due liquidi che, agitati insieme, si separano di nuovo in due strati,

come l'acqua e l'olio, sono *immiscibili*. Fra i due estremi ci sono i liquidi parzialmente miscibili, che si sciolgono l'uno nell'altro solo fino a un certo limite.

1.1.2 Il simile scioglie il simile

> **DA RICORDARE**
>
> **Richiamo.** Una molecola è *polare* quando le cariche parziali dei suoi legami polari non si annullano per la sua geometria: l'acqua, piegata, ha una carica parziale negativa δ– sull'ossigeno e cariche parziali positive δ+ sugli idrogeni. Fra le molecole agiscono forze intermolecolari: le forze dipolo–dipolo fra molecole polari, il legame a idrogeno (fortissimo nell'acqua) e le forze di London, presenti fra tutte le molecole e le sole fra molecole apolari. Vedi *Scienze naturali 3*, cap. 7.

Perché lo zucchero si scioglie nell'acqua e l'olio no? Una sostanza si scioglie bene in un solvente quando le nuove attrazioni fra le particelle di soluto e quelle di solvente sono paragonabili alle attrazioni che vanno rotte, quelle fra soluto e soluto e fra solvente e solvente. La regola pratica è che **il simile scioglie il simile**: i solventi polari sciolgono le sostanze polari e ioniche, i solventi apolari sciolgono le sostanze apolari.

Il saccarosio ha molti gruppi –OH, che formano legami a idrogeno con l'acqua: per questo si scioglie in grande quantità. L'olio è fatto di molecole quasi apolari, tenute insieme da forze di London; per infilarsi fra di esse, le molecole d'acqua dovrebbero rompere i propri legami a idrogeno senza ricevere in cambio attrazioni altrettanto forti, e così l'acqua resta unita a sé stessa e l'olio si separa. Al contrario l'olio si scioglie bene nella benzina o nell'esano, solventi apolari, e così lo iodio I_2, una molecola apolare, che colora di viola l'esano ma si scioglie pochissimo in acqua. È per la stessa ragione che una macchia di grasso non va via con la sola acqua, mentre la smacchiatrice a secco usa solventi apolari.

1.2 Il processo di dissoluzione

1.2.1 Le molecole d'acqua circondano gli ioni

Mettiamo un cristallo di cloruro di sodio in acqua. Il cristallo è un reticolo ionico, in cui ogni ione Na^+ è circondato da sei ioni Cl^- e viceversa, tenuti insieme da forti attrazioni elettrostatiche. Le molecole d'acqua che urtano la superficie del cristallo si orientano secondo la loro polarità: rivolgono l'estremità negativa, l'ossigeno, verso gli ioni sodio e l'estremità positiva, gli idrogeni, verso gli ioni cloruro. Le attrazioni *ione–dipolo* che così si formano, sommate, riescono a staccare gli ioni dagli spigoli e dagli angoli del cristallo, dove sono meno trattenuti, e a portarli in soluzione, uno strato dopo l'altro (Figura 1.1).

In soluzione ogni ione resta avvolto da un guscio di molecole d'acqua orientate, che si sposta con lui e lo separa dagli ioni di carica opposta, impedendo che il cristallo si riformi. Questo fenomeno si chiama **idratazione**; quando il solvente non è l'acqua si parla, in generale, di *solvatazione*. L'equazione della dissoluzione si scrive:

$$NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Dissoluzione di un cristallo di cloruro di sodio in acqua

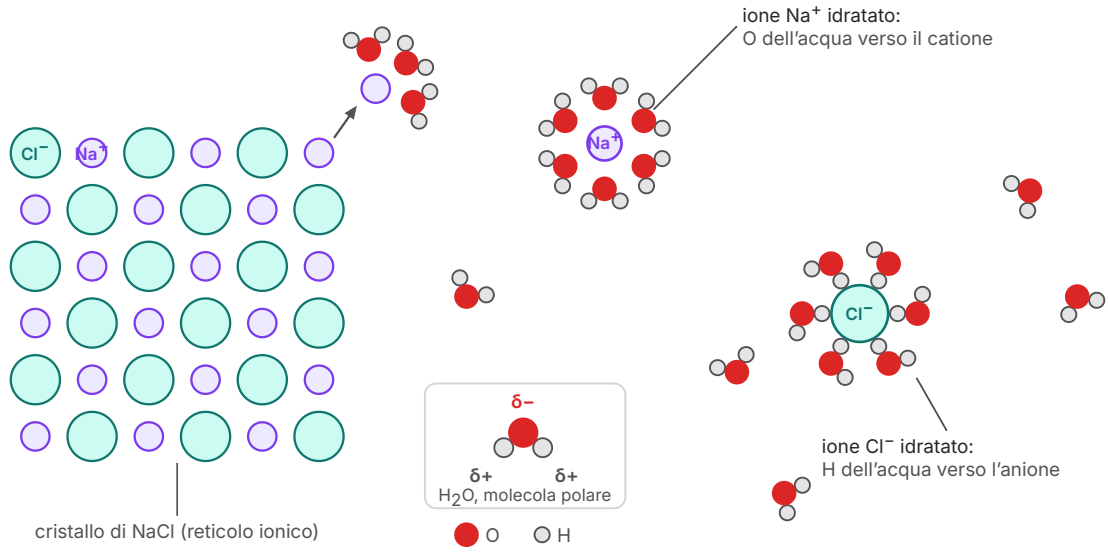


Figura 1.1 La dissoluzione del cloruro di sodio (schema non in scala). Le molecole d'acqua staccano gli ioni dal cristallo e li circondano: verso lo ione Na^+ rivolgono l'atomo di ossigeno, che porta la carica parziale negativa; verso lo ione Cl^- rivolgono un atomo di idrogeno, che porta una carica parziale positiva. Il raggio dello ione cloruro è quasi il doppio di quello dello ione sodio.

La separazione degli ioni del solido già presenti nel reticolo si chiama **dissociazione ionica**. È un processo fisico: nessun legame nuovo si forma fra gli atomi, gli ioni Na^+ e Cl^- esistevano già nel cristallo, e se si fa evaporare l'acqua si ritrova cloruro di sodio, identico a quello di partenza. Le sostanze molecolari polari che non producono ioni, come il saccarosio o l'etanolo, si sciolgono invece come molecole intere, idratate grazie ai legami a idrogeno.

1.2.2 Elettroliti e non elettroliti

Un semplice apparecchio permette di distinguere le soluzioni: due elettrodi immersi nel liquido, collegati in serie a una lampadina e a una pila. L'acqua distillata non accende la lampadina; la soluzione di cloruro di sodio la accende con luce piena; la soluzione di zucchero la lascia

spenta. Una corrente elettrica nelle soluzioni è un moto di ioni, non di elettroni: la lampadina si accende solo se in soluzione ci sono ioni liberi di muoversi.

Si chiamano **elettroliti** le sostanze che, sciolte in acqua, producono ioni e rendono la soluzione conduttrice; i *non elettroliti*, come il glucosio, il saccarosio e l'etanolo, si sciolgono come molecole e non conducono. Gli elettroliti *forti* sono presenti in soluzione praticamente solo come ioni: sono tali i composti ionici solubili (NaCl, KNO_3, $CaCl_2$) e alcune sostanze molecolari come l'acido cloridrico. Gli elettroliti *deboli*, come l'acido acetico dell'aceto, formano pochi ioni, e la lampadina si accende appena.

L'acido cloridrico mostra che si possono ottenere ioni anche da una sostanza fatta di molecole. Il cloruro di idrogeno puro, HCl, è un gas di molecole con un legame covalente polare; quando si scioglie in acqua, il legame si rompe e l'idrogeno passa a una molecola d'acqua come ione H^+, formando lo ione ossonio H_3O^+:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Questa è una vera reazione chimica con l'acqua, in cui si formano ioni che prima non esistevano: si chiama **ionizzazione**. La studierai a fondo, come reazione fra un acido e l'acqua, nel cap. 5.

> **ERRORE FREQUENTE**
>
> **«Il sale reagisce con l'acqua»; «HCl si dissocia come un sale».** Sciogliere NaCl non è una reazione: gli ioni c'erano già e l'acqua si limita a separarli e circondarli (dissociazione). L'acido cloridrico, invece, è molecolare: i suoi ioni nascono solo dalla reazione con l'acqua (ionizzazione). Entrambi sono elettroliti forti, ma per ragioni diverse.

1.2.3 Calore assorbito, calore ceduto

Sciogliere un soluto richiede energia per separare le sue particelle e per allontanare un po' le molecole del solvente, mentre l'idratazione ne libera. Se l'energia liberata dall'idratazione è maggiore di quella spesa, la dissoluzione cede calore all'ambiente e la soluzione si scalda; se è minore, la dissoluzione assorbe calore e la soluzione si raffredda. Sono due processi familiari: le *borse del ghiaccio istantaneo* del pronto soccorso sportivo contengono nitrato di ammonio, NH_4NO_3, e un sacchetto d'acqua: quando si rompe il sacchetto, il sale si scioglie assorbendo calore e la borsa diventa fredda. Le borse autoriscaldanti usano invece cloruro di calcio, $CaCl_2$, che sciogliendosi cede calore. Imparerai a misurare questi scambi di energia, con la grandezza chiamata entalpia, nel cap. 3.

1.3 La solubilità

1.3.1 Soluzioni insature, sature e sovrassature

Se aggiungi zucchero a un bicchiere d'acqua, cucchiaino dopo cucchiaino, a un certo punto i cristalli smettono di sciogliersi e si depositano sul fondo. La soluzione ha raggiunto la massima concentrazione possibile a quella temperatura: è una **soluzione satura**. In essa il solido non scompare, ma non smette nemmeno di sciogliersi: in ogni istante alcune particelle lasciano il cristallo e altrettante vi ritornano, e la concentrazione resta costante. È un esempio di equilibrio dinamico, un'idea su cui tornerai nel cap. 4.

La **solubilità** di una sostanza in un solvente è la quantità massima che se ne può sciogliere in una quantità fissata di solvente, a una temperatura data: per i solidi in acqua si esprime di solito in grammi di soluto per 100 g di acqua, indicando sempre la temperatura. A 20 °C si sciolgono circa 36 g di cloruro di sodio in 100 g di acqua. Una soluzione che contiene meno soluto di quello corrispondente alla solubilità è *insatura* e ne può sciogliere ancora.

Esistono anche soluzioni che contengono, per qualche tempo, più soluto di quanto ne prevede la solubilità: le **soluzioni sovrassature**. Si preparano sciogliendo il soluto a caldo e lasciando raffreddare lentamente, senza scosse e senza polvere. Sono instabili: basta un cristallino o un urto perché il soluto in eccesso cristallizzi di colpo. Gli scaldamani riutilizzabili contengono una soluzione sovrassatura di acetato di sodio: piegando il dischetto metallico al loro interno si avvia la cristallizzazione, che cede calore e porta il sacchetto a una temperatura gradevole; per «ricaricarlo» si scioglie di nuovo il solido in acqua bollente.

Attenzione: una soluzione satura di sale è satura *di sale* e *a quella temperatura*. Può ancora sciogliere zucchero o un altro soluto e, scaldata, può sciogliere altro sale, se la solubilità aumenta con la temperatura. E la saturazione non ferma lo scambio fra solido e soluzione: lo bilancia.

1.3.2 La solubilità dipende dalla temperatura

Il grafico della solubilità in funzione della temperatura è la *curva di solubilità* (Figura 1.2). Per la maggior parte dei solidi la solubilità in acqua cresce con la temperatura, ma in misura molto diversa da sostanza a sostanza; per pochi solidi, come l'idrossido di calcio, diminuisce. Quella del nitrato di potassio aumenta di quasi venti volte fra 0 °C e 100 °C, mentre quella del cloruro di sodio cambia appena: da circa 36 g a circa 39 g per 100 g di acqua. Ogni punto della curva rappresenta una soluzione satura; i punti al di sotto della curva sono soluzioni insature, quelli al di sopra soluzioni sovrassature (se tutto il soluto resta disciolto; altrimenti il soluto in eccesso si deposita e resta una soluzione satura).

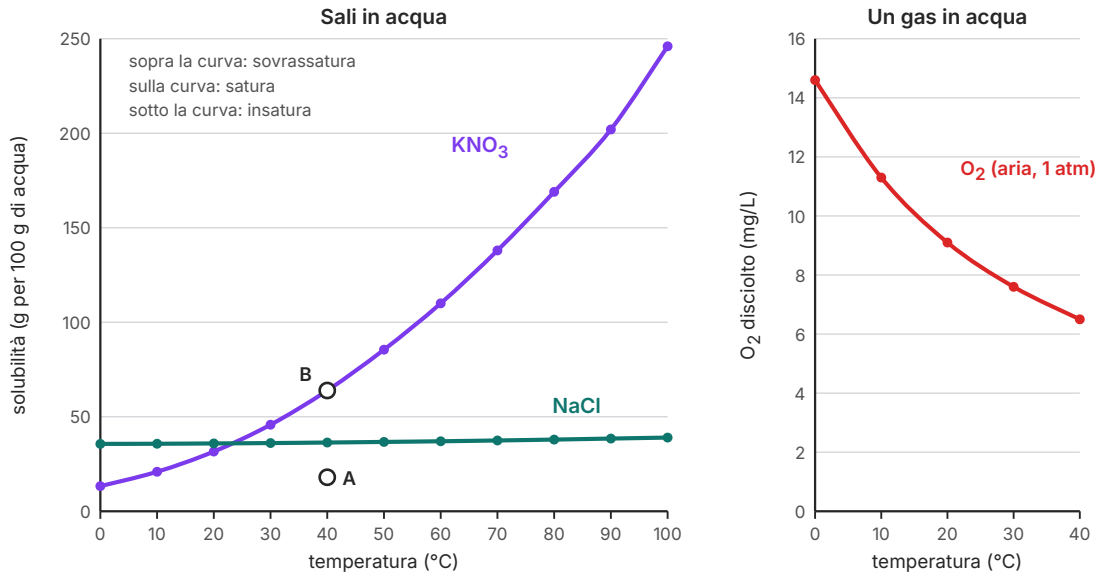


Figura 1.2 Curve di solubilità in acqua. **A sinistra**: nitrato di potassio e cloruro di sodio, in grammi di sale anidro per 100 g di acqua. A 40 °C il punto A (18 g di KNO_3) è una soluzione insatura, il punto B (63,9 g) una soluzione satura. **A destra**: ossigeno disciolto in acqua a contatto con l'aria alla pressione di 1 atm, in milligrammi per litro. Dati da tabelle di riferimento come quelle del *CRC Handbook of Chemistry and Physics*.

Le curve permettono di prevedere che cosa accade raffreddando una soluzione. Se 100 g di acqua saturi di nitrato di potassio a 50 °C (85,5 g di sale) vengono raffreddati a 20 °C, dove la solubilità è 31,6 g, la soluzione non può più trattenere 85,5 − 31,6 = 53,9 g di sale, che si separano come cristalli. Su questo principio si basa la *cristallizzazione frazionata*, che sfrutta le diverse curve di solubilità per purificare un solido o separare due sali.

1.3.3 I gas: temperatura e pressione

Per i gas la tendenza è opposta: la loro solubilità in acqua **diminuisce** quando la temperatura aumenta. Una bibita gassata calda perde il diossido di carbonio molto più in fretta di una fredda, e se scaldi l'acqua in una pentola vedi comparire bollicine d'aria ben prima dell'ebollizione. La parte destra della Figura 1.2 mostra che l'acqua in equilibrio con l'aria contiene circa 14,6 mg/L di ossigeno a 0 °C, ma solo 7,6 mg/L a 30 °C. I pesci, che respirano l'ossigeno disciolto, soffrono nelle acque calde e ferme: per questo gli scarichi di acqua di raffreddamento delle centrali nei fiumi, che ne alzano la temperatura, costituiscono una forma di inquinamento, l'*inquinamento termico*.

La solubilità di un gas aumenta invece con la sua pressione sopra il liquido. Il chimico inglese William Henry osservò che, a temperatura costante, la concentrazione di un gas disciolto è

proporzionale alla sua pressione parziale sopra la soluzione. È la **legge di Henry**:

$$C = k \cdot P$$

dove C è la concentrazione del gas disciolto, P la sua pressione e k una costante che dipende dal gas, dal solvente e dalla temperatura. Se la pressione raddoppia, raddoppia la quantità di gas che si scioglie. Una bottiglia di acqua frizzante è riempita con CO_2 a una pressione di alcune atmosfere: quando la apri la pressione scende a quella dell'aria, nella quale il CO_2 è scarso, il gas in eccesso esce dalla soluzione e forma le bollicine.

COLLEGAMENTI

Fisica e salute · La malattia da decompressione. Sott'acqua la pressione aumenta di circa 1 atm ogni 10 m di profondità, e il subacqueo respira aria alla pressione dell'acqua che lo circonda. Per la legge di Henry nel sangue e nei tessuti si scioglie più azoto. Se il sub risale troppo in fretta la pressione cala di colpo e l'azoto torna gas, formando bolle nei vasi e nei tessuti, come in una bibita appena aperta: è la *malattia da decompressione*, che può essere grave. Per evitarla si risale lentamente, rispettando le soste di decompressione, che lasciano il tempo all'azoto di essere eliminato con la respirazione; nei casi gravi si cura in una camera iperbarica, che riporta il paziente ad alta pressione e lo decomprime lentamente.

1.4 La concentrazione delle soluzioni

Dire che una soluzione è «diluita» o «concentrata» non basta in chimica, né in medicina. La **concentrazione** di una soluzione è il rapporto fra la quantità di soluto e la quantità di soluzione (o, in un caso, di solvente). Si può esprimere in diversi modi, ciascuno comodo per un uso particolare; la Tabella 1.2 li riassume.

1.4.1 Le concentrazioni percentuali

La **percentuale in massa** (% m/m) è la massa di soluto, in grammi, contenuta in 100 g di soluzione:

$$\%\ \text{m/m} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \times 100$$

Una soluzione al 10 % m/m di glucosio contiene 10 g di glucosio in 100 g di soluzione, cioè 10 g di glucosio e 90 g di acqua. La massa della soluzione è sempre la somma delle masse di soluto e solvente. Per esempio, sciogliendo 15,0 g di saccarosio in 235 g di acqua si ottengono 250 g di soluzione, e la percentuale in massa è 15,0 g / 250 g × 100 = 6,00 %. Attenzione a dividere per la massa della *soluzione*, non per quella dell'acqua: 15,0/235 × 100 = 6,38 % sarebbe sbagliato.

La *percentuale massa su volume* (% m/V) è invece la massa di soluto, in grammi, in 100 mL di soluzione: è l'unità delle soluzioni per uso medico, come la soluzione fisiologica allo 0,9 % m/V,

che contiene 0,9 g di cloruro di sodio in ogni 100 mL. La *percentuale in volume* (% V/V) è il volume di soluto, in millilitri, in 100 mL di soluzione: si usa per miscele di liquidi, e in particolare per la *gradazione alcolica* delle bevande, indicata in etichetta come «% vol». Un vino a 12 % vol contiene 12 mL di etanolo ogni 100 mL di vino.

Per le soluzioni molto diluite si usano le **parti per milione** (ppm): i milligrammi di soluto per kilogrammo di soluzione, cioè una parte in massa su un milione. Poiché un litro di una soluzione acquosa molto diluita ha massa praticamente uguale a 1 kg, per l'acqua potabile 1 ppm equivale, con ottima approssimazione, a 1 mg/L. Per tracce ancora più piccole si usano le parti per miliardo (ppb, µg/kg).

Le ppm si incontrano anche a tavola. Le etichette delle acque minerali italiane riportano i risultati di un'analisi chimica, con la data e il laboratorio che l'ha eseguita. Il *residuo fisso a 180 °C* è la massa di sali che resta facendo evaporare un litro d'acqua e seccando il residuo a 180 °C: in base a questo valore la legge classifica le acque in *minimamente mineralizzate* (fino a 50 mg/L), *oligominerali* (fino a 500 mg/L) e *ricche di sali minerali* (oltre 1500 mg/L). Seguono le concentrazioni dei singoli ioni (calcio, magnesio, sodio, potassio, idrogenocarbonato, solfato, cloruro, nitrato…), in mg/L, cioè in ppm. La Tabella 1.1 mostra un'etichetta di esempio.

Tabella 1.1 Un'etichetta di esempio di un'acqua minerale oligominerale (valori indicativi, non riferiti a una marca reale).

Analisi chimica	mg/L
residuo fisso a 180 °C	185
calcio Ca^{2+}	32
magnesio Mg^{2+}	9,5
sodio Na^{+}	6,0
potassio K^{+}	1,2
idrogenocarbonato HCO_3^{-}	125
solfato SO_4^{2-}	18
cloruro Cl^{-}	8,0
nitrato NO_3^{-}	4,5

1.4.2 La molarità

Le percentuali dicono quanti grammi di soluto ci sono, ma le reazioni avvengono fra particelle, contate in moli. Per i calcoli chimici l'unità più usata è la **molarità** *c*, il numero di moli di soluto contenute in un litro di soluzione:

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{(mol/L)}$$

dove n è la quantità di soluto in moli e V il volume della **soluzione** in litri. La molarità si indica anche con M: «NaCl 0,10 M» si legge «zero virgola dieci molare» e significa 0,10 mol di NaCl per litro di soluzione. Per la concentrazione molare di una sostanza A si scrive anche [A]. Dalla definizione si ricava la relazione più utile della stechiometria in soluzione, $n = c \cdot V$: il numero di moli contenute in un volume noto di una soluzione di molarità nota.

ESEMPIO SVOLTO

Dalla massa alla molarità

Problema. Si sciolgono 5,85 g di cloruro di sodio in acqua e si porta il volume della soluzione a 250,0 mL. Qual è la molarità?

Soluzione. *Massa molare.* M(NaCl) = 22,99 + 35,45 = 58,44 g/mol. *Moli.* n = 5,85 g / 58,44 g/mol = 0,100 mol. *Volume in litri.* 250,0 mL = 0,2500 L. *Molarità.* c = 0,100 mol / 0,2500 L = 0,400 mol/L.

Risultato. La soluzione è 0,400 M in NaCl. Per le cifre significative vale la regola di *Scienze naturali 3*, cap. 1: il risultato ha tante cifre quante il dato meno preciso (qui 5,85 g, tre cifre).

ERRORE FREQUENTE

Litri di solvente o litri di soluzione? Una soluzione 1 M *non* si ottiene sciogliendo 1 mol di soluto in 1 L di acqua: il volume finale sarebbe diverso da 1 L. Si scioglie il soluto in meno acqua e si porta il volume a 1 L di soluzione in un matraccio. E non confondere la molarità con la percentuale: la soluzione fisiologica è allo 0,9 % m/V, cioè 9 g/L, che corrispondono a 9/58,44 = 0,154 mol/L, non a 0,9 M.

1.4.3 La molalità

Il volume di una soluzione cambia un poco con la temperatura, e con esso la molarità. Quando si studiano soluzioni a temperature diverse, come nelle proprietà colligative, si preferisce la **molalità** b, il numero di moli di soluto per kilogrammo di **solvente**:

$$b = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}}} \quad \text{(mol/kg)}$$

Masse e moli non dipendono dalla temperatura, e quindi neppure la molalità. Molti libri italiani indicano la molalità con la lettera m; qui usiamo b, uno dei simboli previsti dalla IUPAC, per non confonderla con il simbolo della massa. Per le soluzioni acquose diluite molarità e molalità hanno quasi lo stesso valore, perché un litro di soluzione contiene circa un kilogrammo d'acqua.

Per passare da un'espressione della concentrazione a un'altra serve spesso la *densità* della soluzione, che collega la sua massa al suo volume. Il metodo più sicuro è ragionare su una quantità di soluzione scelta a piacere, per esempio 1 L, e calcolarne massa, massa di soluto e moli.

ESEMPIO SVOLTO

L'acido cloridrico concentrato del commercio

Problema. L'acido cloridrico concentrato contiene il 37,0 % m/m di HCl e ha densità 1,18 g/mL. Calcola la molarità e la molalità.

Soluzione. *Si sceglie 1 L di soluzione.* Massa: 1000 mL × 1,18 g/mL = 1180 g. *Massa di HCl.* 1180 g × 0,370 = 437 g; M(HCl) = 1,008 + 35,45 = 36,46 g/mol, quindi n = 437 g / 36,46 g/mol = 12,0 mol. *Molarità.* c = 12,0 mol / 1,000 L = 12,0 mol/L.

Molalità. La massa del solvente è 1180 g − 437 g = 743 g = 0,743 kg; b = 12,0 mol / 0,743 kg = 16,1 mol/kg.

Risultato. c = 12,0 mol/L; b = 16,1 mol/kg. In una soluzione così concentrata molarità e molalità sono molto diverse. Questo acido si maneggia solo sotto cappa e lo usa l'insegnante: in laboratorio gli studenti lavorano con soluzioni diluite, come quella dell'esercizio di diluizione qui sotto.

Tabella 1.2 Le espressioni della concentrazione usate in questo volume.

Espressione	Definizione	Unità	Uso tipico
percentuale in massa	g di soluto in 100 g di soluzione	% m/m	soluzioni commerciali, leghe
percentuale massa su volume	g di soluto in 100 mL di soluzione	% m/V	soluzioni per uso medico
percentuale in volume	mL di soluto in 100 mL di soluzione	% V/V, % vol	bevande alcoliche
parti per milione	mg di soluto per kg di soluzione	ppm (≈ mg/L in acqua)	acque, inquinanti
molarità c	mol di soluto per L di soluzione	mol/L (M)	reazioni in soluzione
molalità b	mol di soluto per kg di solvente	mol/kg	proprietà colligative

1.4.4 Preparare una soluzione e diluirla

Per preparare una soluzione di molarità esatta si usa il *matraccio tarato*, un recipiente di vetro a pancia larga e collo stretto, con una tacca incisa sul collo: riempito fino alla tacca, alla temperatura indicata sul vetro, contiene esattamente il volume dichiarato. Il soluto si pesa con la bilan-

cia, si trasferisce nel matraccio con un imbuto, sciacquando con acqua distillata per non perderne nulla, si scioglie in una parte dell'acqua e infine si aggiunge acqua goccia a goccia fino a quando la parte bassa del menisco tocca la tacca (Figura 1.3). Tappato il matraccio, lo si capovolge più volte per rendere uniforme la soluzione.

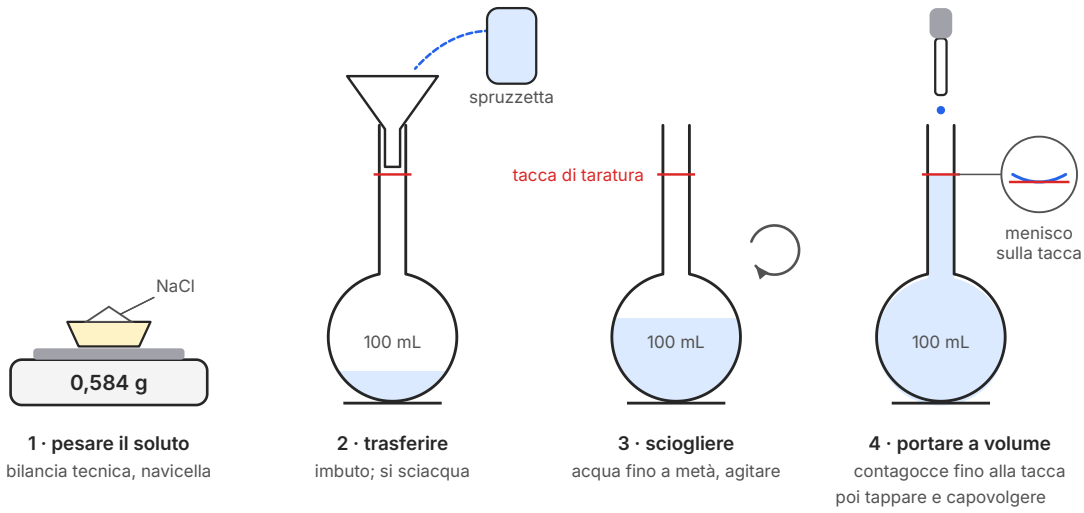


Figura 1.3 La preparazione di 100,0 mL di una soluzione 0,100 M di NaCl in un matraccio tarato (schema non in scala). Si pesano 0,584 g di sale, si trasferiscono nel matraccio sciacquando imbuto e navicella, si scioglie il sale in circa metà dell'acqua e si porta a volume: la parte bassa del menisco deve toccare la tacca. Infine si tappa e si capovolge più volte.

Spesso però si parte da una soluzione più concentrata, detta *soluzione madre*, e se ne prepara una più diluita aggiungendo solvente. È la **diluizione**. Aggiungendo solo solvente, la quantità di soluto non cambia: cambiano il volume e quindi la concentrazione (Figura 1.4). Poiché $n = c \cdot V$ prima e dopo:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

dove l'indice 1 si riferisce alla soluzione madre e l'indice 2 a quella diluita. I due volumi vanno espressi nella stessa unità, anche in millilitri. Per prelevare con precisione il volume V_1 si usa una *pipetta* tarata, munita di propipetta: non si aspira mai con la bocca.

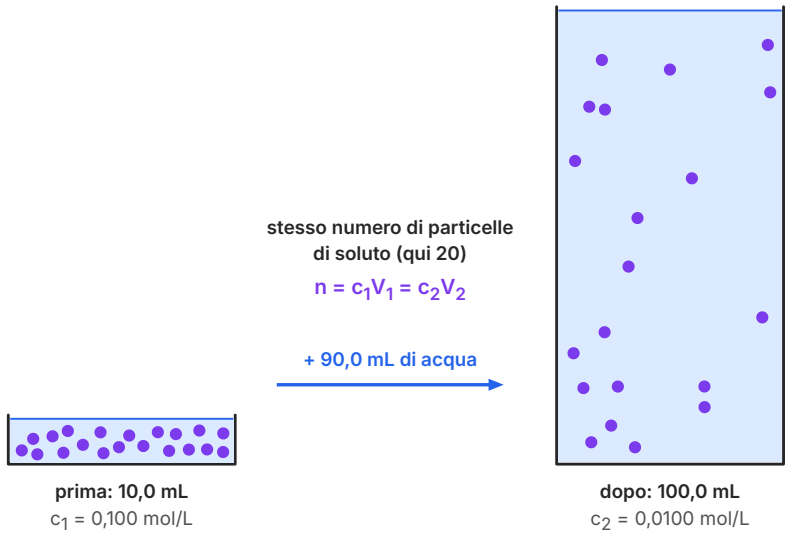


Figura 1.4 La diluizione vista dalle particelle (schema non in scala). Aggiungendo 90,0 mL di acqua a 10,0 mL di una soluzione 0,100 M il volume diventa dieci volte maggiore e la concentrazione dieci volte minore, ma il numero di particelle di soluto resta lo stesso.

ESEMPIO SVOLTO

Diluire una soluzione madre

Problema. Quanti millilitri di una soluzione 2,00 M di NaCl servono per preparare 250 mL di soluzione 0,150 M?

Soluzione. Da $c_1V_1 = c_2V_2$: $V_1 = c_2V_2 / c_1 = 0{,}150\ \text{mol/L} \times 250\ \text{mL} / 2{,}00\ \text{mol/L} = 18{,}8\ \text{mL}$.

Risultato. Si prelevano 18,8 mL di soluzione madre con una pipetta, si versano in un matraccio da 250 mL e si porta a volume con acqua distillata. Controllo: la soluzione diluita è 2,00/0,150 = 13,3 volte meno concentrata, e il suo volume è 250/18,8 = 13,3 volte maggiore.

IN SINTESI

- % m/m = massa di soluto / massa di soluzione × 100; % m/V in g per 100 mL; % V/V in mL per 100 mL.
- ppm = mg di soluto per kg di soluzione (≈ mg/L per l'acqua).
- Molarità: $c = n/V$ (mol per litro di soluzione), quindi $n = c \cdot V$.
- Molalità: $b = n_{\text{soluto}} / m_{\text{solvente}}$ (mol per kilogrammo di solvente).
- Diluizione: $c_1V_1 = c_2V_2$.

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Preparare una soluzione 0,100 M di NaCl e diluirla 1 : 10

Obiettivo. Preparare 100,0 mL di una soluzione 0,100 M di cloruro di sodio e, da questa, 100,0 mL di una soluzione 0,0100 M.

Materiale. Cloruro di sodio puro; bilancia tecnica (sensibilità 0,001 g); navicella di pesata; spatola; due matracci tarati da 100 mL con tappo; imbuto; spruzzetta con acqua distillata; pipetta tarata da 10 mL con propipetta; contagocce; becher.

1. Calcola la massa di sale: $n = 0{,}100\ \text{mol/L} \times 0{,}1000\ \text{L} = 0{,}0100\ \text{mol}$; $m = 0{,}0100\ \text{mol} \times 58{,}44\ \text{g/mol} = 0{,}584\ \text{g}$.
2. Pesa 0,584 g di NaCl nella navicella e trasferiscilo nel primo matraccio con l'imbuto, sciacquando navicella e imbuto con la spruzzetta.
3. Aggiungi acqua fino a circa metà e agita con movimenti circolari finché il sale è sciolto; poi aggiungi acqua fino a poco sotto la tacca e completa con il contagocce, con l'occhio all'altezza della tacca. Tappa e capovolgi una decina di volte.
4. Con la pipetta preleva 10,0 mL della soluzione e versali nel secondo matraccio; porta a volume con acqua distillata, tappa e capovolgi.
5. Etichetta i matracci con nome, concentrazione e data.

Sicurezza. Occhiali di protezione; la pipetta si riempie solo con la propipetta. Il cloruro di sodio non è pericoloso e le soluzioni si possono gettare nel lavandino con abbondante acqua.

Risultato atteso e domande. La seconda soluzione è 0,0100 M ($c_2 = 0{,}100 \times 10{,}0/100{,}0$). Perché non si deve riempire il matraccio fino alla tacca prima che il sale sia sciolto del tutto? Che errore si commette se si legge la tacca guardando il collo dall'alto? Che concentrazione avrebbe la soluzione se si dimenticasse di sciacquare la navicella?

1.5 Le proprietà colligative

Il sale fa sciogliere il ghiaccio sulle strade; lo zucchero, nello stesso modo, impedisce al sorbetto di diventare un blocco duro; il glicole etilenico nel radiatore delle automobili impedisce all'acqua di gelare d'inverno. Sono esempi di **proprietà colligative**: proprietà delle soluzioni che dipendono soltanto dal **numero** di particelle di soluto disciolte in una certa quantità di solvente, e non dalla loro natura. Una mole di molecole di glucosio e una mole di molecole di saccarosio, pur così diverse, producono lo stesso effetto. Il nome viene dal latino *colligare*, «legare insieme»: queste proprietà dipendono dall'insieme delle particelle, considerate tutte insieme, senza riguardo alla loro identità.

1.5.1 Contare le particelle: il fattore di van 't Hoff

Un elettrolita produce più particelle di quante unità di formula se ne sciolgono. Una mole di NaCl dà una mole di ioni Na^+ e una di ioni Cl^-, cioè 2 mol di particelle; una mole di $CaCl_2$ ne dà 3 (un Ca^{2+} e due Cl^-); una mole di glucosio, un non elettrolita, ne dà una sola. Il numero di particelle che si formano da ogni unità di formula si chiama **fattore di van 't Hoff** i: vale 1 per i non elettroliti, 2 per NaCl e KNO_3, 3 per $CaCl_2$ e Na_2SO_4. Questi sono i valori *ideali*: nelle soluzioni reali, soprattutto se concentrate, gli ioni di carica opposta restano in parte vicini e il valore misurato è un po' più piccolo. Negli esercizi useremo sempre il valore ideale.

1.5.2 Tensione di vapore, ebollizione e congelamento

Sopra un liquido in un recipiente chiuso si accumula il suo vapore, fino a una pressione che, per un dato liquido, dipende solo dalla temperatura: la **tensione di vapore**. Un liquido bolle quando la sua tensione di vapore uguaglia la pressione esterna: per l'acqua pura, al livello del mare, questo accade a 100 °C. In una soluzione con un soluto non volatile, come il sale o lo zucchero, le molecole di solvente sono solo una parte delle particelle del liquido e la loro tendenza a sfuggire nel vapore diminuisce: la tensione di vapore della soluzione è più bassa di quella del solvente puro, e tanto più bassa quanto maggiore è la frazione di particelle di soluto. È la *legge di Raoult*, dal nome del chimico francese François-Marie Raoult, che la ricavò dalle sue misure nell'Ottocento.

Ne segue che la soluzione deve essere scaldata a una temperatura più alta per raggiungere la pressione esterna: bolle a una temperatura superiore a quella del solvente puro (Figura 1.5). È l'**innalzamento ebullioscopico**. Allo stesso modo le particelle di soluto ostacolano le molecole di solvente che dovrebbero ordinarsi nel cristallo di ghiaccio, e la soluzione congela a una temperatura più bassa di quella del solvente puro: è l'**abbassamento crioscopico**. In entrambi i casi, per soluzioni diluite, la variazione di temperatura è proporzionale alla molalità delle particelle:

$$\Delta T_{eb} = i \cdot K_{eb} \cdot b \qquad \Delta T_{cr} = i \cdot K_{cr} \cdot b$$

ΔT è sempre un numero positivo: la temperatura di ebollizione della soluzione è quella del solvente *più* ΔT_{eb}, la temperatura di congelamento è quella del solvente *meno* ΔT_{cr}. K_{eb} e K_{cr} sono la *costante ebullioscopica* e la *costante crioscopica*, che dipendono solo dal solvente: per l'acqua K_{eb} = 0,512 °C·kg/mol e K_{cr} = 1,86 °C·kg/mol. L'effetto sul congelamento è dunque più di tre volte maggiore di quello sull'ebollizione, ed è quello che si sfrutta in pratica. Una soluzione che contiene 1,00 mol di NaCl in 1,00 kg di acqua (i = 2) congela a −3,72 °C e bolle a 101,02 °C.

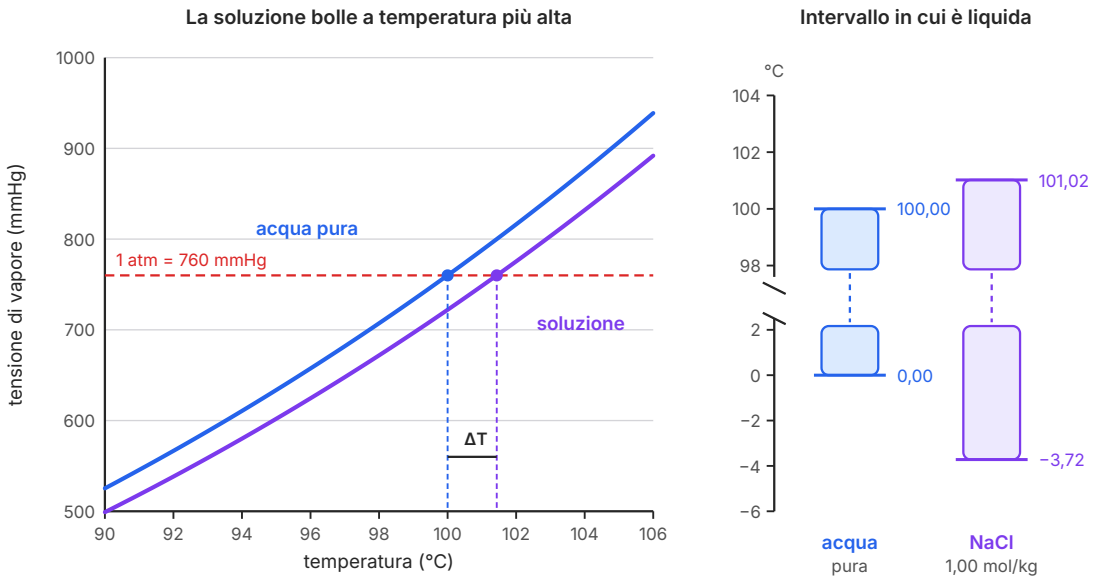


Figura 1.5 **A sinistra**: tensione di vapore dell'acqua pura e di una soluzione di un soluto non volatile in cui la frazione molare dell'acqua è 0,95 (curve calcolate con l'equazione di Antoine per l'acqua e la legge di Raoult). La soluzione raggiunge la pressione di 1 atm, e bolle, a circa 101,4 °C. **A destra**: l'intervallo di temperatura in cui sono liquide, a 1 atm, l'acqua pura e una soluzione 1,00 mol/kg di NaCl (valori ideali, con i = 2); l'asse è interrotto fra 2 °C e 98 °C.

ESEMPIO SVOLTO

L'antigelo del radiatore

Problema. Nel radiatore di un'auto si sciolgono 500 g di glicole etilenico, $C_2H_6O_2$ (un non elettrolita, non volatile), in 2,00 kg di acqua. A quale temperatura congela la miscela?

Soluzione. *Massa molare.* $M = 2 \cdot 12{,}01 + 6 \cdot 1{,}008 + 2 \cdot 16{,}00 = 62{,}07$ g/mol. *Moli.* $n = 500\ \text{g} / 62{,}07\ \text{g/mol} = 8{,}06$ mol. *Molalità.* $b = 8{,}06\ \text{mol} / 2{,}00\ \text{kg} = 4{,}03$ mol/kg. *Abbassamento.* $\Delta T_{cr} = 1 \cdot 1{,}86\ °\text{C·kg/mol} \cdot 4{,}03\ \text{mol/kg} = 7{,}49$ °C.

Risultato. La miscela congela a circa −7,49 °C invece che a 0 °C. Le miscele antigelo reali, più concentrate, scendono molto più in basso, ma per esse la formula, valida per le soluzioni diluite, dà solo una stima.

Prima di applicare la formula, scrivi la dissociazione del soluto e conta le particelle. Una soluzione 0,10 mol/kg di glucosio, una di NaCl e una di $CaCl_2$ non congelano alla stessa temperatura: contengono 0,10, 0,20 e 0,30 mol di particelle per kilogrammo di acqua, e i loro abbassamenti crioscopici stanno come 1 : 2 : 3.

Le applicazioni sono quotidiane. Il sale sparso sulle strade forma con il ghiaccio una soluzione che congela sotto 0 °C, e il ghiaccio fonde; ma una soluzione di cloruro di sodio, per quanto concentrata, non resta liquida sotto circa −21 °C, e nei climi molto freddi si preferisce il cloruro di calcio, che dà tre particelle per unità di formula e che, sciogliendosi, cede anche calore. I gelatai sanno che un sorbetto più zuccherato resta più morbido, perché a parità di temperatura una parte maggiore della sua acqua resta liquida. E la pasta si cuoce in acqua salata per il sapore, non per farla bollire più calda: con 10 g di sale per litro l'innalzamento ebullioscopico è di circa 0,2 °C, un effetto trascurabile in cucina.

1.5.3 L'osmosi e la pressione osmotica

Nel secondo anno hai studiato l'*osmosi* (*Scienze naturali 2*, cap. 4): il passaggio di acqua attraverso una membrana semipermeabile, che lascia passare il solvente ma non il soluto, dalla soluzione meno concentrata a quella più concentrata. Anche l'osmosi è una proprietà colligativa. Per impedire il passaggio di acqua verso la soluzione più concentrata bisognerebbe esercitare su di essa una pressione: la **pressione osmotica**, che cresce con la concentrazione delle particelle di soluto e non dipende dalla loro natura.

Due soluzioni con la stessa pressione osmotica si dicono **isotoniche**; rispetto a un'altra, una soluzione è *ipertonica* se ha concentrazione di particelle maggiore e *ipotonica* se l'ha minore. Un globulo rosso in una soluzione isotonica con il suo citoplasma conserva la sua forma; in acqua distillata, ipotonica, si gonfia per l'acqua che entra e può scoppiare; in una soluzione ipertonica perde acqua e si raggrinzisce. Lo stesso principio spiega perché il sale e lo zucchero conservano i cibi: in un prosciutto salato o in una marmellata l'ambiente è così ipertonico che i batteri e le muffe perdono acqua per osmosi e non riescono a moltiplicarsi.

COLLEGAMENTI

Salute · Perché la flebo è «fisiologica». Le soluzioni che si infondono in vena devono essere isotoniche con il sangue, altrimenti i globuli rossi si gonfierebbero o si raggrinzirebbero. La *soluzione fisiologica*, NaCl allo 0,9 % m/V (0,154 mol/L, cioè 0,308 mol/L di particelle), ha all'incirca la stessa pressione osmotica del plasma, e così la soluzione di glucosio al 5 % m/V (0,278 mol/L, una sola particella per molecola). Una flebo di acqua pura sarebbe pericolosa. Anche le lenti a contatto si conservano in soluzioni saline isotoniche con le lacrime, e per questo non bruciano.

1.6 Colloidi e sospensioni

Il latte sembra un liquido omogeneo, ma non è una soluzione. Al microscopio si vedono goccioline di grasso disperse in acqua; sono molto più piccole di quanto l'occhio possa distinguere, ma enormemente più grandi di uno ione o di una molecola di zucchero. Fra le soluzioni e i miscugli eterogenei veri e propri esistono i **colloidi**, o dispersioni colloidali: miscugli in cui le par-

ticelle disperse hanno dimensioni comprese, indicativamente, fra 1 nm e 1 µm (1000 nm). Le particelle di una soluzione sono più piccole di 1 nm; quando le particelle superano circa 1 µm il miscuglio è una **sospensione**, come l'acqua fangosa o una spremuta, e le particelle col tempo si depositano sul fondo o si separano con un filtro.

Le particelle colloidali invece non si depositano, perché sono continuamente spinte in tutte le direzioni dagli urti delle molecole del mezzo, e attraversano la carta da filtro. I colloidi si classificano secondo lo stato della fase dispersa e del mezzo: la nebbia è un aerosol di goccioline d'acqua in aria, il fumo un aerosol di particelle solide; il latte e la maionese sono *emulsioni*, goccioline di un liquido disperse in un altro liquido con cui non è miscibile (nella maionese l'olio, nell'acqua dell'uovo e del limone, stabilizzato dalle sostanze del tuorlo); la gelatina è un *gel*, una rete di proteine che trattiene l'acqua; la panna montata è una schiuma, gas disperso in un liquido.

Un colloide si riconosce facilmente con un fascio di luce. In una soluzione il fascio di una torcia passa senza che lo si veda di lato, perché le particelle sono troppo piccole per diffondere apprezzabilmente la luce; in un colloide le particelle diffondono la luce in tutte le direzioni e il percorso del fascio diventa visibile (Figura 1.6). È l'**effetto Tyndall**, dal fisico irlandese John Tyndall che lo studiò nell'Ottocento: lo vedi anche quando i raggi del sole entrano in una stanza polverosa o attraversano la nebbia di un bosco, o nei fari di un'auto nella foschia.

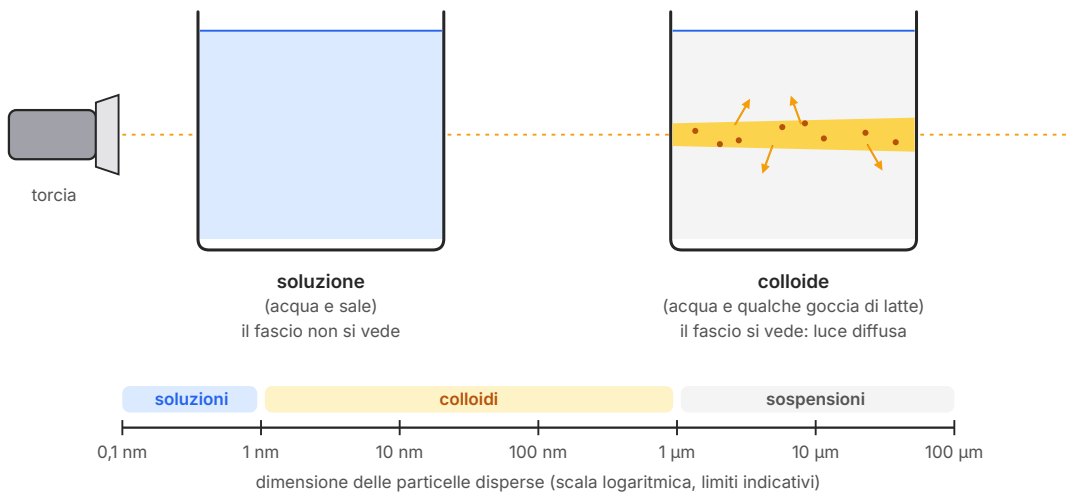


Figura 1.6 L'effetto Tyndall (schema non in scala). Il fascio di luce attraversa la soluzione senza essere visibile di lato; nel colloide le particelle diffondono la luce in tutte le direzioni e il fascio si vede. In basso, le dimensioni indicative delle particelle disperse nelle soluzioni, nei colloidi e nelle sospensioni.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Frazione molare e pressione osmotica in numeri

La legge di Raoult si può scrivere in forma quantitativa con la *frazione molare* χ, il rapporto fra le moli di un componente e le moli totali della soluzione: per il solvente, $\chi_{solvente} = n_{solvente} / (n_{solvente} + n_{soluto})$. La tensione di vapore della soluzione è $P = \chi_{solvente} \cdot P°$, dove $P°$ è quella del solvente puro. Un kilogrammo d'acqua contiene 1000/18,02 = 55,5 mol di molecole: in una soluzione 1,00 mol/kg di glucosio χ_{acqua} = 55,5/56,5 = 0,982, e la tensione di vapore scende dell'1,8 %.

Anche la pressione osmotica π ha un'espressione semplice, trovata dal chimico olandese Jacobus Henricus van 't Hoff, che per i suoi studi sulle soluzioni ricevette nel 1901 il primo premio Nobel per la chimica:

$$\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$$

dove c è la molarità, R = 0,082 06 L·atm/(mol·K) e T la temperatura in kelvin. Ha la stessa forma dell'equazione dei gas ideali, e come questa vale per un modello ideale, qui di soluzioni diluite. Per la soluzione fisiologica a 37 °C (310,15 K): π = 2 · 0,154 mol/L · 0,082 06 L·atm/(mol·K) · 310,15 K = 7,8 atm. La pressione osmotica reale è un po' minore, perché gli ioni non si comportano in modo del tutto ideale; ma l'ordine di grandezza mostra quanto siano grandi le forze in gioco quando l'acqua attraversa una membrana: quasi otto volte la pressione atmosferica.

SINTESI

- Una soluzione è un miscuglio omogeneo di un solvente (il componente più abbondante) e di uno o più soluti; può essere gassosa, liquida o solida.
- Il simile scioglie il simile: i solventi polari, come l'acqua, sciolgono sostanze ioniche e polari; i solventi apolari sciolgono sostanze apolari.
- Nella dissoluzione di un composto ionico le molecole d'acqua separano gli ioni e li idratano, con l'ossigeno verso i cationi e gli idrogeni verso gli anioni; è un processo fisico (dissociazione).
- Gli elettroliti producono ioni in acqua e rendono la soluzione conduttrice; HCl, molecolare, forma ioni per reazione con l'acqua (ionizzazione).
- La solubilità è la massima quantità di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente a una data temperatura; le soluzioni possono essere insature, sature o sovrassature.
- La solubilità dei solidi in acqua di solito cresce con la temperatura; quella dei gas diminuisce con la temperatura e cresce con la pressione (legge di Henry, $C = k \cdot P$).
- La concentrazione si esprime in % m/m, % m/V, % V/V, ppm, molarità ($c = n/V$, per litro di soluzione) e molalità (b, per kilogrammo di solvente).
- Una soluzione di molarità nota si prepara nel matraccio tarato; nella diluizione la quantità di soluto non cambia: $c_1V_1 = c_2V_2$.
- Le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle di soluto, non dalla loro natura: abbassamento della tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica.
- $\Delta T = i \cdot K \cdot b$; per l'acqua $K_{eb} = 0{,}512$ e $K_{cr} = 1{,}86$ °C·kg/mol; i è il numero ideale di particelle per unità di formula.
- Le soluzioni isotoniche hanno la stessa pressione osmotica; la soluzione fisiologica (NaCl 0,9 % m/V) è isotonica con il sangue.
- Nei colloidi le particelle misurano fra circa 1 nm e 1 µm, non si depositano e diffondono la luce (effetto Tyndall); nelle sospensioni sono più grandi e si depositano.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Nell'ottone, una lega di rame e zinco in cui il rame è il componente più abbondante, il solvente è:

   A. lo zinco
   B. il rame
   C. l'aria intrappolata nel metallo
   D. non c'è solvente, perché l'ottone è solido

2. ● Quale di queste sostanze si scioglie meglio nell'esano, un solvente apolare?
   A. il cloruro di sodio
   B. il saccarosio
   C. lo iodio, I_2
   D. il nitrato di potassio

3. ● Nell'idratazione di uno ione Na^+ le molecole d'acqua sono orientate:
   A. con gli atomi di idrogeno verso lo ione
   B. a caso
   C. con un idrogeno e l'ossigeno alternati
   D. con l'atomo di ossigeno verso lo ione

4. ● Quale di queste sostanze, sciolta in acqua, è un non elettrolita?
   A. il glucosio
   B. il cloruro di calcio
   C. l'acido cloridrico
   D. il nitrato di potassio

5. ●● Quando la temperatura dell'acqua di un lago aumenta, la quantità di ossigeno che vi si può sciogliere:
   A. aumenta
   B. resta uguale, perché dipende solo dalla pressione
   C. diminuisce
   D. prima aumenta e poi diminuisce

6. ●● La molarità di una soluzione è:
   A. il numero di moli di soluto per kilogrammo di solvente
   B. il numero di moli di soluto per litro di soluzione
   C. il numero di grammi di soluto per litro di solvente
   D. il numero di moli di soluto per litro di solvente

7. ●● Quale soluzione acquosa, tutte 0,10 mol/kg, congela alla temperatura più bassa?
   A. glucosio
   B. saccarosio
   C. cloruro di sodio
   D. cloruro di calcio

8. ●● Un globulo rosso immerso in acqua distillata:
   A. si gonfia e può scoppiare, perché l'acqua vi entra per osmosi
   B. si raggrinzisce, perché perde acqua
   C. non cambia, perché la membrana è impermeabile all'acqua
   D. si gonfia perché vi entrano gli ioni dell'acqua

9. ●●● In quale di questi miscugli il fascio di una torcia è visibile di lato?
   - **A.** acqua e sale da cucina
   - **B.** acqua e zucchero
   - **C.** acqua con qualche goccia di latte
   - **D.** acqua ed etanolo

Vero o falso

10. ● Sciogliere il cloruro di sodio in acqua è una reazione chimica fra il sale e l'acqua.

11. ● Una soluzione satura di cloruro di sodio non può sciogliere nessun'altra sostanza.

12. ●● Una soluzione 1 M si prepara sciogliendo 1 mol di soluto in 1 L di acqua.

13. ●● Una mole di glucosio e una mole di saccarosio sciolte nella stessa massa d'acqua producono lo stesso abbassamento crioscopico.

14. ● Il cloruro di idrogeno puro è formato da molecole; in acqua si ionizza.

Applicare

15. ● Si sciolgono 12,0 g di cloruro di potassio in 188 g di acqua. Calcola la percentuale in massa della soluzione.

16. ● Una bottiglia di vino da 750 mL ha gradazione 13,5 % vol. Calcola il volume di etanolo che contiene e la sua massa (densità dell'etanolo 0,789 g/mL).

17. ●● Un campione di 250 mL di un'acqua minerale contiene 8,0 mg di ioni calcio. Esprimi la concentrazione del calcio in mg/L e in ppm. Quanti litri di quest'acqua contengono 1,0 g di calcio?

18. ●● Si sciolgono 4,00 g di idrossido di sodio, NaOH, in acqua e si porta il volume a 250,0 mL. Calcola la molarità della soluzione.

19. ●● Quale massa di solfato di rame(II) pentaidrato, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, serve per preparare 500,0 mL di una soluzione 0,250 M di $CuSO_4$?

20. ●● Si diluiscono 25,0 mL di una soluzione 1,50 M di KNO_3 fino a un volume di 500 mL. Qual è la nuova concentrazione?

21. ●●● L'acido solforico concentrato contiene il 96,0 % m/m di H_2SO_4 e ha densità 1,84 g/mL. Calcola la sua molarità.

22. ●●● Si sciolgono 30,0 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, in 250 g di acqua. Calcola la temperatura di congelamento e quella di ebollizione della soluzione a 1 atm.

23. ●●● Quale massa di cloruro di calcio, $CaCl_2$, bisogna sciogliere in 1,00 kg di acqua perché la soluzione congeli a −5,00 °C? Considera la dissociazione completa.

Leggere dati e figure

24. ● Osserva la Figura 1.2. Una soluzione contiene 100 g di KNO_3 in 100 g di acqua a 70 °C. È insatura, satura o sovrassatura? A quale temperatura, circa, cominciano a formarsi i cristalli se la si raffredda lentamente? Quanto sale cristallizza a 30 °C?

25. ●● Sempre nella Figura 1.2, a quale temperatura, circa, il nitrato di potassio e il cloruro di sodio hanno la stessa solubilità? Quale dei due sali si purifica meglio per cristallizzazione, raffreddando una soluzione satura a caldo? Spiega.

26. ●● Dalla parte destra della Figura 1.2 leggi la concentrazione di ossigeno disciolto a 10 °C e a 30 °C e calcola di quale percentuale diminuisce. Che conseguenze ha per i pesci di un fiume che riceve acqua calda da un impianto industriale?

Indagare e argomentare

27. ●●● Progetta un esperimento per verificare se la solubilità del cloruro di sodio in acqua cambia con la temperatura. Indica la variabile che modifichi, quella che misuri, le variabili che tieni costanti, il materiale e le norme di sicurezza.

28. ●●● Spiega perché il sale sparso sulle strade fa fondere il ghiaccio, perché non serve a nulla a −25 °C e perché nei climi molto freddi si usa piuttosto il cloruro di calcio.

29. ●● Spiega, con il concetto di pressione osmotica, perché una flebo si prepara con soluzione fisiologica allo 0,9 % e non con acqua distillata, e perché il sale conserva il prosciutto.

Approfondimento

30. ●●● (Approfondimento) Calcola, con $\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$, la pressione osmotica di una soluzione di glucosio al 5,0 % m/V a 37 °C. Confrontala con quella della soluzione fisiologica (7,8 atm): le due soluzioni sono all'incirca isotoniche?

PER APPROFONDIRE

- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: il capitolo sulle soluzioni e le loro proprietà fisiche, con le energie della dissoluzione, la legge di Henry e le proprietà colligative.
- [CRC] *CRC Handbook of Chemistry and Physics*: le tabelle della solubilità dei composti inorganici a varie temperature e della solubilità dei gas in acqua, dello stesso tipo di quelle da cui sono tratti i dati della Figura 1.2.
- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: le sezioni sulle proprietà colligative e sulla frazione molare, per chi vuole vedere come si ricavano le formule di questo capitolo.

Glossario del capitolo

Abbassamento crioscopico
Diminuzione della temperatura di congelamento di un solvente dovuta a un soluto disciolto: $\Delta T_{cr} = i \cdot K_{cr} \cdot b$.

Colloide
Miscuglio in cui le particelle disperse misurano fra circa 1 nm e 1 µm: non si depositano, attraversano i filtri comuni e diffondono la luce.

Dissociazione ionica
Separazione, operata dal solvente, degli ioni già presenti in un composto ionico; è un processo fisico.

Effetto Tyndall
Diffusione della luce da parte delle particelle di un colloide, che rende visibile il percorso di un fascio luminoso.

Elettrolita
Sostanza che, sciolta in acqua, produce ioni e rende la soluzione conduttrice di elettricità; forte se è praticamente tutta in forma di ioni, debole se ne forma pochi.

Fattore di van 't Hoff
Numero i di particelle che si formano in soluzione da ogni unità di formula del soluto (valore ideale: 1 per il glucosio, 2 per NaCl, 3 per $CaCl_2$).

Idratazione
Disposizione di molecole d'acqua orientate attorno a uno ione o a una molecola di soluto; in un solvente qualsiasi si parla di solvatazione.

Ionizzazione
Formazione di ioni per reazione di una sostanza molecolare con il solvente, come $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

Legge di Henry
A temperatura costante, la concentrazione di un gas disciolto in un liquido è proporzionale alla pressione del gas: $C = k \cdot P$.

Molalità
Moli di soluto per kilogrammo di solvente (b, mol/kg); non dipende dalla temperatura.

Molarità
Moli di soluto per litro di soluzione ($c = n/V$, mol/L, simbolo M).

Parti per milione (ppm)
Milligrammi di soluto per kilogrammo di soluzione; per le soluzioni acquose molto diluite 1 ppm ≈ 1 mg/L.

Pressione osmotica
Pressione che bisogna esercitare su una soluzione per impedire che vi entri, attraverso una membrana semipermeabile, il solvente puro; cresce con la concentrazione delle particelle di soluto.

Proprietà colligative
Proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle di soluto e non dalla loro natura: abbassamento della tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica.

Solubilità
Massima quantità di un soluto che si scioglie in una data quantità di solvente a una data temperatura (per i solidi in acqua, in g per 100 g di acqua).

Soluzione
Miscuglio omogeneo di due o più sostanze, formato da un solvente e da uno o più soluti.

Soluzione isotonica
Soluzione che ha la stessa pressione osmotica di un'altra, per esempio del plasma sanguigno.

Soluzione satura
Soluzione che contiene la massima quantità di soluto che si può sciogliere a quella temperatura, in equilibrio dinamico con il soluto non disciolto.

Soluzione sovrassatura
Soluzione instabile che contiene più soluto di quanto ne preveda la solubilità; il soluto in eccesso cristallizza al minimo disturbo.

Tensione di vapore
Pressione del vapore in equilibrio con il suo liquido a una data temperatura; il liquido bolle quando essa uguaglia la pressione esterna.

Soluzioni

1. B. Il solvente è il componente più abbondante: nell'ottone è il rame, nel cui reticolo una parte degli atomi è sostituita da atomi di zinco.

2. C. Lo iodio è apolare e si scioglie nei solventi apolari; NaCl e KNO_3 (ionici) e il saccarosio (polare) si sciolgono in acqua.

3. D. L'ossigeno, che porta la carica parziale negativa, è rivolto verso il catione.

4. A. Il glucosio si scioglie come molecole intere e non produce ioni; gli altri sono elettroliti forti.

5. C. La solubilità dei gas in acqua diminuisce all'aumentare della temperatura.

6. B. Moli di soluto per litro di *soluzione*. La A è la definizione di molalità.

7. D. $CaCl_2$ dà 3 particelle per unità di formula (i = 3): $\Delta T_{cr} = 3 \cdot 1{,}86 \cdot 0{,}10 = 0{,}56$ °C, contro 0,37 °C per NaCl e 0,19 °C per glucosio e saccarosio.

8. A. L'acqua distillata è ipotonica rispetto al citoplasma: l'acqua entra per osmosi e la cellula si gonfia fino a scoppiare (emolisi).

9. C. Il latte è un colloide (emulsione) e dà l'effetto Tyndall; le altre sono soluzioni.

10. F. È una dissociazione, un processo fisico: gli ioni c'erano già nel cristallo e, facendo evaporare l'acqua, si riottiene NaCl.

11. F. È satura solo di NaCl e solo a quella temperatura: può sciogliere altri soluti, e altro NaCl se la si scalda.

12. F. La molarità si riferisce a 1 L di *soluzione*: si scioglie 1 mol di soluto in meno acqua e si porta il volume a 1 L nel matraccio.

13. V. Le proprietà colligative dipendono solo dal numero di particelle; glucosio e saccarosio sono non elettroliti (i = 1).

14. V. HCl puro è molecolare; in acqua reagisce formando H_3O^+ e Cl^- (ionizzazione).

15. Massa della soluzione = 12,0 + 188 = 200 g; % m/m = 12,0/200 × 100 = 6,00 %.

16. V(etanolo) = 750 mL × 13,5/100 = 101 mL; m = 101,25 mL × 0,789 g/mL = 79,9 g.

17. 8,0 mg / 0,250 L = 32 mg/L = 32 ppm (per un'acqua molto diluita 1 mg/L ≈ 1 ppm). Per 1,0 g = 1000 mg servono 1000/32 = 31 L.

18. M(NaOH) = 40,00 g/mol; n = 4,00/40,00 = 0,100 mol; c = 0,100 mol / 0,2500 L = 0,400 mol/L.

19. n = 0,250 mol/L × 0,5000 L = 0,125 mol; $M(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 63{,}55 + 32{,}06 + 4 \cdot 16{,}00 + 5 \cdot 18{,}02 = 249{,}7$ g/mol; m = 0,125 mol × 249,7 g/mol = 31,2 g. Si pesa il sale idrato, perché l'acqua di cristallizzazione fa parte della sua massa molare.

20. $c_2 = c_1V_1/V_2 = 1{,}50 \times 25{,}0 / 500 = 0{,}0750$ mol/L.

21. In 1 L: massa 1840 g; $H_2SO_4 = 1840 \times 0{,}960 = 1766$ g; M = 98,08 g/mol; n = 18,0 mol; c = 18,0 mol/L.

22. $M(C_6H_{12}O_6) = 180{,}16$ g/mol; n = 30,0/180,16 = 0,167 mol; b = 0,1665/0,250 = 0,666 mol/kg; $\Delta T_{cr} = 1{,}86 \times 0{,}666 = 1{,}24$ °C, quindi congela a −1,24 °C; $\Delta T_{eb} = 0{,}512 \times 0{,}666 = 0{,}341$ °C, quindi bolle a 100,34 °C.

23. ΔT_{cr} = 5,00 °C; i = 3; b = 5,00 / (3 × 1,86) = 0,896 mol/kg; $M(CaCl_2)$ = 110,98 g/mol; m = 0,896 mol × 110,98 g/mol = 99,4 g.

24. A 70 °C la solubilità di KNO_3 è 138 g per 100 g di acqua: con 100 g la soluzione è insatura. Raffreddando, diventa satura dove la curva vale 100 g, cioè a circa 56 °C (fra 50 °C, 85,5 g, e 60 °C, 110 g): da lì cominciano i cristalli. A 30 °C la solubilità è 45,8 g, quindi cristallizzano 100 − 45,8 = 54 g di sale.

25. Le curve si incrociano a circa 23 °C (a 20 °C NaCl 35,9 g e KNO_3 31,6 g; a 30 °C NaCl 36,1 g e KNO_3 45,8 g). Si purifica bene per raffreddamento il nitrato di potassio, la cui solubilità varia molto con la temperatura; il cloruro di sodio cambia appena (da 35,7 g a 10 °C a 37,9 g a 80 °C) e raffreddando ne cristallizza

pochissimo: lo si ottiene piuttosto per evaporazione del solvente, come nelle saline.

26. 11,3 mg/L a 10 °C, 7,6 mg/L a 30 °C: diminuzione $(11{,}3 - 7{,}6)/11{,}3 \times 100 = 33$ %. Nell'acqua riscaldata c'è un terzo di ossigeno in meno, mentre i pesci, animali a temperatura variabile, a temperatura più alta ne consumano di più: possono soffrire o morire (inquinamento termico).

27. Traccia: variabile indipendente la temperatura (per esempio 10, 20, 40, 60, 80 °C, con un bagno termostatico o a bagnomaria); variabile dipendente la massa di NaCl che si scioglie in 100 g di acqua (si aggiunge sale pesato fino a che un po' resta sul fondo, si filtra a quella temperatura, si pesa una porzione della soluzione limpida, la si fa evaporare a secco e si pesa il residuo: per differenza si ha la massa d'acqua, e si calcolano i grammi di sale per 100 g di acqua). Costanti: massa d'acqua, tipo di sale, tempo di agitazione. Ripetere ogni misura tre volte e fare la media; costruire il grafico solubilità–temperatura e confrontarlo con la Figura 1.2. Sicurezza: occhiali, pinze e guanti termici per il materiale caldo; nessun rischio chimico. Si prevede un piccolo aumento, da circa 36 a 39 g per 100 g di acqua.

28. Traccia: il sale si scioglie nel sottile strato d'acqua liquida sul ghiaccio e forma una soluzione che congela sotto 0 °C (abbassamento crioscopico): a temperature fra 0 °C e quella di congelamento della soluzione il ghiaccio a contatto fonde. Ma anche la soluzione più concentrata di NaCl non resta liquida sotto circa −21 °C: a −25 °C il sale non scioglie più il ghiaccio. $CaCl_2$ dà tre particelle per unità di formula invece di due, le sue soluzioni concentrate restano liquide a temperature più basse, e la sua dissoluzione cede calore.

29. Traccia: la flebo va in vena e deve essere isotonica con il plasma; la soluzione allo 0,9 % lo è, mentre l'acqua distillata è ipotonica: l'acqua entrerebbe nei globuli rossi per osmosi e li farebbe scoppiare. Nel prosciutto il sale rende l'ambiente fortemente ipertonico: le cellule dei microrganismi perdono acqua per osmosi e non possono moltiplicarsi.

30. $c = 50$ g/L / 180,16 g/mol = 0,278 mol/L; $i = 1$; $\pi = 0{,}278 \times 0{,}082\,06 \times 310{,}15 = 7{,}1$ atm. È vicina a quella della soluzione fisiologica (7,8 atm, calcolata nello stesso modello ideale): le due soluzioni sono approssimativamente isotoniche fra loro e con il plasma, e per questo entrambe si usano per le flebo.