CAPITOLO

9

Le soluzioni

Il mare non è acqua con dentro del sale: è un'unica soluzione, in cui ogni ione viaggia avvolto da un guscio di molecole d'acqua.

OBIETTIVI

1. Spiegare la dissoluzione a livello delle particelle: solvatazione, idratazione e bilancio energetico.
2. Distinguere elettroliti forti, deboli e non elettroliti, dissociazione ionica e ionizzazione.
3. Interpretare le curve di solubilità e applicare la legge di Henry.
4. Calcolare e convertire molarità, molalità e frazione molare; preparare e diluire una soluzione in laboratorio.
5. Calcolare l'innalzamento ebullioscopico, l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica, tenendo conto del fattore di van 't Hoff.
6. Riconoscere i colloidi e spiegare l'effetto Tyndall.

INDICE DEL CAPITOLO

9.1 Le soluzioni e il processo di dissoluzione 2
9.2 Elettroliti e non elettroliti 4
9.3 La solubilità 6
9.4 La concentrazione delle soluzioni 9
9.5 Le proprietà colligative 15
9.6 Colloidi e sospensioni 20

Scienze naturali 3 · Parte II · Legami, composti e soluzioni · versione 1.0
Capitolo 9: Le soluzioni · pagine 215–240 del volume completo · estratto per lo studio

Il mare, il sangue, la linfa delle piante, il caffè del mattino e la soluzione fisiologica di una flebo hanno una cosa in comune: sono soluzioni, quasi sempre soluzioni acquose. Quasi tutte le reazioni che avvengono in un organismo e una gran parte di quelle che si fanno in laboratorio avvengono in soluzione, perché in un liquido le particelle si muovono, si incontrano e reagiscono. In questo capitolo riprendi le idee sulle soluzioni che hai incontrato due anni fa e le guardi con gli strumenti di quest'anno: i legami e le forze fra le particelle (cap. 6 e 7) spiegano *perché* una sostanza si scioglie; la mole (cap. 1) permette di dire *quante* particelle di soluto ci sono in un litro. Imparerai a esprimere la concentrazione in moli, a preparare e diluire una soluzione in laboratorio e a prevedere di quanto il soluto abbassa la temperatura di congelamento dell'acqua o quale pressione osmotica esercita una flebo. Sono gli strumenti che servono nel prossimo capitolo, dedicato alle reazioni in soluzione.

9.1 Le soluzioni e il processo di dissoluzione

DA RICORDARE

Richiamo. In *Scienze naturali 1*, cap. 3, hai visto che una soluzione è un miscuglio omogeneo formato da un solvente, il componente più abbondante, e da uno o più soluti; che le soluzioni possono essere gassose (l'aria), liquide (l'acqua di mare) o solide (l'ottone, lega di rame e zinco); che la solubilità è la massima quantità di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente a una certa temperatura; che la concentrazione si può esprimere in % m/m, % m/V, % V/V, g/L e ppm; che diluendo una soluzione la quantità di soluto non cambia. In *Scienze naturali 2*, cap. 4, hai studiato l'osmosi attraverso le membrane cellulari. Qui diamo per noti questi concetti e li rendiamo quantitativi.

Due liquidi che si mescolano in qualunque proporzione formando una sola fase si dicono miscibili: acqua ed etanolo lo sono, tanto che nel vino o nella grappa non ha senso chiedersi quale sia il «vero» solvente se non per convenzione. Acqua e olio, invece, sono immiscibili: agitati insieme, si separano di nuovo in due strati. Fra questi estremi ci sono coppie parzialmente miscibili, che si mescolano solo entro certi limiti. La **miscibilità** è quindi la capacità di due sostanze di formare una soluzione, e dipende, come vedrai, dalle forze che si stabiliscono fra le loro particelle. La regola pratica «il simile scioglie il simile», che hai incontrato nel cap. 7, ne è il riassunto: le sostanze polari e ioniche si sciolgono nei solventi polari, quelle apolari nei solventi apolari.

9.1.1 Che cosa accade quando un solido si scioglie

Mettiamo un cristallo di cloruro di sodio in acqua. Nel cristallo ogni ione Na^+ è circondato da sei ioni Cl^- e viceversa, tenuti insieme dal legame ionico (cap. 6). Le molecole d'acqua sono polari: l'atomo di ossigeno porta una carica parziale negativa δ−, gli atomi di idrogeno cariche parziali positive δ+. Sulla superficie del cristallo, e soprattutto sugli spigoli, dove gli ioni sono meno trattenuti, le molecole d'acqua si orientano: rivolgono l'ossigeno verso gli ioni Na^+ e un idrogeno verso gli ioni Cl^-. Queste attrazioni **ione–dipolo**, moltiplicate per le molte molecole d'acqua che urtano continuamente il cristallo, staccano gli ioni uno alla volta. Ogni ione passa in soluzione avvolto da un guscio di molecole d'acqua orientate (Figura 9.1).

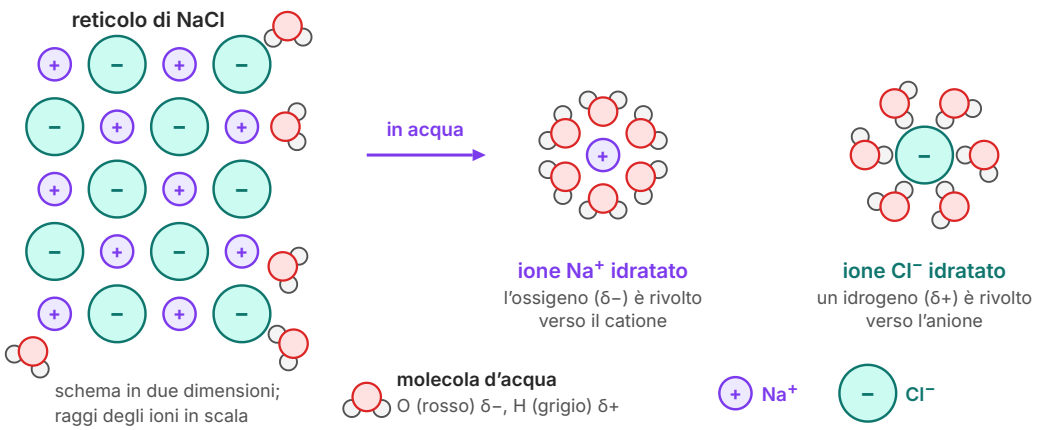


Figura 9.1 La dissoluzione del cloruro di sodio (schema in due dimensioni). Le molecole d'acqua rivolgono l'ossigeno (δ−) verso il catione Na^+ e un atomo di idrogeno (δ+) verso l'anione Cl^-. Gli ioni sono disegnati con le proporzioni dei raggi ionici (Na^+ 102 pm, Cl^- 181 pm); in realtà le molecole d'acqua sono disposte nello spazio, in più strati intorno a ogni ione.

Il processo per cui le particelle di soluto vengono circondate da molecole di solvente si chiama **solvatazione**; quando il solvente è l'acqua si parla di **idratazione**. Lo ione idratato si scrive con il simbolo (aq), dal latino *aqua*: $Na^+(aq)$, $Cl^-(aq)$. La dissoluzione del cloruro di sodio si rappresenta così; l'acqua non compare fra i reagenti, perché è il solvente e non partecipa a una reazione:

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

Una sostanza molecolare come lo zucchero si scioglie in modo simile, ma le sue molecole restano intatte: il saccarosio ha molti gruppi O–H che formano legami a idrogeno con l'acqua, e ogni molecola si stacca dal cristallo circondata da molecole d'acqua. Un solido apolare come la pa-

raffina, invece, non può formare con l'acqua attrazioni abbastanza forti da compensare i legami a idrogeno fra le molecole d'acqua che dovrebbe separare, e rimane indisciolto.

ERRORE FREQUENTE

«Il sale reagisce con l'acqua». Sciogliere il cloruro di sodio non è una reazione chimica: gli ioni Na^+ e Cl^- esistevano già nel cristallo e l'acqua si limita a separarli e circondarli. Nessun legame dell'acqua si rompe e non si forma nessuna sostanza nuova; facendo evaporare l'acqua si riottiene il cloruro di sodio, tale e quale. Diverso è il caso di una sostanza molecolare come l'acido cloridrico, che reagisce davvero con l'acqua per formare ioni, come vedrai nel prossimo paragrafo.

9.1.2 L'energia della dissoluzione

Possiamo immaginare la dissoluzione in tre tappe. Prima bisogna separare le particelle del soluto, vincendo le attrazioni che le tengono nel cristallo: questo **richiede** energia. Poi bisogna «fare spazio» fra le molecole del solvente, allontanandole un poco le une dalle altre: anche questo richiede energia. Infine le particelle di soluto e di solvente si attraggono e si solvatano: questa tappa **libera** energia. Il bilancio fra l'energia spesa e quella liberata decide se la dissoluzione, nel complesso, riscalda o raffredda la soluzione. Per il cloruro di sodio le due quantità quasi si equivalgono, e la temperatura dell'acqua cambia pochissimo; per altri sali la differenza è grande, e si avverte con la mano. Le grandezze che misurano questi scambi di energia (l'entalpia) le studierai il prossimo anno.

COLLEGAMENTI

Vita quotidiana · Il ghiaccio istantaneo e lo scaldamani. Il ghiaccio istantaneo delle cassette di pronto soccorso è una busta che contiene un sale, spesso nitrato di ammonio, NH_4NO_3, e una bustina interna d'acqua. Schiacciandola, la bustina si rompe, il sale si scioglie e la soluzione si raffredda in pochi secondi: la dissoluzione di questo sale assorbe energia dall'ambiente. Le buste che si scaldano funzionano al contrario: contengono un sale come il cloruro di calcio, $CaCl_2$, la cui dissoluzione libera energia. In entrambi i casi non avviene nessuna reazione chimica: è il bilancio energetico della dissoluzione a scaldare o a raffreddare. Una terza famiglia di scaldamani, quelli riutilizzabili con il dischetto metallico, sfrutta invece la cristallizzazione di una soluzione sovrassatura: la incontrerai nel paragrafo sulla solubilità.

9.2 Elettroliti e non elettroliti

L'acqua distillata conduce pochissimo la corrente elettrica; l'acqua in cui è sciolto un po' di sale la conduce bene. La corrente, in una soluzione, è un movimento ordinato di particelle cariche: gli ioni positivi si spostano verso un elettrodo, quelli negativi verso l'altro. Una sostanza che,

sciolta in acqua, produce ioni e rende la soluzione conduttrice si chiama **elettrolita**; una sostanza che si scioglie senza formare ioni, come lo zucchero o l'etanolo, si chiama **non elettrolita**. L'idea che i sali in soluzione siano separati in ioni, già prima che passi la corrente, fu proposta dal chimico svedese Svante Arrhenius nel 1884, e gli valse il premio Nobel per la chimica nel 1903; la riprenderai nel cap. 10 parlando di acidi e basi.

Gli ioni di una soluzione possono avere due origini diverse. Nei composti ionici, come NaCl, KNO_3 o $CaCl_2$, gli ioni esistono già nel solido e l'acqua li separa: questa è la **dissociazione ionica**. Un'unità formula di cloruro di calcio libera tre ioni:

$$CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ Cl^-(aq)$$

Alcuni composti molecolari, invece, non contengono ioni ma li formano reagendo con l'acqua: è la **ionizzazione**. Il cloruro di idrogeno, HCl, è un gas formato da molecole con un legame covalente polare. Sciolto in acqua, cede lo ione H^+ a una molecola d'acqua e forma lo ione ossonio, H_3O^+ (cap. 6), e lo ione cloruro:

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

In questo caso si rompe un legame covalente e se ne forma un altro: è una vera reazione chimica, e la soluzione ottenuta si chiama acido cloridrico. Spesso, per brevità, si scrive $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$, sottintendendo che lo ione H^+ è legato all'acqua.

Non tutti gli elettroliti producono la stessa quantità di ioni. Un **elettrolita forte** in soluzione diluita è dissociato o ionizzato in modo praticamente completo: sono elettroliti forti quasi tutti i sali solubili, l'acido cloridrico e l'idrossido di sodio. Un **elettrolita debole** si ionizza solo in piccola parte: nell'aceto, l'acido acetico, CH_3COOH, è presente soprattutto come molecole intere, e in una soluzione 0,1 mol/L solo poco più di una molecola su cento è ionizzata. A parità di concentrazione, la soluzione di un elettrolita debole conduce quindi molto meno di quella di un elettrolita forte (Figura 9.2).

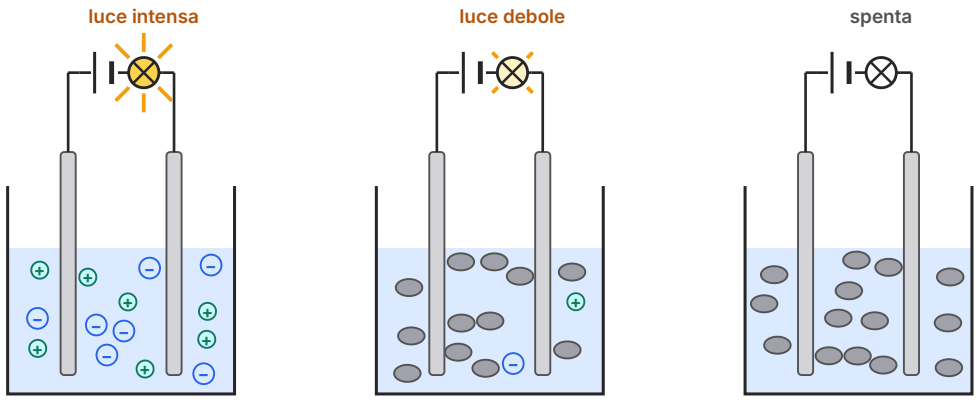


Figura 9.2 Un circuito con una pila e una lampadina, chiuso da due elettrodi immersi in tre soluzioni della stessa concentrazione. Con un elettrolita forte la lampadina si accende con luce intensa, con un elettrolita debole con luce debole, con un non elettrolita resta spenta (schema; il numero di particelle disegnate è solo indicativo).

I liquidi del nostro corpo sono soluzioni di elettroliti: gli ioni sodio, potassio, calcio, cloruro e idrogenocarbonato vi sono disciolti in concentrazioni che l'organismo mantiene entro limiti stretti, e da cui dipendono, fra l'altro, il funzionamento dei nervi e dei muscoli. È per questo che nel linguaggio comune, sulle etichette delle bevande per sportivi, i sali minerali vengono chiamati «elettroliti».

9.3 La solubilità

9.3.1 Soluzioni insature, sature e sovrassature

Una soluzione che contiene meno soluto di quanto potrebbe scioglierne a quella temperatura è una **soluzione insatura**: aggiungendo altro soluto, questo si scioglie. Quando si raggiunge la solubilità la soluzione è satura, e il soluto in più resta sul fondo. A livello delle particelle la soluzione satura non è affatto ferma: alcuni ioni continuano a staccarsi dal cristallo e altrettanti tornano a depositarsi su di esso, con la stessa velocità. È un equilibrio dinamico, come quello che hai incontrato in *Scienze naturali 2*, cap. 4, per la membrana cellulare: la quantità di soluto disciolto resta costante, ma le singole particelle si scambiano di continuo.

Con qualche precauzione si può preparare una soluzione che contiene *più* soluto di quello che corrisponde alla solubilità: è una **soluzione sovrassatura**. Si scioglie il soluto a caldo, dove

la solubilità è maggiore, e si lascia raffreddare lentamente, senza scosse e senza polvere. La soluzione è instabile: basta un granello di soluto, un graffio sulla parete o un urto perché il soluto in eccesso cristallizzi rapidamente. Gli scaldamani riutilizzabili contengono una soluzione sovrassatura di acetato di sodio: piegando il dischetto metallico immerso nel liquido si innesca la cristallizzazione, che si propaga in pochi secondi a tutta la busta e libera energia; per riutilizzarli si scaldano in acqua bollente, finché i cristalli si sciolgono di nuovo.

9.3.2 Solubilità e temperatura

La solubilità dei solidi in acqua di solito aumenta con la temperatura, ma in misura molto diversa da sostanza a sostanza. La Figura 9.3 riprende le curve di solubilità del nitrato di potassio e del cloruro di sodio, che conosci dal primo anno: la prima sale rapidamente, la seconda è quasi piatta. Per i gas l'andamento è opposto: la solubilità diminuisce quando la temperatura aumenta. Le molecole di un gas disciolto sono trattenute dall'acqua da attrazioni deboli; scaldando, la loro energia cinetica cresce e sfuggono più facilmente dalla soluzione. Il grafico di destra mostra quanto ossigeno può contenere l'acqua a contatto con l'aria: a 30 °C circa un terzo in meno che a 10 °C.

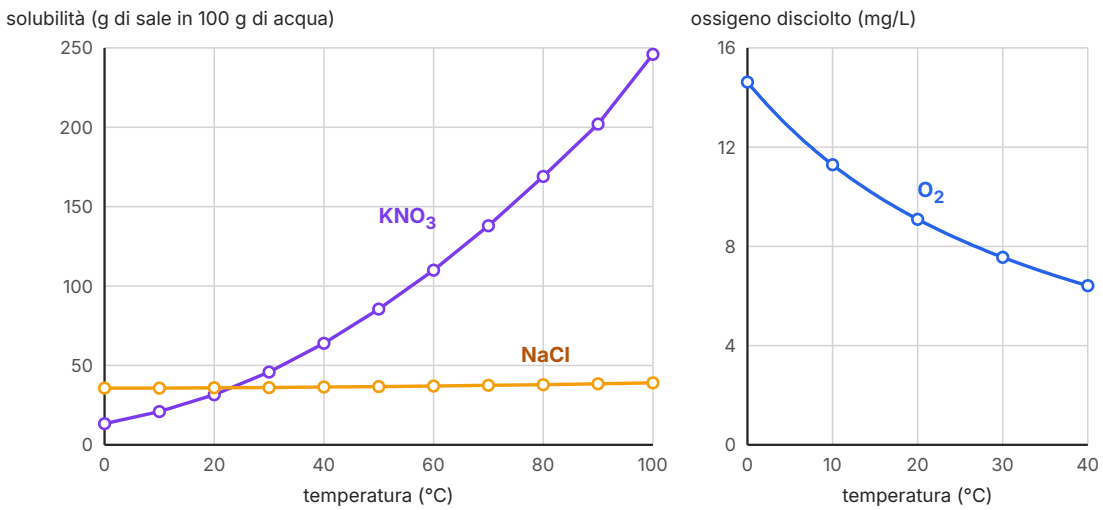


Figura 9.3 A sinistra: solubilità in acqua del nitrato di potassio e del cloruro di sodio fra 0 °C e 100 °C, in grammi di sale per 100 g di acqua (valori sperimentali arrotondati di manuale, gli stessi della Tabella 3.3 di *Scienze naturali 1*; le linee raccordano i dati). A destra: concentrazione dell'ossigeno disciolto in acqua dolce a contatto con l'aria alla pressione di 1 atm, calcolata con l'equazione di Benson e Krause (1984) usata nel monitoraggio delle acque; i cerchi sono i valori ogni 10 °C.

9.3.3 Solubilità e pressione: la legge di Henry

La pressione ha un effetto trascurabile sulla solubilità dei solidi e dei liquidi, ma grande su quella dei gas. Se si aumenta la pressione di un gas sopra un liquido, più molecole di gas urtano la superficie ed entrano nella soluzione, finché si raggiunge un nuovo equilibrio con una concentrazione maggiore. Il chimico inglese William Henry osservò nel 1803 che, a temperatura costante, la quantità di gas disciolta è proporzionale alla pressione del gas. Nella forma moderna, la **legge di Henry** si scrive:

$$c = k \cdot P$$

dove c è la concentrazione del gas disciolto (mol/L), P la pressione *parziale* di quel gas sopra la soluzione (cap. 2) e k la costante di Henry, che dipende dal gas, dal solvente e dalla temperatura. La Tabella 9.1 riporta alcuni valori a 25 °C. Per esempio, nell'aria la pressione parziale dell'ossigeno è circa 0,21 bar; l'acqua a 25 °C ne scioglie quindi circa $1{,}3 \times 10^{-3} \times 0{,}21 = 2{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L, cioè $2{,}7 \times 10^{-4} \times 32{,}00$ g/mol $\approx 8{,}7 \times 10^{-3}$ g/L = 8,7 mg/L. È un valore vicino a quello misurato, 8,3 mg/L (Figura 9.3): la legge di Henry dà una buona stima, non un valore esatto.

Tabella 9.1 Costanti di Henry di alcuni gas in acqua a 25 °C (valori arrotondati della raccolta di R. Sander nel NIST Chemistry WebBook, consultato nell'ottobre 2026; per le soluzioni acquose diluite 1 kg di acqua ≈ 1 L di soluzione).

Gas	k (mol/(L·bar))	Concentrazione con P = 1 bar (g/L)
azoto, N_2	$6{,}5 \times 10^{-4}$	0,018
ossigeno, O_2	$1{,}3 \times 10^{-3}$	0,042
diossido di carbonio, CO_2	$3{,}4 \times 10^{-2}$	1,5

COLLEGAMENTI

Salute e ambiente · Bibite, subacquei e pesci. Le bibite gassate sono imbottigliate con diossido di carbonio a una pressione di qualche bar: all'apertura la pressione cala, il gas in eccesso si libera in bollicine e, se la bottiglia resta aperta, la bibita «si sgasa», tanto più in fretta quanto più è calda.

Un subacqueo respira aria alla pressione dell'acqua che lo circonda: in mare la pressione cresce di circa 1 atm ogni 10 m di profondità, e a 30 m, dopo un tempo sufficiente, il suo sangue e i suoi tessuti possono sciogliere fino a circa quattro volte più azoto che in superficie. Se risale troppo in fretta, l'azoto in eccesso si libera in bollicine nei tessuti, come in una bibita appena aperta: è la malattia da decompressione, che si previene rispettando la velocità di risalita e le soste stabilite.

I pesci respirano l'ossigeno disciolto nell'acqua. Quando l'acqua si scalda, per esempio d'estate in un lago poco profondo o vicino agli scarichi di acqua calda di un impianto industriale, l'ossigeno disciolto diminuisce proprio mentre il fabbisogno dei pesci, animali ectotermi, aumenta: per questo le ondate di calore e l'inquinamento termico possono causare morie di pesci. Proteggere la qualità delle acque è uno degli obiettivi dell'Agenda 2030 (obiettivi 6 e 14).

9.4 La concentrazione delle soluzioni

Le percentuali, i grammi per litro e le ppm che conosci dal primo anno dicono quanta *massa* di soluto c'è in una certa quantità di soluzione. Sono comode nella vita di tutti i giorni: l'etichetta di un vino riporta la gradazione alcolica in % V/V («12 % vol»), quella di un'acqua minerale il residuo fisso e i singoli ioni in mg/L. Anche le leggi sulla qualità dell'acqua usano i mg/L: la direttiva europea sulle acque destinate al consumo umano, la (UE) 2020/2184, recepita in Italia nel 2023, fissa per i nitrati un valore massimo di 50 mg/L. Per i calcoli chimici, però, serve sapere quante *particelle* di soluto ci sono, perché le reazioni avvengono fra particelle: servono concentrazioni espresse in moli.

9.4.1 La molarità

La **molarità**, o concentrazione molare, simbolo c, è la quantità di soluto, in moli, contenuta in un litro di **soluzione**:

$$c = \frac{n(\text{soluto})}{V(\text{soluzione})} \quad \text{e quindi} \quad n = c \cdot V$$

Si misura in mol/L; al posto di mol/L si può scrivere M, e si legge «molare»: una soluzione 0,10 M di glucosio contiene 0,10 mol di glucosio in ogni litro di soluzione. La molarità è la concentrazione più usata in laboratorio perché un volume si misura in un attimo: per avere una

certa quantità di soluto basta prelevare il volume giusto, $n = c \cdot V$. Ricorda di esprimere il volume in litri.

Quando il soluto è un elettrolita forte, conviene ragionare anche sulla concentrazione dei singoli ioni. In una soluzione 0,10 M di $CaCl_2$ la concentrazione di Ca^{2+} è 0,10 mol/L, ma quella di Cl^- è 0,20 mol/L, perché ogni unità formula libera due ioni cloruro: in tutto ci sono 0,30 mol di ioni per litro.

ESEMPIO SVOLTO

Dalla percentuale alla molarità

Problema. a) La soluzione fisiologica contiene lo 0,90 % m/V di cloruro di sodio. Qual è la sua molarità? Qual è la concentrazione complessiva degli ioni? b) Quanti grammi di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, servono per preparare 250 mL di soluzione 0,300 M?

Soluzione. a) 0,90 % m/V significa 0,90 g in 100 mL, cioè 9,0 g in 1,00 L. $M(NaCl) = 22{,}99 + 35{,}45 = 58{,}44$ g/mol; $n = 9{,}0\ g \div 58{,}44\ g/mol = 0{,}154$ mol; quindi $c = 0{,}154$ mol/L. Ogni unità formula libera due ioni: la concentrazione complessiva degli ioni è $2 \times 0{,}154 = 0{,}308$ mol/L. b) $n = c \cdot V = 0{,}300\ mol/L \times 0{,}250\ L = 0{,}0750$ mol; $M(C_6H_{12}O_6) = 180{,}16$ g/mol; $m = 0{,}0750\ mol \times 180{,}16\ g/mol = 13{,}51$ g.

Risultato. a) 0,15 mol/L di NaCl e 0,31 mol/L di ioni (due cifre significative, come il dato 0,90 %). b) 13,5 g di glucosio.

9.4.2 La molalità e la frazione molare

Il volume di una soluzione cambia un poco con la temperatura, e con esso la molarità. Quando serve una concentrazione che non dipenda dalla temperatura, come nello studio delle proprietà colligative, si usa la **molalità**, simbolo b: la quantità di soluto, in moli, per kilogrammo di **solvente**:

$$b = \frac{n(\text{soluto})}{m(\text{solvente, in kg})}$$

Si misura in mol/kg. Molti libri italiani indicano la molalità con la lettera m; qui usiamo b, come raccomanda la IUPAC, per non confonderla con la massa. Nelle soluzioni acquose diluite 1 kg di acqua occupa circa 1 L e la molalità e la molarità hanno quasi lo stesso valore; nelle soluzioni concentrate possono essere molto diverse.

La frazione molare χ, che hai definito nel cap. 2 per le miscele di gas, si usa allo stesso modo per le soluzioni liquide: è il rapporto fra le moli di un componente e le moli totali di tutti i componenti, un numero puro compreso fra 0 e 1. Nelle soluzioni serve soprattutto per descrivere la tensione di vapore.

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots}$$

Tabella 9.2 I modi più usati per esprimere la concentrazione. Al denominatore c'è la soluzione, tranne che nella molalità, dove c'è il solvente.

Grandezza	Definizione	Unità	Uso tipico
% m/m, % m/V, % V/V	massa o volume di soluto in 100 g o 100 mL di soluzione	%	etichette, farmacia, gradazione alcolica
concentrazione in massa	massa di soluto per litro di soluzione	g/L, mg/L	analisi del sangue e delle acque
ppm	massa di soluto per 10^6 unità di massa di soluzione	mg/kg	tracce, inquinanti
molarità c	moli di soluto per litro di soluzione	mol/L (M)	laboratorio, stechiometria
molalità b	moli di soluto per kilogrammo di solvente	mol/kg	proprietà colligative
frazione molare χ	moli di un componente / moli totali	—	tensione di vapore, miscele di gas

ERRORE FREQUENTE

«Una soluzione 1 M si prepara sciogliendo 1 mol di soluto in 1 L di acqua». No: la molarità si riferisce al litro di **soluzione**. Se sciogli 58,44 g di NaCl in 1,00 L di acqua ottieni un volume un po' maggiore di 1 L, e la concentrazione è un po' minore di 1 mol/L. Si deve sciogliere il soluto in una parte del solvente e poi aggiungere acqua *fino a* 1 L di soluzione. Sciogliere 1 mol in 1 kg di acqua dà invece, esattamente, una soluzione 1 mol/kg: è la molalità che si riferisce al solvente.

9.4.3 Passare da un'unità all'altra

Per passare da una concentrazione riferita alla massa (come la % m/m) a una riferita al volume (come la molarità) serve la densità della soluzione, che lega la massa al volume. Il metodo più sicuro è sempre lo stesso: si sceglie una quantità comoda di soluzione (1 L, oppure 100 g), se ne calcolano la massa, la massa di soluto e quella di solvente, e da queste si ricavano le moli.

ESEMPIO SVOLTO

L'etichetta dell'acido cloridrico concentrato

Problema. L'etichetta di un flacone di acido cloridrico concentrato, che in laboratorio maneggia solo l'insegnante sotto cappa, riporta: HCl 37,0 % m/m, densità 1,19 g/mL. Calcola la molarità, la molalità e la frazione molare di HCl. Quanti millilitri di questa soluzione servono per preparare 500 mL di acido 1,00 M?

Soluzione. Consideriamo 1,00 L = 1000 mL di soluzione: la sua massa è 1000 mL × 1,19 g/mL = 1190 g. La massa di HCl è il 37,0 %: 0,370 × 1190 g = 440,3 g; M(HCl) = 1,008 + 35,45 = 36,46 g/mol; n(HCl) = 440,3 ÷ 36,46 = 12,08 mol. Quindi c = 12,08 mol/L. La massa di acqua è 1190 − 440,3 = 749,7 g = 0,7497 kg: b = 12,08 mol ÷ 0,7497 kg = 16,11 mol/kg. Le moli di acqua sono 749,7 ÷ 18,016 = 41,61 mol, e χ(HCl) = 12,08 ÷ (12,08 + 41,61) = 0,225. Per la diluizione: le moli che servono sono 1,00 mol/L × 0,500 L = 0,500 mol, contenute in 0,500 mol ÷ 12,08 mol/L = 0,0414 L.

Risultato. c = 12,1 mol/L; b = 16,1 mol/kg; χ(HCl) = 0,225; servono 41,4 mL di acido concentrato, portati a 500 mL con acqua.

Attenzione. Molarità e molalità sono molto diverse perché la soluzione è concentrata: in un litro di soluzione ci sono solo 0,75 kg di acqua. Nella diluizione di un acido concentrato si versa sempre l'acido nell'acqua, lentamente e agitando, e mai l'acqua nell'acido: il calore che si sviluppa potrebbe far schizzare il liquido.

9.4.4 Preparare e diluire una soluzione

Per preparare una soluzione di molarità nota si usa il **matraccio tarato**, un pallone con il collo lungo e stretto su cui è incisa una tacca: riempito fino alla tacca a 20 °C, contiene esattamente il volume indicato, per esempio 250,0 mL. La procedura è mostrata nella Figura 9.4: si pesa il soluto, lo si scioglie in un becher con poca acqua distillata, si trasferisce la soluzione nel matraccio risciacquando il becher, si aggiunge acqua fino a poco sotto la tacca e infine, goccia a goccia, fino a quando il fondo del menisco tocca la tacca, guardandolo all'altezza degli occhi. Si tappa e si capovolge più volte, perché la soluzione diventi omogenea.

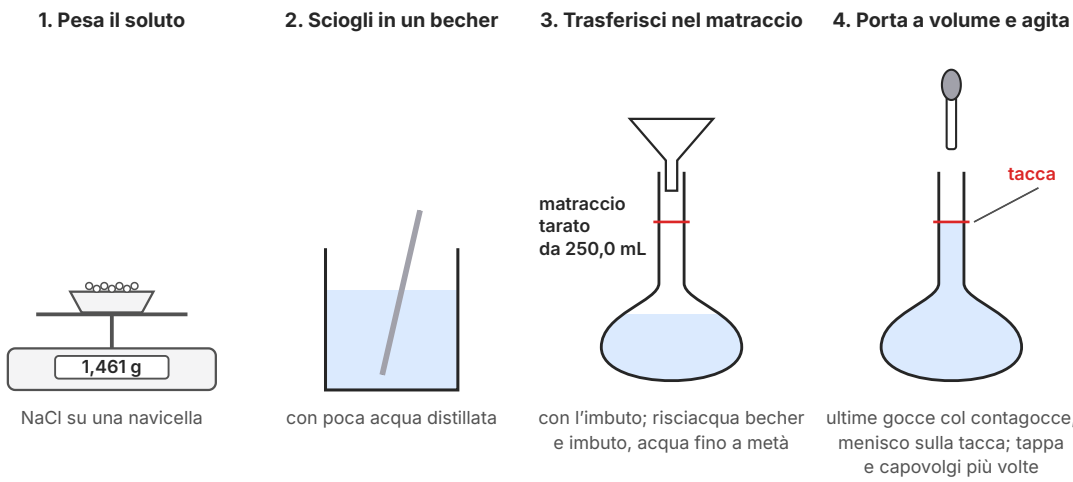


Figura 9.4 La preparazione di 250,0 mL di una soluzione di cloruro di sodio 0,100 M: m = 0,100 mol/L × 0,2500 L × 58,44 g/mol = 1,461 g. La tacca sul collo del matraccio indica il volume esatto di soluzione.

Per diluire una soluzione si preleva un volume esatto di soluzione concentrata con una pipetta tarata, munita di propipetta (mai aspirare con la bocca), lo si trasferisce in un matraccio e si porta a volume con acqua. Come hai visto in *Scienze naturali 1*, cap. 3, la quantità di soluto non cambia: $n = c_1V_1$ prima e $n = c_2V_2$ dopo, quindi

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Con la molarità la relazione ha un significato semplice: il prodotto $c \cdot V$ è la quantità di soluto in moli. Prelevando 25,00 mL di soluzione 0,100 M e portandoli a 250,0 mL si ottiene una soluzione dieci volte più diluita, 0,0100 M: le particelle di soluto sono le stesse, $2{,}50 \times 10^{-3}$ mol, distribuite in un volume dieci volte maggiore (Figura 9.5).

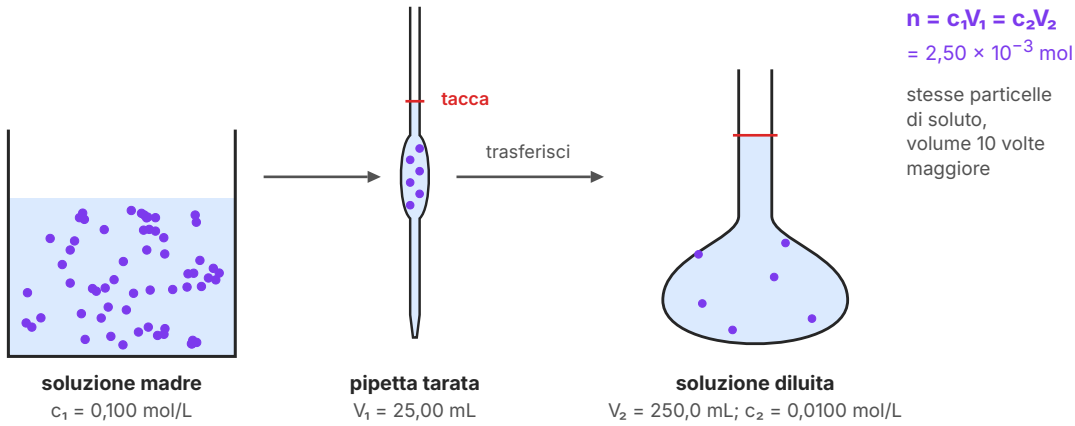


Figura 9.5 Una diluizione 1 : 10. La pipetta tarata preleva 25,00 mL di soluzione 0,100 M, che contengono 2,50 × 10^{-3} mol di soluto; nel matraccio da 250,0 mL la stessa quantità di soluto occupa un volume dieci volte maggiore e la concentrazione diventa 0,0100 M (le particelle disegnate sono solo indicative).

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Preparare una soluzione 0,100 M e diluirla

Obiettivo. Preparare 250,0 mL di una soluzione di cloruro di sodio 0,100 M e, da questa, 250,0 mL di una soluzione 0,0100 M.

Materiale. Cloruro di sodio puro per analisi, seccato in stufa; bilancia con sensibilità 0,001 g; navicella di pesata e spatola; becher da 100 mL; bacchetta di vetro; imbuto; due matracci tarati da 250,0 mL con tappo; pipetta tarata da 25,00 mL con propipetta; spruzzetta di acqua distillata; contagocce; etichette.

1. Calcola la massa di NaCl necessaria per la prima soluzione e pesala con la navicella.
2. Trasferisci il sale nel becher e scioglilo, agitando con la bacchetta, in circa 50 mL di acqua distillata.
3. Con l'imbuto versa la soluzione nel matraccio; risciacqua due o tre volte il becher, la bacchetta e l'imbuto con piccole porzioni d'acqua, versandole nel matraccio.
4. Aggiungi acqua fino a circa 1 cm sotto la tacca, poi completa con il contagocce finché il fondo del menisco tocca la tacca (occhi all'altezza della tacca). Tappa e capovolgi una decina di volte. Etichetta: «NaCl 0,100 M», data, nome.
5. Con la pipetta tarata e la propipetta preleva 25,00 mL della soluzione (avvina prima la pipetta con un po' della soluzione stessa), trasferiscili nel secondo matraccio e porta a volume con acqua distillata. Tappa, capovolgi, etichetta.

Calcoli. $m(\text{NaCl}) = c \cdot V \cdot M = 0{,}100\ \text{mol/L} \times 0{,}2500\ \text{L} \times 58{,}44\ \text{g/mol} = 1{,}461\ \text{g}$. Dalla massa effettivamente pesata ricava la concentrazione reale della tua soluzione. Seconda soluzione: $c_2 = c_1 V_1 / V_2$.

Sicurezza. Occhiali di protezione e camice. Il cloruro di sodio non è pericoloso, ma in laboratorio nessuna sostanza si assaggia e nessun liquido si aspira con la bocca: usa sempre la propipetta. La vetreria tarata è fragile: non scaldarla mai, perché il calore ne altera il volume. Le soluzioni di NaCl diluite si possono smaltire nel lavandino con molta acqua, se l'insegnante lo conferma.

Risultato atteso. Due soluzioni limpide e incolori, di concentrazione 0,100 M e 0,0100 M (entro qualche millesimo, a seconda della precisione della pesata e del riempimento fino alla tacca). Con un conduttimetro, se disponibile, la prima conduce circa dieci volte più della seconda.

Domande. Perché non si scioglie il sale direttamente nel matraccio pieno fino alla tacca? Che errore si commette se si porta a volume guardando il menisco dall'alto? Perché la pipetta si avvina con la soluzione e non con acqua distillata?

9.5 Le proprietà colligative

In *Scienze naturali 1*, cap. 3, hai visto che l'acqua salata bolle a una temperatura più alta e congela a una temperatura più bassa dell'acqua pura, e che questi effetti, come l'osmosi, dipendono

dal **numero** di particelle di soluto e non dalla loro natura: per questo si chiamano proprietà colligative, dal latino *colligatus*, «legato insieme». Una molecola di glucosio e uno ione sodio, per l'acqua che li circonda, contano allo stesso modo. Ora siamo in grado di spiegarle e di calcolarle, almeno per le soluzioni diluite di soluti non volatili.

9.5.1 La tensione di vapore

In un recipiente chiuso, sopra un liquido si stabilisce una pressione di vapore che dipende solo dalla temperatura: la tensione di vapore (*Scienze naturali 1*, cap. 2). Il liquido bolle quando la sua tensione di vapore uguaglia la pressione esterna, per l'acqua pura 1 atm a 100 °C. Se nell'acqua è disciolto un soluto non volatile, alla superficie una parte dei posti è occupata dalle particelle di soluto, che non evaporano, e le molecole d'acqua sono trattenute dalle attrazioni con il soluto: evaporano meno molecole d'acqua e la tensione di vapore si abbassa. Il chimico francese François-Marie Raoult trovò sperimentalmente nel 1887 che, nelle soluzioni diluite, la tensione di vapore del solvente è proporzionale alla sua frazione molare: è la **legge di Raoult**, $P = \chi_{\text{solvente}} \cdot P^\circ$, dove P° è la tensione di vapore del solvente puro. Se il 5 % delle particelle sono di soluto, la tensione di vapore scende del 5 %.

La Figura 9.6 mostra la conseguenza. La curva della soluzione sta sotto quella dell'acqua pura; per raggiungere la pressione di 1 atm la soluzione deve essere scaldata di più, e quindi bolle a una temperatura più alta. Per ragioni analoghe, che riguardano l'equilibrio fra il liquido e il ghiaccio, la soluzione congela a una temperatura più bassa: l'intervallo di temperatura in cui la soluzione resta liquida si allarga da entrambe le parti.

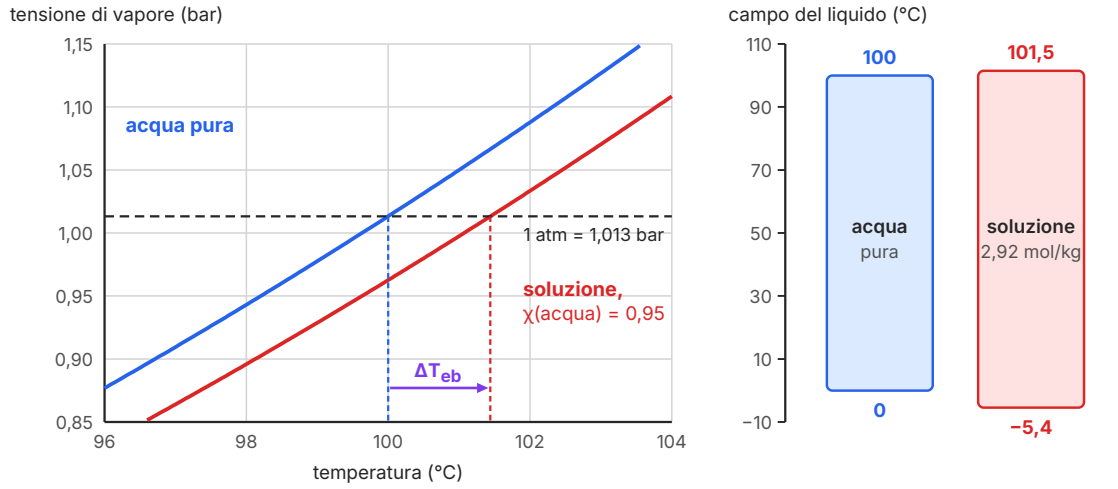


Figura 9.6 A sinistra: tensione di vapore dell'acqua pura (equazione di Antoine con i parametri del NIST Chemistry WebBook) e di una soluzione di un soluto non volatile con frazione molare dell'acqua 0,95, calcolata con la legge di Raoult; la soluzione raggiunge la pressione di 1 atm a circa 101,4 °C. A destra: il campo di temperature in cui l'acqua pura e la stessa soluzione (2,92 mol di soluto per kilogrammo di acqua) restano liquide, con i valori calcolati con le formule del testo.

9.5.2 Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

Per le soluzioni diluite la variazione della temperatura di ebollizione e di quella di congelamento è proporzionale alla molalità delle particelle di soluto. L'aumento della temperatura di ebollizione si chiama **innalzamento ebullioscopico**, la diminuzione della temperatura di congelamento **abbassamento crioscopico**, e valgono:

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

Le costanti K_{eb} e K_{cr} dipendono solo dal solvente: per l'acqua K_{eb} = 0,512 °C·kg/mol e K_{cr} = 1,86 °C·kg/mol (appendice, Tabella A.1). Una soluzione acquosa con 1 mol di particelle disciolte per kilogrammo di acqua congela quindi a −1,86 °C e bolle a 100,51 °C, a pressione normale. Il numero i tiene conto del fatto che un elettrolita, sciogliendosi, libera più particelle: è il **fattore di van 't Hoff**, che nel caso ideale è il numero di particelle prodotte da un'unità formula o da una molecola. Per un non elettrolita come il glucosio i = 1; per NaCl i = 2; per $CaCl_2$ i = 3; per Na_2SO_4 i = 3. Negli elettroliti reali gli ioni di carica opposta non si muovono in modo del tutto indipendente, e il valore misurato di i è un po' minore di quello ideale, tanto più quanto più la soluzione è concentrata.

Le applicazioni sono quotidiane. D'inverno sulle strade si sparge sale: la soluzione che si forma con il ghiaccio congela a una temperatura più bassa di 0 °C, e il ghiaccio fonde anche sotto zero, finché la temperatura non è troppo bassa. Il cloruro di calcio, che libera tre ioni per

unità formula, è più efficace a parità di moli. Nel circuito di raffreddamento delle auto si aggiunge all'acqua un antigelo, di solito glicole etilenico, che abbassa la temperatura di congelamento e alza quella di ebollizione del liquido. La misura dell'abbassamento crioscopico è stata a lungo uno dei metodi per determinare la massa molare di una sostanza sconosciuta: dalla variazione di temperatura si ricavano le moli disciolte, e dalle moli e dalla massa la massa molare.

ESEMPIO SVOLTO

L'antigelo nel radiatore

Problema. Si sciolgono 250 g di glicole etilenico, $C_2H_6O_2$, non volatile e non elettrolita, in 1,00 kg di acqua. A quale temperatura congela la soluzione? A quale temperatura bolle, a pressione normale?

Soluzione. $M(C_2H_6O_2) = 2 \times 12{,}01 + 6 \times 1{,}008 + 2 \times 16{,}00 = 62{,}07$ g/mol; $n = 250\ \text{g} \div 62{,}07\ \text{g/mol} = 4{,}03$ mol; $b = 4{,}03\ \text{mol} \div 1{,}00\ \text{kg} = 4{,}03$ mol/kg; $i = 1$. $\Delta T_{cr} = 1 \times 1{,}86\ °\text{C·kg/mol} \times 4{,}03\ \text{mol/kg} = 7{,}49\ °\text{C}$; $\Delta T_{eb} = 1 \times 0{,}512 \times 4{,}03 = 2{,}06\ °\text{C}$.

Risultato. La soluzione congela a circa −7,49 °C e bolle a circa 102,06 °C.

Attenzione. Le formule valgono bene per le soluzioni diluite; a concentrazioni alte come questa danno solo una stima. Lo si vede anche con l'acqua di mare, che contiene circa 35 g di sali per kilogrammo: se fossero tutti NaCl, in 965 g di acqua ci sarebbero 0,599 mol di NaCl, cioè $b = 0{,}621$ mol/kg, e con $i = 2$ si otterrebbe $\Delta T_{cr} = 2{,}31\ °\text{C}$. In realtà l'acqua di mare congela a circa −1,9 °C: i sali del mare non sono solo cloruro di sodio, e gli ioni non si comportano come particelle del tutto indipendenti.

9.5.3 La pressione osmotica

Nel volume dello scorso anno hai visto che, quando due soluzioni sono separate da una membrana semipermeabile, l'acqua passa in prevalenza dalla soluzione meno concentrata a quella più concentrata. Si può impedire questo flusso premendo sulla soluzione più concentrata: la pressione che bisogna applicare a una soluzione per arrestare l'ingresso del solvente puro attraverso una membrana semipermeabile si chiama **pressione osmotica**, simbolo π. Per le soluzioni diluite vale una relazione che ricorda da vicino l'equazione di stato dei gas (cap. 2):

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

con c in mol/L, T in kelvin e $R = 0{,}082\,06$ L·atm/(mol·K), che dà π in atmosfere. La pressione osmotica è la proprietà colligativa più «grande»: una soluzione 0,10 M di glucosio a 25 °C, che congela appena 0,19 °C sotto zero, ha una pressione osmotica di $0{,}10 \times 0{,}082\,06 \times 298 = 2{,}4$ atm. Due soluzioni con la stessa pressione osmotica si dicono isotoniche, una parola che conosci dalla biologia: un globulo rosso posto in una soluzione isotonica con il suo citoplasma non si gonfia e non si raggrinzisce.

ESEMPIO SVOLTO

La pressione osmotica della soluzione fisiologica

Problema. Calcola la pressione osmotica ideale della soluzione fisiologica (0,154 mol/L di NaCl, vedi l'esempio sulla molarità) alla temperatura del corpo, 37 °C.

Soluzione. $T = 37 + 273{,}15 = 310{,}15$ K; $i = 2$. $\pi = 2 \times 0{,}154$ mol/L $\times$ 0,082 06 L·atm/(mol·K) $\times$ 310,15 K = 7,84 atm.

Risultato. Circa 7,8 atm (due cifre significative, come il dato 0,90 %). È una pressione considerevole, quasi otto volte quella atmosferica.

Attenzione. Il valore reale è un po' minore, perché per NaCl il fattore i effettivo è un po' inferiore a 2, ed è molto vicino alla pressione osmotica del plasma sanguigno: per questo la soluzione allo 0,9 % è isotonica con il sangue e si può iniettare in vena senza danneggiare i globuli rossi. Un'acqua distillata iniettata in vena farebbe invece entrare acqua nei globuli rossi fino a farli scoppiare.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Pfeffer, van 't Hoff e il gas nascosto nelle soluzioni

Nel 1877 il botanico tedesco Wilhelm Pfeffer, che studiava le cellule vegetali, costruì una cella di porcellana porosa nelle cui pareti aveva fatto depositare un precipitato che lasciava passare l'acqua ma non lo zucchero: una membrana semipermeabile artificiale. Collegata a un manometro e immersa in acqua, la cella permise di misurare per la prima volta la pressione osmotica di soluzioni di saccarosio di diversa concentrazione e a diverse temperature, nell'opera *Osmotische Untersuchungen* («Ricerche osmotiche»).

Pochi anni dopo, nel 1886, il chimico olandese Jacobus Henricus van 't Hoff notò che i dati di Pfeffer seguivano le stesse leggi dei gas: la pressione osmotica era proporzionale alla concentrazione, come la pressione di un gas alle sue moli per litro, e alla temperatura assoluta, e la costante di proporzionalità era proprio la costante dei gas, R. Le particelle di soluto si comportano, nei confronti della membrana, come le molecole di un gas che occupa il volume della soluzione. Le soluzioni di sali, però, davano effetti maggiori del previsto, e van 't Hoff dovette introdurre il fattore correttivo i che porta il suo nome. La spiegazione arrivò dalla teoria di Arrhenius: i sali in soluzione sono separati in ioni, e ogni ione conta come una particella. Nel 1901 van 't Hoff ricevette il primo premio Nobel per la chimica mai assegnato, «per la scoperta delle leggi della dinamica chimica e della pressione osmotica nelle soluzioni» (traduzione della redazione).

IN SINTESI

$c = n(\text{soluto})/V(\text{soluzione})$ $b = n(\text{soluto})/m(\text{solvente, kg})$ $\chi_A = n_A/n_{\text{totali}}$ $c_1V_1 = c_2V_2$

$c(\text{gas}) = k \cdot P$ (legge di Henry) $\Delta T_{eb} = i \cdot K_{eb} \cdot b$ $\Delta T_{cr} = i \cdot K_{cr} \cdot b$ $\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$

Acqua: K_{eb} = 0,512 °C·kg/mol, K_{cr} = 1,86 °C·kg/mol. i ideale = numero di particelle per unità formula o molecola (glucosio 1, NaCl 2, $CaCl_2$ 3).

9.6 Colloidi e sospensioni

Non tutti i miscugli che sembrano omogenei sono soluzioni. In *Scienze naturali 1*, cap. 3, hai distinto le soluzioni, i colloidi e le sospensioni in base alle dimensioni delle particelle disperse (Figura 9.7). In una soluzione il soluto è disperso come singoli ioni o molecole, con dimensioni inferiori a circa 1 nm; nei colloidi la fase dispersa è formata da aggregati di molte molecole, o da macromolecole, fra circa 1 nm e 1 µm; nelle sospensioni le particelle sono ancora più grandi e, a riposo, si depositano.

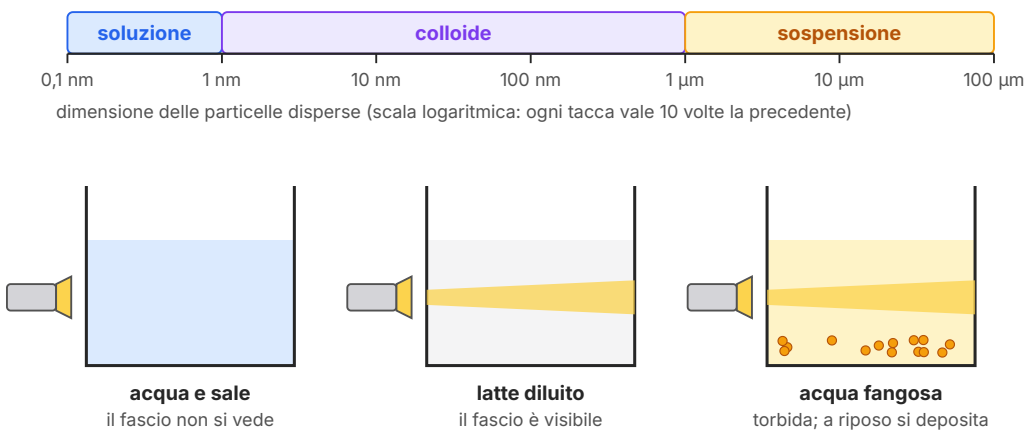


Figura 9.7 In alto: le dimensioni delle particelle disperse nelle soluzioni, nei colloidi e nelle sospensioni, su una scala logaritmica (i limiti, circa 1 nm e 1 µm, sono convenzionali). In basso: un fascio di luce attraversa i tre miscugli. Nella soluzione il fascio non si vede di lato; nel colloide è visibile per l'effetto Tyndall; la sospensione è torbida e, a riposo, il solido si deposita sul fondo.

I colloidi sono ovunque: il latte è un'emulsione di goccioline di grasso in acqua, la nebbia un aerosol di goccioline d'acqua nell'aria, la gelatina un gel, in cui una rete di molecole di proteina trattiene l'acqua, la maionese un'emulsione resa stabile dalle molecole del tuorlo. Le particelle colloidali sono abbastanza grandi da diffondere la luce, e l'effetto Tyndall permette di riconoscerle; sono però troppo piccole per depositarsi o per essere trattenute da un comune filtro di

carta. Spesso restano disperse perché portano cariche elettriche dello stesso segno e si respingono; aggiungendo un sale, che neutralizza in parte queste cariche, possono aggregarsi e separarsi. Ed ecco un'ultima conseguenza di quanto hai studiato: a parità di massa disciolta, un colloide contiene pochissime particelle rispetto a una soluzione, perché ciascuna è formata da migliaia o milioni di molecole, e i suoi effetti colligativi sono quindi molto piccoli.

SINTESI

- Una sostanza si scioglie quando le attrazioni fra le sue particelle e quelle del solvente compensano le attrazioni che devono essere vinte; le particelle disciolte sono solvatate (idratate, in acqua).
- Nella dissoluzione di un composto ionico le molecole d'acqua rivolgono l'ossigeno verso i cationi e un idrogeno verso gli anioni. La dissoluzione di NaCl non è una reazione chimica.
- La dissoluzione può assorbire energia (nitrato di ammonio) o liberarla (cloruro di calcio), a seconda del bilancio fra le attrazioni rotte e quelle formate.
- Gli elettroliti producono ioni in acqua: per dissociazione i composti ionici, per ionizzazione alcuni composti molecolari come HCl. Gli elettroliti forti producono ioni in modo completo, quelli deboli solo in piccola parte; i non elettroliti non ne producono.
- Una soluzione può essere insatura, satura (equilibrio dinamico fra dissoluzione e cristallizzazione) o sovrassatura (instabile). La solubilità dei solidi di solito cresce con la temperatura, quella dei gas diminuisce.
- Legge di Henry: la concentrazione di un gas disciolto è proporzionale alla sua pressione parziale, $c = k \cdot P$.
- Molarità c = moli di soluto per litro di soluzione (mol/L, M); molalità b = moli di soluto per kilogrammo di solvente; frazione molare χ = moli di un componente su moli totali. Per convertire fra unità riferite alla massa e al volume serve la densità.
- Le soluzioni di molarità nota si preparano nel matraccio tarato; nella diluizione la quantità di soluto resta costante: $c_1V_1 = c_2V_2$.
- Le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle di soluto: abbassamento della tensione di vapore (Raoult), innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico ($\Delta T = i \cdot K \cdot b$), pressione osmotica ($\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$).
- Il fattore di van 't Hoff i è, idealmente, il numero di particelle prodotte da un'unità formula: 1 per il glucosio, 2 per NaCl, 3 per $CaCl_2$; nei casi reali è un po' minore.
- Nei colloidi le particelle disperse misurano fra circa 1 nm e 1 μm: diffondono la luce (effetto Tyndall) ma non si depositano.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Una soluzione 0,50 M di glucosio contiene:
   - **A.** 0,50 mol di glucosio per litro di acqua
   - **B.** 0,50 mol di glucosio per kilogrammo di acqua
   - **C.** 0,50 mol di glucosio per litro di soluzione
   - **D.** 0,50 g di glucosio per litro di soluzione

2. ● Quale sostanza, sciolta in acqua, è un non elettrolita?
   - **A.** cloruro di sodio, NaCl
   - **B.** cloruro di idrogeno, HCl
   - **C.** nitrato di potassio, KNO_3
   - **D.** glucosio, $C_6H_{12}O_6$

3. ● Intorno a uno ione Na^+ in soluzione acquosa le molecole d'acqua sono orientate:
   - **A.** con gli atomi di idrogeno verso lo ione
   - **B.** con l'atomo di ossigeno verso lo ione
   - **C.** in modo casuale, perché l'acqua è un solvente apolare
   - **D.** alternate a ioni Cl^-, come nel cristallo

4. ● Le proprietà colligative di una soluzione diluita dipendono:
   - **A.** dal numero di particelle di soluto in una data quantità di solvente
   - **B.** dalla natura chimica del soluto
   - **C.** dalla massa molare del soluto, a parità di moli
   - **D.** dal colore e dalla forma delle particelle di soluto

5. ●● Il fattore di van 't Hoff ideale del solfato di alluminio, $Al_2(SO_4)_3$, è:
   - **A.** 2
   - **B.** 3
   - **C.** 5
   - **D.** 17

6. ●● La solubilità dell'ossigeno in acqua:
   - **A.** aumenta con la temperatura e diminuisce con la pressione
   - **B.** diminuisce quando la temperatura aumenta e aumenta con la pressione parziale dell'ossigeno
   - **C.** non dipende dalla pressione, perché i gas non si sciolgono nei liquidi
   - **D.** aumenta sia con la temperatura sia con la pressione

7. ●● Quale soluzione acquosa congela alla temperatura più bassa (comportamento ideale)?
   A. glucosio, 0,10 mol/kg
   B. NaCl, 0,10 mol/kg
   C. saccarosio, 0,20 mol/kg
   D. $CaCl_2$, 0,10 mol/kg

8. ●● Nello studio delle proprietà colligative si preferisce la molalità alla molarità perché:
   A. la molalità non cambia con la temperatura
   B. la molalità è sempre uguale alla molarità
   C. la molarità si può usare solo per i gas
   D. la molalità si riferisce al litro di soluzione

9. ●●● In una soluzione sovrassatura di acetato di sodio si lascia cadere un cristallino dello stesso sale. Che cosa succede?
   A. il cristallino si scioglie, perché la soluzione non è satura
   B. il soluto in eccesso cristallizza rapidamente e si libera energia
   C. non succede nulla, perché la soluzione è stabile
   D. la soluzione comincia a bollire

Vero o falso

10. ● La dissoluzione del cloruro di sodio in acqua è una reazione chimica.

11. ● In una soluzione satura a contatto con il solido non disciolto, ioni continuano a staccarsi dal cristallo e altrettanti vi si depositano.

12. ●● Per preparare 1,00 L di soluzione 1,00 M di NaCl si sciolgono 58,44 g di NaCl in 1,00 L di acqua.

13. ● In una soluzione 0,10 M di $CaCl_2$ la concentrazione degli ioni cloruro è 0,20 mol/L.

14. ●● Il cloruro di idrogeno, sciolto in acqua, è un non elettrolita perché è un composto molecolare.

15. ●● Il latte diluito mostra l'effetto Tyndall, una soluzione di zucchero no.

Applicare

16. ● Si sciolgono 4,50 g di glucosio, $C_6H_{12}O_6$, in acqua e si porta il volume a 250,0 mL. Calcola la molarità.

17. ● Quanti grammi di idrossido di sodio, NaOH, servono per preparare 500,0 mL di soluzione 0,200 M?

18. ●● Quanti millilitri di acido cloridrico 2,00 M bisogna prelevare per preparare 250 mL di acido 0,100 M?

19. ●● Calcola la concentrazione degli ioni Na^+ e SO_4^{2-} in una soluzione 0,150 M di solfato di sodio, Na_2SO_4, la concentrazione totale degli ioni e le moli di Na^+ contenute in 40,0 mL di soluzione.

20. ●●● Si sciolgono 18,0 g di glucosio in 200 g di acqua. Calcola la molalità, la frazione molare del glucosio e la temperatura di congelamento della soluzione.

21. ●●● L'acido solforico concentrato contiene il 96,0 % m/m di H_2SO_4 e ha densità 1,84 g/mL. Calcola la molarità e la molalità. Quanti millilitri ne servono per preparare 1,00 L di soluzione 1,00 M? (La diluizione la esegue solo l'insegnante, versando l'acido nell'acqua.)

22. ●●● Una bibita viene imbottigliata a 25 °C sotto una pressione parziale di CO_2 di 3,0 bar. Con la costante della Tabella 9.1 calcola la concentrazione di CO_2 disciolto, in mol/L e in g/L. Quale sarebbe la concentrazione di equilibrio con l'aria, dove la pressione parziale di CO_2 è circa $4{,}2 \times 10^{-4}$ bar?

23. ●● Si sciolgono 30,0 g di NaCl in 1,00 kg di acqua. Calcola la temperatura di congelamento della soluzione, supponendo un comportamento ideale.

24. ●●● Che massa di glicole etilenico, $C_2H_6O_2$, bisogna sciogliere in 1,00 kg di acqua perché la soluzione congeli a −10,0 °C (comportamento ideale)?

25. ●●● Supponi che la pressione osmotica del sangue a 37 °C sia 7,4 atm. Quale concentrazione deve avere una soluzione di glucosio per essere isotonica con il sangue? Esprimila in mol/L, in g/L e in % m/V, e confrontala con la soluzione glucosata al 5 % usata negli ospedali.

26. ● In 0,500 L di un'acqua di pozzo si trovano 21,0 mg di ioni nitrato, NO_3^-. Calcola la concentrazione in mg/L e in mol/L e stabilisci se rispetta il valore massimo di 50 mg/L fissato dalla direttiva europea.

Leggere dati e figure

27. ● Osserva la Figura 9.3. a) A 20 °C è più solubile il nitrato di potassio o il cloruro di sodio? b) A quale temperatura le due solubilità sono uguali? c) Quanti grammi di KNO_3 cristallizzano raffreddando da 50 °C a 20 °C una soluzione satura preparata con 200 g di acqua? d) Di quale percentuale diminuisce l'ossigeno disciolto passando da 10 °C a 30 °C?

28. ●● Con i dati della Tabella 9.1 calcola il rapporto fra le concentrazioni di azoto e di ossigeno disciolti in un'acqua in equilibrio con l'aria (pressioni parziali 0,78 bar e 0,21 bar) e confrontalo con il rapporto fra i due gas nell'aria. L'«aria disciolta» nell'acqua è più ricca o più povera di ossigeno dell'aria che respiriamo?

29. ●●● Osserva la Figura 9.6. a) Leggi sul grafico di sinistra la temperatura di ebollizione della soluzione. b) Calcola la molalità di una soluzione in cui la frazione molare dell'acqua è 0,95 (considera 1 kg di acqua). c) Calcola con la formula dell'innalzamento ebullioscopico la temperatura di ebollizione e confrontala con quella letta: perché c'è una piccola differenza?

Indagare e argomentare

30. ●● Progetta un esperimento per verificare che la temperatura di congelamento dell'acqua salata diminuisce in proporzione alla quantità di sale disciolto. Indica le soluzioni da preparare, la variabile indipendente, quella dipendente, le variabili da tenere costanti, il controllo, gli strumenti e le norme di sicurezza.

31. ●● D'estate, in un lago poco profondo o vicino allo scarico di acqua calda di un impianto industriale, si osservano a volte morie di pesci. Spiega il fenomeno con la legge di Henry e con la Figura 9.3. Per lo stesso motivo, perché una bibita aperta si sgasa più in fretta fuori dal frigorifero?

32. ●●● Van 't Hoff osservò che la pressione osmotica segue una legge simile a quella dei gas. Spiega l'analogia confrontando $\pi = cRT$ con $PV = nRT$. Perché per le soluzioni di sali dovette introdurre il fattore i, e quale teoria ne diede la spiegazione?

PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: il capitolo sulle proprietà delle soluzioni, con la legge di Henry, le unità di concentrazione e le proprietà colligative.
- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: le pagine sulla dissoluzione e sull'energia della soluzione, con molti esempi di calcolo di molarità, molalità e pressione osmotica.

Glossario del capitolo

Abbassamento crioscopico
Diminuzione della temperatura di congelamento di un solvente dovuta a un soluto: $\Delta T_{cr} = i \cdot K_{cr} \cdot b$; per l'acqua $K_{cr} = 1{,}86$ °C·kg/mol.

Dissociazione ionica
Separazione in ioni idratati, operata dal solvente, degli ioni già presenti in un composto ionico, per esempio $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$; non è una reazione chimica.

Elettrolita
Sostanza che, sciolta in acqua (o fusa), produce ioni e rende il liquido conduttore di corrente elettrica.

Elettrolita forte / debole
Elettrolita che in soluzione diluita è dissociato o ionizzato in modo praticamente completo (forte, come NaCl e HCl), oppure solo in piccola parte (debole, come l'acido acetico).

Fattore di van 't Hoff
Numero i che moltiplica la concentrazione nelle formule delle proprietà colligative; idealmente è il numero di particelle prodotte da un'unità formula o da una molecola (1 per il glucosio, 2 per NaCl, 3 per $CaCl_2$).

Idratazione
Solvatazione da parte dell'acqua: le particelle di soluto vengono circondate da molecole d'acqua orientate; si indica con (aq).

Innalzamento ebullioscopico
Aumento della temperatura di ebollizione di un solvente dovuto a un soluto non volatile: $\Delta T_{eb} = i \cdot K_{eb} \cdot b$; per l'acqua $K_{eb} = 0{,}512$ °C·kg/mol.

Ionizzazione
In soluzione, formazione di ioni da un composto molecolare che reagisce con il solvente, per esempio $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$.

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

Legge di Raoult
In una soluzione diluita la tensione di vapore del solvente è proporzionale alla sua frazione molare: $P = \chi_{solvente} \cdot P^\circ$.

Matraccio tarato
Pallone di vetro con il collo lungo e stretto e una tacca, che riempito fino alla tacca contiene un volume esatto di soluzione; serve a preparare soluzioni di concentrazione nota.

Miscibilità
Capacità di due sostanze, in particolare di due liquidi, di mescolarsi formando una sola fase; può essere completa, parziale o nulla.

Molalità
Quantità di soluto, in moli, per kilogrammo di solvente; simbolo b (in molti libri m), unità mol/kg; non dipende dalla temperatura.

Molarità
Concentrazione molare: quantità di soluto, in moli, per litro di soluzione; simbolo c, unità mol/L (M).

Non elettrolita
Sostanza che si scioglie in acqua senza produrre ioni, come lo zucchero o l'etanolo; la sua soluzione non conduce la corrente.

Pressione osmotica
Pressione che bisogna esercitare su una soluzione per impedire l'ingresso del solvente puro attraverso una membrana semipermeabile: $\pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$.

Soluzione insatura
Soluzione che contiene meno soluto di quanto ne potrebbe sciogliere a quella temperatura.

Soluzione sovrassatura
Soluzione instabile che contiene più soluto di quanto corrisponde alla solubilità; un cristallo o un urto fanno cristallizzare l'eccesso.

Solvatazione
Processo per cui le particelle di un soluto vengono circondate e trattenute da molecole del solvente.

Soluzioni

1. C. La molarità si riferisce al litro di **soluzione**.

2. D. Il glucosio si scioglie come molecole intere; gli altri tre sono elettroliti forti.

3. B. L'ossigeno porta la carica parziale δ− ed è attratto dal catione.

4. A. Dipendono dal numero di particelle, non dalla loro natura.

5. C. $Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 2\ Al^{3+} + 3\ SO_4^{2-}$: 5 ioni.

6. B. I gas sono meno solubili a caldo; la concentrazione cresce con la pressione parziale (legge di Henry).

7. D. $i \cdot b$ vale 0,10 mol/kg per il glucosio, 0,20 per NaCl e per il saccarosio, 0,30 per $CaCl_2$: il valore più alto dà l'abbassamento crioscopico maggiore.

8. A. Le masse non cambiano con la temperatura, i volumi sì.

9. B. Il cristallino fa da «seme»: la soluzione sovrassatura è instabile e il soluto in eccesso cristallizza liberando energia (è il principio degli scaldamani).

10. F. Gli ioni esistono già nel cristallo; l'acqua li separa e li idrata senza formare sostanze nuove (evaporando l'acqua si riottiene NaCl).

11. V. È un equilibrio dinamico.

12. F. Il sale si scioglie in parte dell'acqua e poi si aggiunge acqua *fino a* 1,00 L di soluzione; in 1,00 L di acqua il volume finale sarebbe maggiore di 1 L.

13. V. $CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ Cl^-$: 2 × 0,10 = 0,20 mol/L.

14. F. È un composto molecolare, ma in acqua si ionizza completamente ($HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$): è un elettrolita forte.

15. V. Le goccioline di grasso del latte (colloide) diffondono la luce; le molecole di zucchero sono troppo piccole.

16. M = 180,16 g/mol; n = 4,50 ÷ 180,16 = 0,024 98 mol; c = 0,024 98 mol ÷ 0,2500 L = 0,0999 mol/L.

17. n = 0,200 mol/L × 0,5000 L = 0,100 mol; M(NaOH) = 40,00 g/mol; m = 4,00 g.

18. $V_1 = c_2V_2/c_1$ = 0,100 × 250 mL ÷ 2,00 = 12,5 mL, portati a 250 mL con acqua.

19. $Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$: $[Na^+]$ = 0,300 mol/L; $[SO_4^{2-}]$ = 0,150 mol/L; ioni in tutto 0,450 mol/L; $n(Na^+)$ = 0,300 mol/L × 0,0400 L = 0,0120 mol.

20. n = 18,0 ÷ 180,16 = 0,0999 mol; b = 0,0999 mol ÷ 0,200 kg = 0,500 mol/kg; moli di acqua 200 ÷ 18,016 = 11,10 mol; χ(glucosio) = 0,0999 ÷ (0,0999 + 11,10) = 0,008 92; ΔT_{cr} = 1,86 × 0,500 = 0,929 °C: congela a −0,929 °C.

21. In 1,00 L: massa 1840 g; H_2SO_4 0,960 × 1840 = 1766 g; M = 98,08 g/mol; n = 18,0 mol; c = 18,0 mol/L. Acqua 1840 − 1766 = 73,6 g; b = 18,0 ÷ 0,0736 = 245 mol/kg. Volume: 1,00 mol ÷ 18,0 mol/L = 0,0555 L = 55,5 mL.

22. $c = 3{,}4 \times 10^{-2} \times 3{,}0$ = 0,10 mol/L; × 44,01 g/mol = 4,5 g/L. Con l'aria: $3{,}4 \times 10^{-2} \times 4{,}2 \times 10^{-4} = 1{,}4 \times 10^{-5}$ mol/L, circa 7000 volte meno: lasciata aperta, la bibita perde quasi tutto il gas.

23. n = 30,0 ÷ 58,44 = 0,513 mol; b = 0,513 mol/kg; i = 2; ΔT_{cr} = 2 × 1,86 × 0,513 = 1,91 °C: congela a circa −1,91 °C.

24. $b = \Delta T/K_{cr}$ = 10,0 ÷ 1,86 = 5,38 mol/kg; m = 5,38 mol × 62,07 g/mol = 334 g di glicole (stima: a questa concentrazione la soluzione non è ideale).

25. $c = \pi/(RT)$ = 7,4 ÷ (0,082 06 × 310,15) = 0,29 mol/L; × 180,16 g/mol = 52 g/L = 5,2 % m/V, molto vicino alla soluzione glucosata al 5 % (con i = 1).

26. 42,0 mg/L (21,0 mg ÷ 0,500 L), sotto il limite di 50 mg/L; $M(NO_3^-)$ = 62,01 g/mol; c = 0,0420 g/L ÷ 62,01 g/mol = $6{,}77 \times 10^{-4}$ mol/L.

27. a) Il cloruro di sodio (35,9 g contro 31,6 g per 100 g di acqua). b) Intorno a 23 °C. c) (85,5 − 31,6) × 2

= 107,8 g, circa 108 g. d) Da 11,3 a 7,6 mg/L: circa il 33 % in meno.

28. N_2: $6{,}5 \times 10^{-4} \times 0{,}78 = 5{,}1 \times 10^{-4}$ mol/L; O_2: $1{,}3 \times 10^{-3} \times 0{,}21 = 2{,}7 \times 10^{-4}$ mol/L; rapporto ≈ 1,9, contro 0,78/0,21 ≈ 3,7 nell'aria. L'aria disciolta è più ricca di ossigeno, perché l'ossigeno è circa due volte più solubile dell'azoto.

29. a) Circa 101,4 °C. b) In 1 kg di acqua ci sono 1000 ÷ 18,016 = 55,51 mol; moli di soluto = 55,51 × 0,05/0,95 = 2,92 mol, quindi $b = 2{,}92$ mol/kg. c) $\Delta T_{eb} = 0{,}512 \times 2{,}92 = 1{,}50$ °C, cioè 101,50 °C. La differenza (circa 0,05 °C) nasce dal fatto che la formula è un'approssimazione valida per soluzioni diluite, mentre questa è piuttosto concentrata.

30. Traccia: soluzioni con 0, 5, 10, 15, 20 g di NaCl in 100 g di acqua (variabile indipendente: massa di sale, o molalità); variabile dipendente: temperatura di inizio congelamento, misurata con un termometro a −20…+50 °C in una provetta immersa in un bagno di ghiaccio e sale; costanti: massa d'acqua, tipo di sale, agitazione, termometro; controllo: acqua distillata (0 °C). Ripetere ogni misura tre volte e riportare ΔT in funzione della molalità: ci si aspetta una retta passante per l'origine con pendenza vicina a 2 × 1,86 °C·kg/mol. Sicurezza: occhiali; il bagno di ghiaccio e sale scende sotto −10 °C e può causare lesioni da freddo se tenuto a lungo con le mani: usare i guanti; termometro senza mercurio.

31. Traccia: a temperatura più alta l'ossigeno è meno solubile (Figura 9.3: circa un terzo in meno fra 10 °C e 30 °C), mentre il fabbisogno di ossigeno dei pesci, ectotermi, cresce; se la concentrazione scende sotto il minimo necessario, i pesci muoiono. La bibita calda si sgasa prima perché la solubilità del CO_2 diminuisce con la temperatura, e il gas in eccesso rispetto all'equilibrio con l'aria si libera più rapidamente.

32. Traccia: $c = n/V$, quindi $\pi = nRT/V$, cioè $\pi V = nRT$: le particelle di soluto «premono» sulla membrana come le molecole di un gas sulle pareti, con la stessa costante R. Per i sali le pressioni misurate erano circa doppie o triple del previsto: i conta le particelle effettive. La spiegazione venne dalla teoria della dissociazione elettrolitica di Arrhenius: un'unità formula di NaCl libera due ioni, una di $CaCl_2$ tre.