CAPITOLO

3

Sostanze pure e miscugli

Quasi nulla di ciò che tocchi ogni giorno è puro: l'aria, il mare, il latte, perfino una moneta. Capire come sono fatti i miscugli è il primo passo per smontarli.

OBIETTIVI

1. Distinguere sistemi aperti, chiusi e isolati, e contare le fasi di un sistema.
2. Riconoscere una sostanza pura da un miscuglio con criteri sperimentali.
3. Classificare i miscugli eterogenei, i colloidi e le soluzioni con esempi della vita quotidiana.
4. Leggere una curva di solubilità e prevedere quando una soluzione è satura.
5. Calcolare la concentrazione di una soluzione nelle diverse unità e risolvere problemi di diluizione.

INDICE DEL CAPITOLO

3.1 Sistemi e fasi 2
3.2 Sostanze pure e miscugli 4
3.3 I miscugli eterogenei e i colloidi 7
3.4 Le soluzioni e la solubilità 10
3.5 La concentrazione delle soluzioni 15
3.6 Le proprietà colligative: un'osservazione 19

Scienze naturali 1 · Parte I · La materia e le sue trasformazioni · versione 1.0
Capitolo 3: Sostanze pure e miscugli · pagine 69–92 del volume completo · estratto per lo studio

Apri il frigorifero e prova a fare un inventario chimico. Il latte, il succo d'arancia, l'acqua minerale, la maionese, il burro: nessuno di questi materiali è formato da una sola sostanza. Anche l'aria che entra quando apri lo sportello è un insieme di gas diversi. In natura le sostanze pure sono rare; quasi tutto ciò che ci circonda è un *miscuglio*. Eppure la chimica ha bisogno di sostanze pure per misurare le proprietà con precisione, per riconoscere un materiale, per preparare un farmaco sicuro.

In questo capitolo impariamo a descrivere un pezzo di materia come un «sistema», a decidere se è omogeneo o eterogeneo, a riconoscere sperimentalmente una sostanza pura e a classificare i molti tipi di miscuglio. Ci soffermeremo sulle soluzioni, che sono i miscugli più importanti in chimica, in biologia e nella vita di tutti i giorni, e impareremo a esprimere in numeri «quanto» soluto contengono. Nel Capitolo 4 vedremo come separare i componenti di un miscuglio; qui ci serve prima saperli riconoscere.

3.1 Sistemi e fasi

3.1.1 Sistema e ambiente

Quando un chimico studia qualcosa, per prima cosa decide dove finisce l'oggetto del suo studio. La porzione di materia che si sceglie di osservare si chiama **sistema**; tutto ciò che sta fuori e può interagire con essa è l'**ambiente**. Il confine tra i due può essere reale, come le pareti di una provetta, oppure immaginario, come una superficie ideale che racchiude una certa massa d'aria. La scelta è arbitraria ma va dichiarata: il contenuto di una pentola, la pentola con il suo contenuto, oppure l'intera cucina sono tre sistemi diversi, e il bilancio di ciò che entra e che esce cambia a seconda di quale si sceglie.

Tra sistema e ambiente possono passare due cose: *materia* (particelle che attraversano il confine) ed *energia* (per esempio calore, che come hai visto nel Capitolo 2 è energia in transito). In base a questi scambi i sistemi si dividono in tre tipi (Figura 3.1):

- un **sistema aperto** scambia con l'ambiente sia materia sia energia: una pentola d'acqua senza coperchio sul fornello riceve calore dalla fiamma e perde vapore acqueo nell'aria;
- un **sistema chiuso** scambia energia ma non materia: una bottiglia tappata messa in frigorifero si raffredda, ma la quantità di bibita al suo interno non cambia;
- un **sistema isolato** non scambia né materia né energia. Nessun sistema reale è isolato in modo perfetto; un buon thermos, con la sua intercapedine vuota e le pareti a specchio, si avvicina a questa condizione per qualche ora.

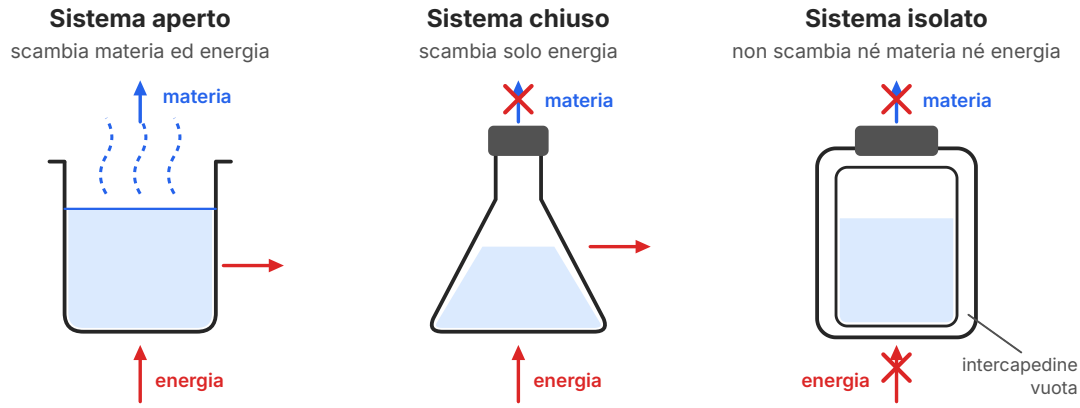

Figura 3.1 Sistemi aperto, chiuso e isolato. Le frecce blu indicano scambi di materia, quelle rosse scambi di energia; la croce indica uno scambio impedito. Il thermos è solo un'approssimazione di sistema isolato.

Il nostro stesso corpo è un sistema aperto: respiriamo, mangiamo, beviamo, sudiamo e scambiamo calore con l'aria. Anche la Terra, vista dallo spazio, si comporta quasi come un sistema chiuso: riceve energia dal Sole e ne irraggia nello spazio, ma la materia che guadagna (meteoriti, polveri) o perde (gas leggeri che sfuggono dall'alta atmosfera) è trascurabile rispetto alla sua massa. Lo riprenderemo nel Capitolo 13 parlando del bilancio energetico dell'atmosfera.

3.1.2 Le fasi

Guarda un bicchiere di acqua con qualche cubetto di ghiaccio. Contiene una sola sostanza, l'acqua, ma in due forme ben distinguibili: il ghiaccio solido e l'acqua liquida, separati da una superficie netta. Ognuna di queste porzioni è una **fase**: una parte del sistema che ha in ogni suo punto le stesse proprietà intensive (densità, temperatura di fusione, colore, indice di rifrazione…) e che è separata dalle altre parti da superfici di separazione nette. Ricorda dal Capitolo 1 che le proprietà intensive non dipendono dalla quantità di materia: un frammento di ghiaccio ha la stessa densità di un iceberg.

Il numero di fasi non coincide con il numero di sostanze (Figura 3.2). Acqua e olio sono due sostanze e formano due fasi, perché l'olio non si mescola con l'acqua e galleggia sopra di essa. Acqua e sale da cucina disciolto sono due sostanze ma formano una sola fase: anche con il miglior microscopio ottico non si riesce a distinguere il sale dall'acqua. Più cubetti di ghiaccio, invece, contano come una fase sola: tutti i frammenti hanno le stesse proprietà, anche se sono separati fisicamente.

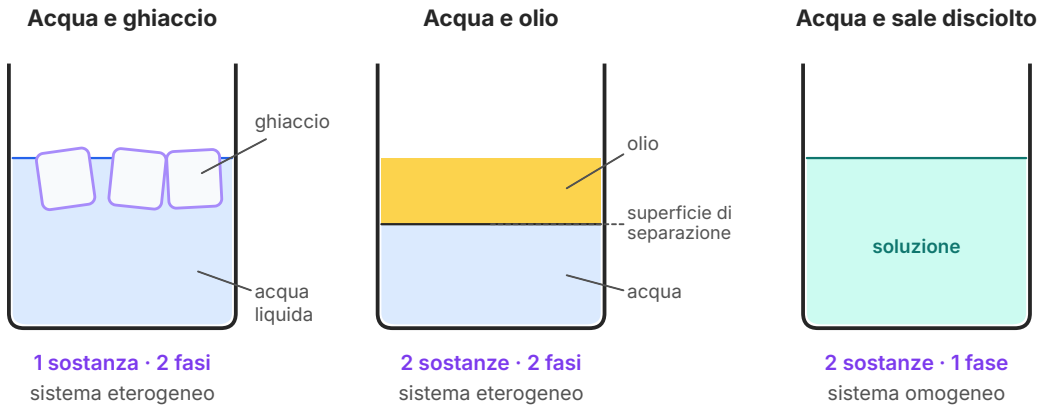

Figura 3.2 Il numero di fasi non coincide con il numero di sostanze. Acqua e ghiaccio: una sostanza in due fasi; acqua e olio: due sostanze in due fasi; acqua salata: due sostanze in una sola fase (soluzione).

Un sistema formato da una sola fase si dice **omogeneo**: le sue proprietà sono uguali in ogni punto. Un sistema formato da due o più fasi si dice **eterogeneo**. L'acqua di rubinetto, l'aria filtrata, un anello d'oro sono omogenei; il granito, in cui si distinguono a occhio nudo granuli di colore diverso, un'insalata o una bibita con il ghiaccio sono eterogenei.

DA RICORDARE

Fase non vuol dire sostanza, e non vuol dire stato di aggregazione. Una sostanza può essere presente in più fasi (acqua e ghiaccio); una fase può contenere più sostanze (acqua salata); e nello stesso stato possono coesistere più fasi (acqua e olio sono entrambi liquidi, ma formano due fasi). Un sistema gassoso, invece, è sempre formato da un'unica fase, perché i gas si mescolano spontaneamente in qualunque proporzione.

Attenzione alla scala di osservazione. Il sangue a occhio nudo sembra un liquido rosso uniforme, ma al microscopio rivela globuli rossi, globuli bianchi e piastrine sospesi in un liquido giallastro, il plasma: è quindi eterogeneo. In chimica, quando non si specifica altro, «omogeneo» significa omogeneo anche al microscopio ottico.

3.2 Sostanze pure e miscugli

3.2.1 Che cos'è una sostanza pura

Nel linguaggio comune «puro» significa spesso «naturale» o «non contaminato»: un'acqua di sorgente «pura», un succo «puro al 100 %». In chimica la parola ha un significato molto più pre-

ciso. Una **sostanza pura** è un tipo di materia che ha una composizione fissa e un insieme di proprietà caratteristiche costanti: a parità di pressione, fonde e bolle sempre alle stesse temperature, ha sempre la stessa densità a una data temperatura, lo stesso colore, lo stesso comportamento nelle reazioni. L'acqua distillata, lo zucchero (saccarosio), il sale da cucina (cloruro di sodio), il rame di un filo elettrico ad alta purezza sono esempi di sostanze pure. L'acqua di sorgente, invece, contiene sali minerali e gas disciolti: per il chimico è un miscuglio.

Non si può vedere a occhio se un materiale è puro. Serve una *definizione operativa*, cioè un criterio che si possa verificare con una misura. Il più usato riguarda i passaggi di stato. Nel Capitolo 2 hai visto che, se si scalda del ghiaccio a pressione costante, la temperatura si ferma a 0 °C finché tutto il ghiaccio non è fuso, e poi di nuovo a 100 °C finché tutta l'acqua non è vaporizzata. Queste soste si chiamano *soste termiche*: durante un passaggio di stato di una sostanza pura il calore fornito serve solo a cambiare lo stato, e la temperatura resta costante. Possiamo allora dire:

un materiale è una sostanza pura se, a pressione costante, i suoi passaggi di stato avvengono a **temperatura costante** (sosta termica netta) e se le sue proprietà intensive, come la densità, sono le stesse in qualunque campione, comunque sia stato preparato.

Il criterio funziona anche nell'altro verso. Nei laboratori di chimica organica la purezza di un solido si controlla misurandone il punto di fusione: un campione puro fonde in un intervallo strettissimo (pochi decimi di grado), mentre un campione impuro comincia a fondere a una temperatura più bassa e completa la fusione in un intervallo di diversi gradi.

3.2.2 Che cos'è un miscuglio

Un **miscuglio** è formato da due o più sostanze pure, dette *componenti*, mescolate fisicamente in proporzioni variabili. Ogni componente conserva le proprie proprietà: nell'acqua zuccherata lo zucchero resta dolce, nella sabbia mescolata a limatura di ferro il ferro resta attratto dalla calamita. Proprio per questo i componenti di un miscuglio si possono separare con metodi fisici, come vedremo nel Capitolo 4.

La caratteristica decisiva è la *composizione variabile*. Nel caffè puoi mettere uno, due o tre cucchiaini di zucchero e ottieni sempre «caffè zuccherato»; l'acqua del Mar Mediterraneo è più salata di quella del Mar Baltico, ma entrambe sono acqua di mare. Una sostanza pura, invece, non ammette queste variazioni: l'acqua pura contiene sempre, in massa, circa l'11,2 % di idrogeno e l'88,8 % di ossigeno, come vedrai studiando le leggi ponderali nel Capitolo 6.

Che cosa succede se si scalda un miscuglio? La Figura 3.3 confronta due curve calcolate per la stessa quantità di acqua (200 g) scaldata con la stessa potenza: in un caso l'acqua è pura, nell'altro contiene 20 g di sale disciolto. L'acqua pura raggiunge i 100 °C e lì si ferma: la temperatura non cambia finché c'è liquido da vaporizzare. L'acqua salata comincia a bollire a una temperatura un po' più alta, intorno a 101,8 °C, e durante l'ebollizione la sua temperatura continua lentamente a salire. Il motivo è che evapora solo l'acqua, mentre il sale resta nel recipiente: la soluzione diventa sempre più concentrata e, come vedremo nel paragrafo 3.6, una soluzione

più concentrata bolle a temperatura più alta. Nella curva di un miscuglio, quindi, al posto di una sosta termica netta compare un tratto inclinato.

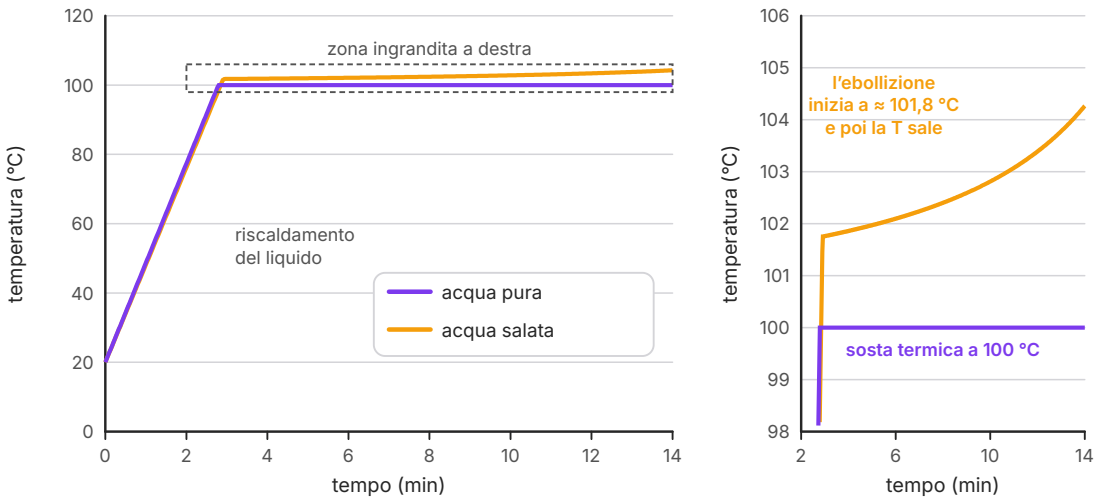

Figura 3.3 Curve di riscaldamento di 200 g di acqua pura e di 200 g di acqua con 20 g di cloruro di sodio, a partire da 20 °C e con una potenza costante di 400 W, alla pressione di 1 atm. Valori calcolati con un modello semplificato (calore specifico e calore latente dell'acqua, innalzamento ebullioscopico ideale). A destra, l'ingrandimento della zona di ebollizione: l'acqua pura mostra una sosta termica, la soluzione no.

ERRORE FREQUENTE

«Bolle a 100 °C, quindi è acqua pura». Non basta che un liquido bolla vicino a 100 °C: l'acqua di rubinetto, che contiene pochi sali, bolle a una temperatura praticamente indistinguibile. Il criterio corretto è che la temperatura resti *costante* durante tutto il passaggio di stato. Ricorda inoltre che la temperatura di ebollizione dipende dalla pressione (Capitolo 2): l'acqua pura bolle a 100 °C solo alla pressione di 1 atm.

3.2.3 Una prima classificazione della materia

Mettendo insieme le idee di questo paragrafo e del precedente otteniamo lo schema della Figura 3.4. La materia si divide in sostanze pure e miscugli. I miscugli possono essere **miscugli omogenei**, formati da una sola fase e chiamati anche soluzioni, oppure **miscugli eterogenei**, formati da più fasi. Le sostanze pure, a loro volta, si dividono in elementi e composti: è una distinzione che riguarda la possibilità di decomporle con reazioni chimiche e che approfondiremo nel Capitolo 5.

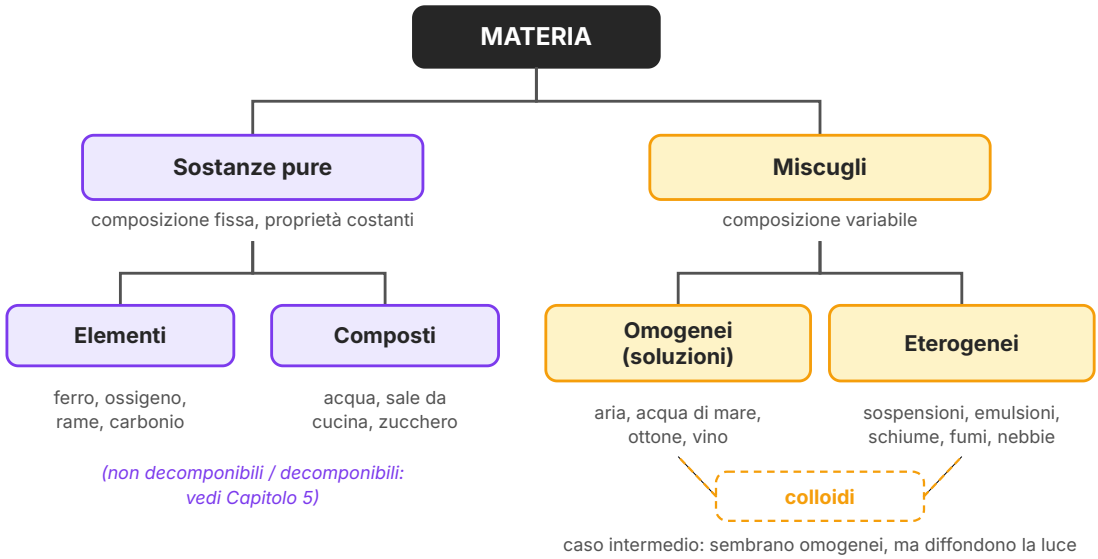

Figura 3.4 Una prima classificazione della materia. I colloidi sono un caso intermedio tra miscugli omogenei ed eterogenei; la distinzione fra elementi e composti è trattata nel Capitolo 5.

3.3 I miscugli eterogenei e i colloidi

3.3.1 Tipi di miscugli eterogenei

Nei miscugli eterogenei si distinguono di solito una *fase disperdente*, che è presente in quantità maggiore e forma un ambiente continuo, e una *fase dispersa*, suddivisa in granuli, goccioline o bollicine. A seconda dello stato fisico delle due fasi si usano nomi diversi, riassunti nella Tabella 3.1.

- Un miscuglio di due o più solidi in granuli, come la sabbia e la ghiaia, il terriccio o il muesli, è un *miscuglio eterogeneo solido*: i componenti spesso si riconoscono a occhio nudo o con una lente.
- Una **sospensione** è formata da particelle solide disperse in un liquido. Le particelle sono abbastanza grandi da depositarsi sul fondo, se il miscuglio viene lasciato a riposo: è quello che accade all'acqua fangosa di un fiume in piena, o alla polpa di un succo di frutta, che si raccoglie in basso nella bottiglia (per questo c'è scritto «agitare prima dell'uso»).
- Un'**emulsione** è formata da goccioline di un liquido disperse in un altro liquido con cui non si mescola. Se agiti con forza olio e aceto ottieni un'emulsione, che però si separa in pochi minuti. Per renderla stabile serve un *emulsionante*, una sostanza che si dispone sulla superficie delle goccioline e ne impedisce la riunione: nella maionese l'emulsionante è la lecitina contenuta nel tuorlo d'uovo, che tiene disperse le goccioline d'olio nella piccola quantità di

acqua del tuorlo e del succo di limone. Il latte è un'emulsione naturale di goccioline di grasso in acqua.

- Una *schiuma* è formata da bollicine di gas disperse in un liquido (la panna montata, la schiuma da barba) o in un solido (il polistirolo espanso, la pietra pomice).
- Un *fumo* è formato da particelle solide disperse in un gas, come il fumo di una candela o il pulviscolo di una strada polverosa; una *nebbia* è formata da goccioline di liquido disperse in un gas. Fumi e nebbie sono esempi di *aerosol*.

Tabella 3.1 I principali miscugli eterogenei, classificati in base allo stato della fase dispersa e di quella disperdente.

Fase dispersa	Fase disperdente	Nome	Esempi
solido	solido	miscuglio eterogeneo solido	sabbia e ghiaia, granito, terriccio
solido	liquido	sospensione	acqua fangosa, succo con polpa
liquido	liquido	emulsione	maionese, latte, vinaigrette agitata
gas	liquido o solido	schiuma	panna montata, schiuma da barba, pomice
solido	gas	fumo (aerosol)	fumo di una candela, polveri sottili
liquido	gas	nebbia (aerosol)	nebbia, nuvole, spray

3.3.2 I colloidi e l'effetto Tyndall

Tra i miscugli eterogenei veri e propri, nei quali le fasi si distinguono a occhio o al microscopio, e le soluzioni, che sono omogenee fino alla scala delle particelle, esiste un caso intermedio molto comune. I **colloidi** (o dispersioni colloidali) sono miscugli in cui la fase dispersa è formata da particelle con dimensioni comprese, all'incirca, tra 1 nm e 1000 nm (cioè 1 µm). Sono troppo piccole per essere viste al microscopio ottico e per depositarsi sul fondo sotto l'effetto del proprio peso, ma molto più grandi delle singole particelle di una sostanza disciolta. Il latte, la nebbia, la gelatina, la panna montata, molte vernici e l'albume d'uovo sono colloidi; molti dei miscugli della Tabella 3.1 lo sono, quando le goccioline o le bollicine sono abbastanza piccole.

A occhio un colloide può sembrare omogeneo, ma esiste un modo semplice per smascherarlo. Se si fa passare un fascio di luce attraverso un colloide, il percorso del fascio si vede bene anche guardando di lato, perché le particelle disperse diffondono la luce in tutte le direzioni. In una soluzione vera le particelle sono troppo piccole per farlo, e il fascio, osservato di lato, resta invisibile (Figura 3.5). Questo fenomeno si chiama **effetto Tyndall**, dal nome del fisico irlandese John Tyndall, che lo studiò nella seconda metà dell'Ottocento. Lo osservi ogni volta che i fari

di un'auto «disegnano» due coni luminosi nella nebbia, o quando un raggio di sole entra in una stanza polverosa o tra gli alberi di un bosco umido.

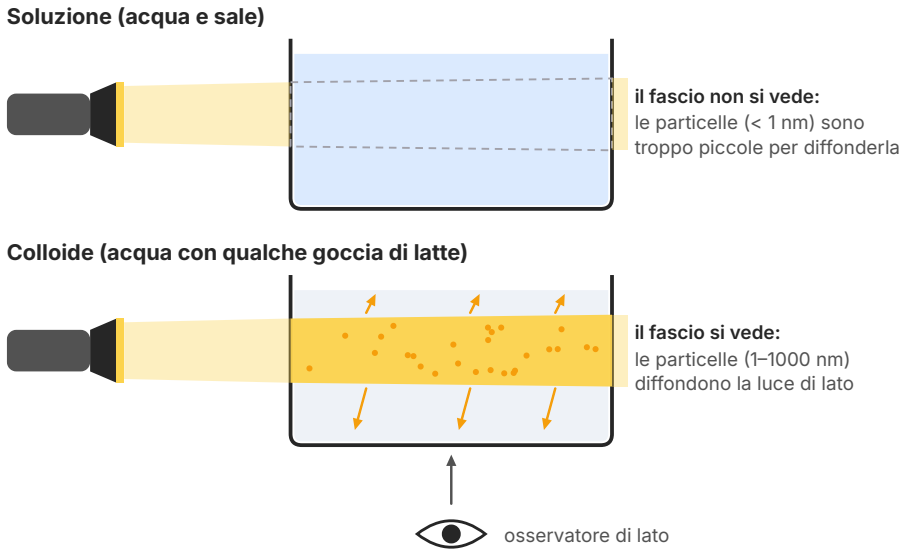

Figura 3.5 Effetto Tyndall (schema, non in scala). In una soluzione il fascio di luce non si vede guardando di lato; in un colloide le particelle disperse diffondono la luce in tutte le direzioni e il percorso del fascio diventa visibile.

ESEMPIO SVOLTO

Esperienza di laboratorio · Soluzione o colloide?

Materiale: tre bicchieri trasparenti di vetro, acqua, sale da cucina, latte, una torcia a LED o un puntatore laser di bassa potenza (non puntarlo mai verso gli occhi).

Procedimento: riempi i bicchieri con acqua. Lascia il primo così com'è; nel secondo sciogli un cucchiaino di sale; nel terzo aggiungi 3–4 gocce di latte e mescola. In una stanza in penombra fai passare il fascio di luce attraverso ogni bicchiere e osserva da un lato, ad angolo retto rispetto al fascio.

Osservazioni attese: nei primi due bicchieri il fascio è quasi invisibile all'interno del liquido; nel terzo appare come una striscia luminosa. Se guardi il terzo bicchiere controluce, dalla parte opposta alla torcia, il liquido appare leggermente arancione, perché la luce blu è diffusa di lato più di quella rossa.

Conclusione: l'acqua salata è una soluzione; l'acqua con il latte è un colloide, anche se a occhio sembra omogenea.

3.3.3 Le leghe: miscugli solidi omogenei

Non tutti i miscugli solidi sono eterogenei. Fondendo insieme due o più metalli, oppure un metallo e un non metallo, e lasciando raffreddare il liquido, si ottiene spesso un solido in cui i componenti sono distribuiti in modo uniforme. Questi materiali si chiamano **leghe** e molti di essi sono soluzioni solide, cioè miscugli omogenei. Il bronzo è una lega di rame e stagno; l'ottone, usato per maniglie e strumenti musicali, è una lega di rame e zinco; l'acciaio è ferro con una piccola percentuale di carbonio (di solito meno del 2 %) e, negli acciai inossidabili, cromo e nichel. Anche l'oro dei gioielli è quasi sempre una lega: l'«oro 18 carati» contiene 18 parti d'oro su 24, cioè il 75 % in massa, e il resto è argento, rame o altri metalli che lo rendono più duro.

Perché mescolare i metalli? Perché la lega ha proprietà diverse da quelle dei componenti: il bronzo è molto più duro del rame e dello stagno, e la scoperta di come produrlo diede il nome a un'intera epoca della preistoria; l'acciaio inossidabile resiste alla ruggine meglio del ferro.

APPROFONDIMENTO

Archimede e la corona del re

Nel trattato *De architectura* (I secolo a.C.) l'architetto romano Vitruvio racconta un episodio che già allora era una leggenda. Gerone, tiranno di Siracusa, aveva consegnato a un orafo una quantità d'oro per farne una corona votiva; la corona aveva la massa giusta, ma il re sospettava che l'orafo avesse sostituito parte dell'oro con argento. Archimede avrebbe risolto il problema confrontando il volume d'acqua spostato dalla corona con quello spostato da un blocco d'oro puro della stessa massa: la corona ne spostava di più, quindi aveva un volume maggiore e una densità minore, e doveva contenere un metallo meno denso.

Il ragionamento è corretto (anche se probabilmente Archimede usò un metodo più raffinato, basato sulla spinta idrostatica). Con i dati del Capitolo 1 lo puoi verificare: l'oro ha densità 19,3 g/cm^3 e l'argento 10,5 g/cm^3; una corona di 1000 g d'oro puro occuperebbe circa 51,8 cm^3, mentre una corona di uguale massa con il 30 % di argento ne occuperebbe circa 64,8 cm^3, con una densità media di circa 15,4 g/cm^3. La densità di una lega è una proprietà del miscuglio e cambia con la composizione: per questo non è costante, come invece è quella di una sostanza pura.

3.4 Le soluzioni e la solubilità

3.4.1 Soluto e solvente

Una **soluzione** è un miscuglio omogeneo di due o più sostanze. Il componente presente in quantità maggiore, che «accoglie» gli altri, si chiama **solvente**; ogni componente presente in quantità minore si chiama **soluto**. Nell'acqua zuccherata l'acqua è il solvente e lo zucchero il soluto; nell'acqua di mare il solvente è l'acqua e i soluti sono molti sali diversi e alcuni gas. Quando il soluto si distribuisce nel solvente fino a scomparire alla vista si dice che si *scioglie* o, con il

termine tecnico, che va in *dissoluzione*: le sue particelle si separano le une dalle altre e si mescolano a quelle del solvente, spinte dal moto di agitazione che hai studiato nel Capitolo 2.

> **ERRORE FREQUENTE**
>
> **Sciogliere non è fondere.** Lo zucchero nel tè «si scioglie»: le sue particelle si disperdono nell'acqua, a una temperatura ben inferiore a quella alla quale lo zucchero fonde (circa 186 °C). La *fusione* è il passaggio di una sola sostanza dallo stato solido a quello liquido, per effetto del calore; la *dissoluzione* è il mescolamento di un soluto con un solvente. Anche il ghiaccio che diventa acqua «si fonde», non «si scioglie», anche se nel linguaggio comune si dice spesso così.

Le soluzioni non sono necessariamente liquide. Il solvente e il soluto possono trovarsi in qualunque stato, come mostra la Tabella 3.2. L'aria secca e pulita è una soluzione gassosa, in cui il solvente è l'azoto (circa il 78 % in volume) e i soluti sono ossigeno, argon, anidride carbonica e altri gas. L'ottone è una soluzione solida. Le soluzioni più comuni in laboratorio sono però quelle liquide, e in particolare le *soluzioni acquose*, nelle quali il solvente è l'acqua.

Tabella 3.2 Tipi di soluzione in base allo stato del soluto e del solvente.

Soluto	Solvente	Stato della soluzione	Esempi
gas	gas	gassoso	aria
gas	liquido	liquido	acqua gassata (CO_2 in acqua), ossigeno disciolto nei fiumi
liquido	liquido	liquido	vino, aceto, alcol denaturato
solido	liquido	liquido	acqua zuccherata, acqua di mare, tè
solido	solido	solido	ottone, bronzo, oro 18 carati

L'acqua è il solvente per eccellenza: scioglie moltissimi sali, zuccheri, gas e alcoli, e per questo in natura non si trova quasi mai pura. Le acque dei fiumi, del mare, delle falde sotterranee, e anche i liquidi del nostro organismo, sono soluzioni acquose. Non scioglie però tutto: grassi, oli e cere sono praticamente insolubili in acqua, mentre si sciolgono bene in altri solventi, come la benzina o l'acquaragia. Per questo una macchia d'olio non va via con la sola acqua. Il perché alcune sostanze si sciolgano in un solvente e non in un altro dipende dalla struttura delle loro particelle e dalle forze che si stabiliscono tra di esse: lo studierai più avanti, quando affronterai i legami chimici.

3.4.2 Solubilità e soluzioni sature

Se aggiungi zucchero a un bicchiere d'acqua un cucchiaino alla volta, all'inizio si scioglie tutto; a un certo punto, però, per quanto mescoli, i cristalli si accumulano sul fondo. La soluzione ha raggiunto il limite: è diventata **satura**. Si chiama **solubilità** di una sostanza in un solvente la

massima quantità di quella sostanza che si può sciogliere in una data quantità di solvente a una certa temperatura. Per i solidi in acqua si esprime di solito in grammi di soluto per 100 g di acqua.

In base alla quantità di soluto disciolto rispetto alla solubilità, una soluzione si dice:

- *insatura*, se contiene meno soluto di quanto ne potrebbe sciogliere a quella temperatura: aggiungendo altro soluto, questo si scioglie;
- *satura*, se contiene esattamente la quantità massima: altro soluto aggiunto resta indisciolto sul fondo e forma il cosiddetto *corpo di fondo*;
- *sovrassatura*, se contiene temporaneamente più soluto della sua solubilità. È una situazione instabile, che si ottiene di solito raffreddando con molta cura una soluzione satura a caldo: basta un granello di polvere, un urto o un piccolo cristallo del soluto per far cristallizzare rapidamente l'eccesso. Il miele, che è una soluzione molto concentrata di zuccheri, con il tempo tende a cristallizzare proprio per questo motivo; e gli scaldamani «a gel» sfruttano la cristallizzazione improvvisa di una soluzione sovrassatura di acetato di sodio, che libera calore.

3.4.3 Solubilità e temperatura: le curve di solubilità

La solubilità dei solidi dipende dalla temperatura. Per rappresentare questa dipendenza si usa una **curva di solubilità**, un grafico che riporta la temperatura sull'asse orizzontale e la solubilità sull'asse verticale. La Figura 3.6 mostra le curve di due sali molto comuni, costruite con i dati sperimentali della Tabella 3.3: il nitrato di potassio (KNO_3), usato come fertilizzante, e il cloruro di sodio (NaCl), il sale da cucina.

Tabella 3.3 Solubilità in acqua del nitrato di potassio e del cloruro di sodio, in grammi di sale per 100 g di acqua (valori sperimentali arrotondati da manuali di dati chimici; il Capitolo 4 usa gli stessi valori).

Temperatura (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
KNO_3	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110	138	169	202	246
NaCl	35,7	35,7	35,9	36,1	36,4	36,7	37,0	37,5	37,9	38,5	39,0

Le due curve si comportano in modo molto diverso. La solubilità del nitrato di potassio cresce rapidamente con la temperatura: a 0 °C in 100 g di acqua se ne sciolgono appena 13,3 g, a 100 °C ben 246 g, quasi due volte e mezza la massa dell'acqua. La solubilità del cloruro di sodio, invece, cambia pochissimo: da 35,7 g a 39,0 g in tutto l'intervallo. Le due curve si incrociano intorno a 23 °C, dove entrambi i sali hanno una solubilità di circa 36 g per 100 g di acqua. Per la maggior parte dei solidi la solubilità aumenta con la temperatura, ma non per tutti: per alcune sostanze, come il carbonato di litio, diminuisce.

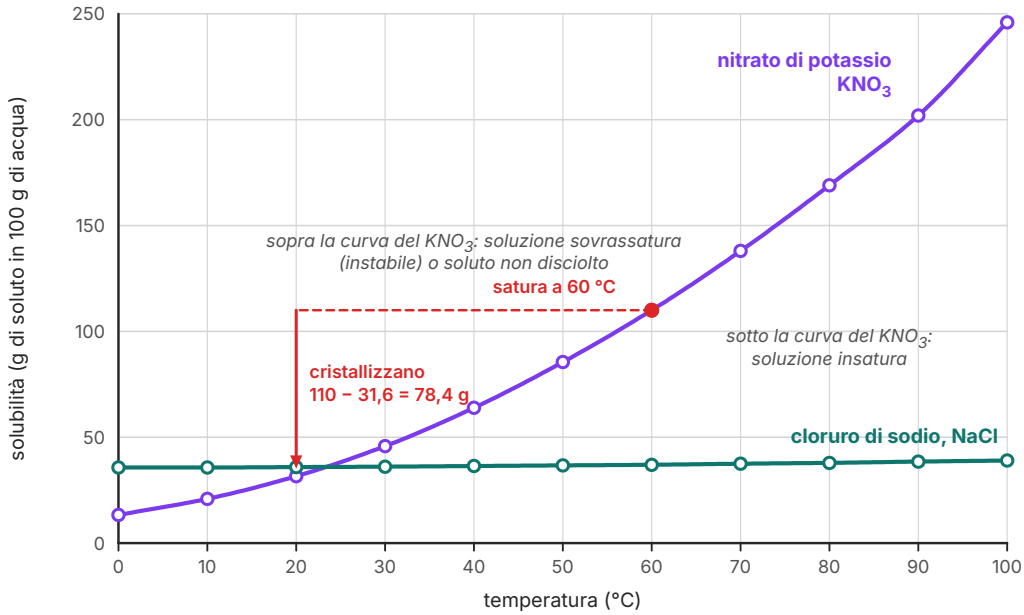

Figura 3.6 Curve di solubilità in acqua del nitrato di potassio e del cloruro di sodio tra 0 °C e 100 °C. I cerchi sono i dati della Tabella 3.3, le linee li raccordano. In rosso: raffreddando da 60 °C a 20 °C una soluzione satura con 100 g di acqua cristallizzano 78,4 g di KNO_3.

Ogni punto del grafico rappresenta una soluzione. Un punto che sta esattamente sulla curva corrisponde a una soluzione satura; un punto sotto la curva, a una soluzione insatura; un punto sopra la curva, a una soluzione sovrassatura oppure a un sistema in cui una parte del soluto non si è sciolta. Le curve di solubilità sono molto utili per prevedere quanto soluto cristallizza quando si raffredda una soluzione, e su questo principio si basa la tecnica di purificazione per cristallizzazione che vedrai nel Capitolo 4.

ESEMPIO SVOLTO

Quanto nitrato di potassio cristallizza?

Problema. Si prepara a 60 °C una soluzione satura di KNO_3 con 100 g di acqua e la si lascia raffreddare fino a 20 °C. Quanti grammi di sale cristallizzano?

Dati (Tabella 3.3): solubilità a 60 °C = 110 g/100 g di acqua; a 20 °C = 31,6 g/100 g di acqua.

Ragionamento. A 60 °C la soluzione contiene 110 g di sale disciolto. A 20 °C la stessa acqua può tenerne in soluzione al massimo 31,6 g. L'eccesso si separa sotto forma di cristalli:

$$110\ \text{g} - 31{,}6\ \text{g} = 78{,}4\ \text{g}$$

Risultato. Cristallizzano circa 78,4 g di KNO_3 (frecce rosse nella Figura 3.6). Con 250 g di acqua, invece di 100 g, cristallizzerebbe una massa 2,5 volte maggiore: la solubilità è riferita a 100 g di solvente, e le masse vanno sempre riportate in proporzione.

3.4.4 La solubilità dei gas

Per i gas disciolti nei liquidi le cose vanno all'opposto: la solubilità di un gas in acqua *diminuisce* quando la temperatura aumenta, e *aumenta* quando aumenta la pressione del gas sopra il liquido. Entrambi i fatti sono sotto gli occhi di tutti. Quando scaldi l'acqua in un pentolino, molto prima che arrivi all'ebollizione vedi formarsi sulle pareti piccole bollicine: è l'aria disciolta che esce dalla soluzione perché, a temperatura più alta, l'acqua ne può contenere di meno. Le bibite gassate sono imbottigliate con anidride carbonica sotto pressione; quando apri la bottiglia la pressione cala, la solubilità della CO_2 diminuisce e il gas in eccesso si libera in bollicine. Una bibita calda, infine, perde il gas più in fretta di una fredda.

Tabella 3.4 Massima quantità di ossigeno che si scioglie in acqua dolce a contatto con l'aria, alla pressione di 1 atm (valori arrotondati delle tabelle usate nel monitoraggio delle acque).

Temperatura (°C)	0	10	20	30	40
Ossigeno disciolto (mg/L)	14,6	11,3	9,1	7,6	6,4

COLLEGAMENTI

Biologia ed educazione civica: i pesci e le acque calde. I pesci respirano l'ossigeno disciolto nell'acqua attraverso le branchie. La Tabella 3.4 mostra che un'acqua a 30 °C può contenere circa un terzo di ossigeno in meno di un'acqua a 10 °C. Durante le estati molto calde, o vicino agli scarichi di acqua di raffreddamento delle centrali e delle industrie (*inquinamento termico*), l'acqua dei fiumi e dei laghi si riscalda, l'ossigeno disciolto diminuisce e si possono verificare morie di pesci. La tutela della qualità delle acque è uno degli obiettivi dell'Agenda 2030 (obiettivo 6, «Acqua pulita e servizi igienico-sanitari», e obiettivo 14, «La vita sott'acqua»).

3.5 La concentrazione delle soluzioni

3.5.1 Che cosa misura la concentrazione

Dire che una soluzione è «diluita» o «concentrata» non basta a un chimico, a un farmacista o a un enologo: serve un numero. La **concentrazione** di una soluzione è il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione (o, in qualche caso, di solvente). È una grandezza intensiva: se da una bottiglia di acqua zuccherata versi un bicchiere, nel bicchiere c'è meno zucchero, ma la concentrazione è la stessa che nella bottiglia. La quantità di soluto e di soluzione si può misurare come massa o come volume, e da qui nascono diversi modi di esprimere la concentrazione. In questo capitolo vedremo i più usati; la concentrazione molare, o molarità, richiede il concetto di mole e la studierai nel secondo biennio.

Prima di cominciare, ricorda una regola che evita molti errori: **la massa della soluzione è la somma della massa del soluto e della massa del solvente**. Se sciogli 10 g di sale in 90 g di acqua ottieni 100 g di soluzione. Lo stesso *non* vale, in generale, per i volumi: mescolando 50 mL di alcol e 50 mL di acqua si ottengono circa 96–97 mL di soluzione, non 100 mL, perché le particelle dei due liquidi si sistemano le une negli spazi delle altre.

3.5.2 Le percentuali

La **percentuale in massa** (% m/m) indica quanti grammi di soluto sono contenuti in 100 g di soluzione:

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

Si usa per i solidi e per le soluzioni preparate pesando: un detersivo, una crema, l'oro 18 carati (75 % m/m di oro).

La **percentuale massa su volume** (% m/V) indica quanti grammi di soluto sono contenuti in 100 mL di soluzione:

$$\%\ \text{m/V} = \frac{\text{massa del soluto (g)}}{\text{volume della soluzione (mL)}} \times 100$$

È comune in campo medico e farmaceutico: la soluzione fisiologica usata nelle flebo e per i lavaggi nasali è una soluzione di cloruro di sodio allo 0,9 % m/V, cioè con 0,9 g di sale in ogni 100 mL.

La **percentuale in volume** (% V/V) indica quanti millilitri di soluto sono contenuti in 100 mL di soluzione:

$$\%\ \text{V/V} = \frac{\text{volume del soluto}}{\text{volume della soluzione}} \times 100$$

Si usa quando soluto e solvente sono liquidi, o gas. Il «grado alcolico» indicato sull'etichetta del vino o della birra («12 % vol») è una percentuale in volume di alcol etilico; anche la composizione dell'aria si esprime spesso in % V/V.

3.5.3 Grammi per litro e parti per milione

La *concentrazione in massa*, espressa in grammi per litro (g/L), indica la massa di soluto contenuta in un litro di soluzione:

$$c = \frac{\text{massa del soluto (g)}}{\text{volume della soluzione (L)}}$$

È l'unità che trovi, per esempio, sulle etichette di alcuni prodotti e nei referti delle analisi del sangue (dove si usano spesso i sottomultipli, come mg/dL). Nota che 1 % m/V corrisponde a 1 g in 100 mL, cioè a 10 g/L: la soluzione fisiologica allo 0,9 % m/V contiene 9 g/L di sale.

Quando il soluto è presente in quantità piccolissime, le percentuali danno numeri scomodi, pieni di zeri. Si usano allora le **parti per milione** (ppm): una concentrazione di 1 ppm significa 1 g di soluto in un milione di grammi di soluzione, cioè 1 mg di soluto per kilogrammo di soluzione:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa del soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 10^6 \quad (1\ \text{ppm} = 1\ \text{mg/kg})$$

Per le soluzioni acquose molto diluite, la cui densità è praticamente quella dell'acqua (1 kg ≈ 1 L), 1 ppm equivale con buona approssimazione a 1 mg/L. Le ppm si usano per gli inquinanti nell'acqua e nel suolo, per i sali minerali nelle acque potabili e, in volume, per i gas presenti in piccole quantità nell'aria: l'anidride carbonica, per esempio, si trova oggi nell'atmosfera a circa 420 ppm (Capitolo 13). Per concentrazioni ancora più basse si usano le parti per miliardo (ppb): 1 ppb = 1 µg/kg.

IN SINTESI

% m/m = g di soluto in 100 g di soluzione · **% m/V** = g di soluto in 100 mL di soluzione · **% V/V** = mL di soluto in 100 mL di soluzione · **g/L** = g di soluto in 1 L di soluzione · **ppm** = mg di soluto in 1 kg di soluzione (≈ mg/L in acqua molto diluita).
Al denominatore c'è sempre la **soluzione**, mai il solo solvente.

ESEMPIO SVOLTO

Calcolare una concentrazione

a) % m/m. Si sciolgono 15 g di zucchero in 235 g di acqua. Massa della soluzione = 15 g + 235 g = 250 g. Percentuale in massa = 15 g / 250 g × 100 = **6,0 %**.

b) % m/V. Quanti grammi di NaCl servono per preparare 500 mL di soluzione fisiologica allo 0,90 % m/V? In 100 mL ci sono 0,90 g, quindi in 500 mL: 0,90 g × 500 mL / 100 mL = **4,5 g**.

c) % V/V. Una bottiglia da 750 mL di vino a 12 % vol contiene 12 mL × 750 mL / 100 mL = **90 mL** di alcol etilico.

d) ppm. In un campione di 0,50 kg di acqua di pozzo si trovano 2,0 mg di nitrati. Concentrazione = 2,0 mg / 0,50 kg = 4,0 mg/kg = **4,0 ppm**.

3.5.4 La diluizione

Aggiungere solvente a una soluzione si chiama **diluizione**. Lo fai ogni volta che allunghi con l'acqua uno sciroppo o un succo concentrato. Durante una diluizione il volume della soluzione aumenta, la concentrazione diminuisce, ma la quantità di soluto *resta la stessa*: nessuno ne ha aggiunto né tolto (Figura 3.7). Se la concentrazione è espressa come massa (o volume) di soluto per unità di volume di soluzione, la quantità di soluto è il prodotto c × V; uguagliando la quantità prima e dopo la diluizione si ottiene:

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

dove c_1 e V_1 sono la concentrazione e il volume della soluzione iniziale, c_2 e V_2 quelli della soluzione diluita. La relazione vale per g/L, % m/V e, più avanti, per la molarità; vale in modo approssimato per la % V/V, perché, come abbiamo visto, i volumi dei liquidi non sempre si sommano esattamente. I due volumi devono essere espressi nella stessa unità.

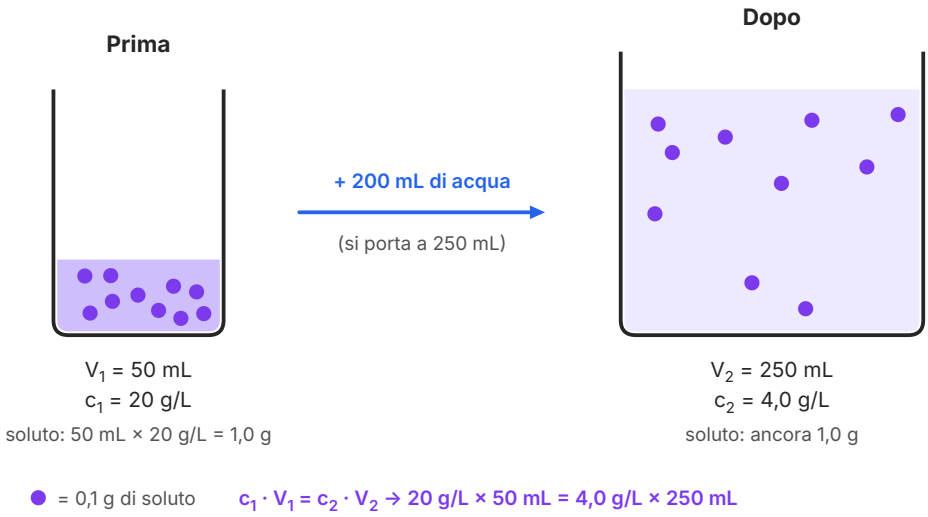

Figura 3.7 Diluizione di una soluzione: il volume passa da 50 mL a 250 mL, ma la massa di soluto (1,0 g, rappresentata da 10 punti) resta la stessa; la concentrazione diventa cinque volte più piccola.

ESEMPIO SVOLTO

Due problemi di diluizione

a) Si prelevano 50 mL di una soluzione a 20 g/L e si aggiunge acqua fino a un volume totale di 250 mL. Qual è la nuova concentrazione?

$c_2 = c_1 \cdot V_1 / V_2 = 20\ \text{g/L} \times 50\ \text{mL} / 250\ \text{mL} =$ **4,0 g/L**. Il volume è diventato 5 volte più grande, la concentrazione 5 volte più piccola.

b) Quanta soluzione disinfettante al 12 % m/V serve per preparare 300 mL di soluzione al 3,0 % m/V?

$V_1 = c_2 \cdot V_2 / c_1 = 3{,}0\ \% \times 300\ \text{mL} / 12\ \% =$ **75 mL**. Si prelevano 75 mL di soluzione concentrata e si porta il volume a 300 mL con acqua (cioè si aggiungono circa 225 mL di acqua).

COLLEGAMENTI

Matematica: la proporzionalità inversa. A parità di soluto, la concentrazione e il volume sono inversamente proporzionali: il loro prodotto è costante. Se riporti in un grafico la concentrazione in funzione del volume ottieni un ramo di iperbole, la stessa curva che descrive, in fisica, il tempo necessario a percorrere una certa distanza in funzione della velocità.

3.6 Le proprietà colligative: un'osservazione

Abbiamo visto nella Figura 3.3 che l'acqua salata bolle a una temperatura più alta dell'acqua pura. Un soluto non volatile modifica anche la temperatura di solidificazione: l'acqua di mare, con circa 35 g di sali per kilogrammo, congela a circa −1,9 °C invece che a 0 °C. In generale, una soluzione bolle a una temperatura più alta e solidifica a una temperatura più bassa del solvente puro, e l'effetto è tanto maggiore quanto più la soluzione è concentrata. Queste proprietà, che dipendono dalla *quantità* di particelle di soluto e non dalla loro natura, si chiamano **proprietà colligative**. Le formule per calcolarle le studierai nei prossimi anni; qui ci interessa riconoscerle nella vita quotidiana.

- **Il sale sulle strade.** D'inverno sulle strade ghiacciate si sparge cloruro di sodio. Il sale si scioglie nel sottile velo d'acqua che bagna il ghiaccio e forma una soluzione che solidifica a una temperatura inferiore a 0 °C: il ghiaccio a contatto con essa fonde, anche se la temperatura dell'aria è di qualche grado sotto zero. Il metodo ha però un limite: una soluzione satura di cloruro di sodio solidifica intorno a −21 °C, e con temperature molto basse il sale perde efficacia.
- **L'antigelo.** Nel circuito di raffreddamento delle automobili l'acqua è mescolata con un liquido antigelo (di solito glicole etilenico). La soluzione solidifica a temperature molto inferiori a 0 °C, e così il radiatore non si rompe d'inverno; allo stesso tempo bolle a una temperatura più alta, il che è utile d'estate.
- **Il gelato.** Le gelatiere tradizionali raffreddavano la crema immergendola in un recipiente di ghiaccio tritato e sale grosso: il miscuglio di ghiaccio e acqua salata raggiunge temperature di parecchi gradi sotto zero, più basse di quelle del ghiaccio da solo.

ERRORE FREQUENTE

«Il sale fa bollire prima l'acqua della pasta». È falso, anzi è vero il contrario: il sale innalza la temperatura di ebollizione. Ma l'effetto, con le dosi di cucina (circa 10 g di sale per litro), è minuscolo: meno di due decimi di grado. Il sale nell'acqua della pasta serve a dare sapore, non a cuocere più in fretta. Le bollicine che si formano all'improvviso quando si getta il sale nell'acqua molto calda sono dovute ai granelli, che offrono punti in cui il vapore e l'aria disciolta possono formare bolle.

SINTESI

- Un **sistema** è la porzione di materia che si studia; è **aperto** se scambia materia ed energia con l'ambiente, **chiuso** se scambia solo energia, **isolato** se non scambia nulla.
- Una **fase** è una porzione di sistema con proprietà intensive uniformi, separata dalle altre da superfici nette. Un sistema con una sola fase è **omogeneo**, con più fasi è **eterogeneo**. Fase ≠ sostanza.
- Una **sostanza pura** ha composizione fissa e proprietà costanti: i suoi passaggi di stato avvengono a temperatura costante (sosta termica).
- Un **miscuglio** ha composizione variabile e i componenti conservano le loro proprietà; nella sua curva di riscaldamento manca una sosta termica netta.
- I miscugli eterogenei comprendono miscugli solidi, **sospensioni**, **emulsioni** (stabilizzate dagli emulsionanti), **schiume**, **fumi** e **nebbie**.
- I **colloidi** hanno particelle disperse di 1–1000 nm: sembrano omogenei, ma diffondono la luce (**effetto Tyndall**).
- Le **leghe**, come bronzo, ottone e acciaio, sono spesso soluzioni solide.
- Una **soluzione** è un miscuglio omogeneo di un **solvente** e di uno o più **soluti**; può essere solida, liquida o gassosa.
- La **solubilità** è la massima massa di soluto che si scioglie in 100 g di solvente a una data temperatura; una soluzione può essere insatura, satura o sovrassatura.
- La solubilità di molti solidi cresce con la temperatura (molto per KNO_3, poco per NaCl); quella dei gas diminuisce con la temperatura e aumenta con la pressione.
- La **concentrazione** si esprime in % m/m, % m/V, % V/V, g/L, ppm; nella **diluizione** la quantità di soluto non cambia: $c_1V_1 = c_2V_2$.
- Le **proprietà colligative** (innalzamento della temperatura di ebollizione, abbassamento di quella di solidificazione) spiegano il sale sulle strade e l'antigelo.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Una bottiglia di acqua minerale ben tappata, messa in frigorifero, è un esempio di:
   - **A.** sistema aperto
   - **B.** sistema chiuso
   - **C.** sistema isolato
   - **D.** sistema eterogeneo

2. ● Un bicchiere contiene acqua, olio e tre cubetti di ghiaccio. Quante fasi ci sono?
   A. 2
   B. 5
   C. 4
   D. 3

3. ● Quale delle seguenti osservazioni indica che un liquido è una sostanza pura?
   A. È trasparente e incolore.
   B. Bolle a una temperatura vicina a 100 °C.
   C. Durante l'ebollizione, a pressione costante, la sua temperatura resta costante.
   D. Non lascia sedimento se lasciato a riposo.

4. ● La maionese è:
   A. un'emulsione
   B. una sospensione
   C. una soluzione
   D. una schiuma

5. ● L'ottone, lega di rame e zinco, è:
   A. una sostanza pura
   B. un composto
   C. un miscuglio eterogeneo
   D. una soluzione solida

6. ●● Il percorso di un fascio di luce diventa visibile, guardando di lato, in:
   A. acqua distillata
   B. acqua con qualche goccia di latte
   C. acqua zuccherata
   D. aria perfettamente filtrata

7. ●● Si aggiunge un cristallo di soluto a una soluzione e il cristallo non si scioglie, né si formano altri cristalli. La soluzione era:
   A. insatura
   B. sovrassatura
   C. diluita
   D. satura

8. ●● Che cosa accade alla solubilità dell'ossigeno nell'acqua di un lago quando l'acqua si riscalda?
   A. Diminuisce.
   B. Aumenta.
   C. Resta invariata.
   D. Prima aumenta e poi diminuisce.

9. ●● Una concentrazione di 5 ppm di un sale in acqua significa:
   - **A.** 5 g di sale in 1 kg di soluzione
   - **B.** 5 mg di sale in 1 g di soluzione
   - **C.** 5 mg di sale in 1 kg di soluzione
   - **D.** 5 g di sale in 100 g di soluzione

Vero o falso

10. ● Un sistema isolato scambia energia, ma non materia, con l'ambiente.

11. ● Una soluzione è sempre liquida.

12. ● L'aria secca e filtrata è un miscuglio omogeneo.

13. ●● La solubilità in acqua di tutti i solidi aumenta molto con la temperatura.

14. ● Durante una diluizione la massa di soluto non cambia.

15. ●● Il sale sparso sulle strade fa fondere il ghiaccio perché la soluzione che si forma solidifica sotto 0 °C.

Applicare e calcolare

16. ● Si sciolgono 8,0 g di sale in 152 g di acqua. Calcola la percentuale in massa del sale nella soluzione.

17. ● Una soluzione di glucosio per uso medico è al 5,0 % m/V. Quanti grammi di glucosio sono contenuti in 400 mL di soluzione?

18. ● Una lattina di birra da 330 mL riporta in etichetta «4,8 % vol». Quanti millilitri di alcol etilico contiene?

19. ●● L'acqua di mare contiene in media circa 35 g di sali per kilogrammo. Quanti kilogrammi di acqua di mare devono evaporare in una salina per ottenere 1,0 kg di sali?

20. ●● In 2,0 kg di acqua si trovano 0,050 mg di piombo. Esprimi la concentrazione in ppm e in µg/kg.

21. ●● Si diluiscono 25 mL di una soluzione a 40 g/L fino a un volume finale di 200 mL. Calcola la concentrazione della soluzione diluita.

22. ●● A 20 °C si versano 30 g di NaCl in 80 g di acqua e si mescola a lungo. Usando la Tabella 3.3, stabilisci se tutto il sale si scioglie; se no, calcola quanti grammi restano sul fondo.

23. ●●● Si prepara a 80 °C una soluzione satura di KNO_3 usando 50 g di acqua, poi la si raffredda a 30 °C. Usando la Tabella 3.3, calcola quanti grammi di sale cristallizzano.

24. ●●● Quanta acqua bisogna aggiungere a 150 mL di una soluzione al 12 % V/V per ottenere una soluzione al 4,0 % V/V? (Considera i volumi additivi.)

Leggere dati e figure

25. ● Osserva la Figura 3.6. A quale temperatura il nitrato di potassio e il cloruro di sodio hanno la stessa solubilità, e quanto vale questa solubilità?

26. ●● Osserva la Figura 3.3. Descrivi le differenze tra le due curve durante l'ebollizione e spiega perché la temperatura dell'acqua salata continua a salire.

27. ●● Usando la Tabella 3.4, calcola di quanto diminuisce in percentuale la quantità massima di ossigeno disciolto quando l'acqua passa da 10 °C a 30 °C.

28. ●●● Tre campioni solidi bianchi vengono scaldati lentamente. Il campione A fonde completamente tra 80,1 °C e 80,4 °C; il campione B comincia a fondere a 71 °C e termina a 77 °C; il campione C fonde tra 80,0 °C e 80,5 °C. Quali campioni possono essere sostanze pure? Il campione B potrebbe essere il campione A contaminato da un'impurezza? Motiva.

Indagare e argomentare

29. ●● Hai due bottiglie senza etichetta: una contiene acqua distillata, l'altra acqua con un po' di sale disciolto. Progetta almeno due esperimenti, senza assaggiare, per distinguerle.

30. ●● Spiega perché una bibita gassata lasciata aperta al sole «si sgasa» più rapidamente di una lasciata aperta in frigorifero.

31. ●●● Il latte a occhio nudo sembra omogeneo. È un miscuglio omogeneo o eterogeneo? Argomenta usando la scala di osservazione e l'effetto Tyndall.

32. ●●● Una centrale elettrica scarica in un fiume grandi quantità di acqua di raffreddamento calda, ma pulita. Un cittadino sostiene che «se l'acqua è pulita non può danneggiare il fiume». Discuti questa affermazione.

PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. W. Atkins, L. Jones, *Principi di chimica*: i capitoli introduttivi su miscugli, soluzioni e concentrazioni.
- [PAU] L. Pauling, *General Chemistry*: le sezioni sulle soluzioni e sulla solubilità, con molti esempi numerici.
- [SAC] O. Sacks, *Zio Tungsteno*: i ricordi di un ragazzo che scopre la chimica sperimentando con metalli, leghe e soluzioni.
- [LEV] P. Levi, *Il sistema periodico*: racconti in cui la purezza delle sostanze e le impurezze hanno spesso un ruolo decisivo.

Glossario del capitolo

Colloide
Miscuglio con particelle disperse di dimensioni comprese circa tra 1 nm e 1000 nm; sembra omogeneo ma diffonde la luce.

Concentrazione
Rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione; si esprime in % m/m, % m/V, % V/V, g/L, ppm.

Diluizione
Aggiunta di solvente a una soluzione: la concentrazione diminuisce, la quantità di soluto resta la stessa ($c_1V_1 = c_2V_2$).

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

Emulsione
Miscuglio eterogeneo di goccioline di un liquido disperse in un altro liquido con cui non si mescola; un emulsionante la rende stabile.

Fase
Porzione di un sistema con proprietà intensive uniformi, separata dalle altre parti da superfici di separazione nette.

Lega
Materiale ottenuto fondendo insieme due o più metalli (o un metallo e un non metallo); spesso è una soluzione solida.

Miscuglio
Insieme di due o più sostanze mescolate fisicamente in proporzioni variabili, che conservano le proprie proprietà.

Proprietà colligative
Proprietà delle soluzioni che dipendono dalla quantità di particelle di soluto, come l'innalzamento della temperatura di ebollizione e l'abbassamento di quella di solidificazione.

Sistema
Porzione di materia scelta come oggetto di studio, separata dall'ambiente da un confine reale o immaginario.

Sistema aperto
Sistema che scambia con l'ambiente sia materia sia energia.

Sistema chiuso
Sistema che scambia con l'ambiente energia ma non materia.

Sistema eterogeneo
Sistema formato da due o più fasi.

Sistema isolato
Sistema che non scambia con l'ambiente né materia né energia.

Sistema omogeneo
Sistema formato da una sola fase, con proprietà uguali in ogni punto (anche al microscopio ottico).

Solubilità
Massima quantità di una sostanza che si scioglie in una data quantità di solvente (di solito 100 g) a una certa temperatura.

Soluzione
Miscuglio omogeneo di un solvente e di uno o più soluti; può essere solida, liquida o gassosa.

Soluzione satura
Soluzione che contiene la massima quantità di soluto che può sciogliere a quella temperatura.

Sospensione
Miscuglio eterogeneo di particelle solide disperse in un liquido, che a riposo tendono a depositarsi.

Sostanza pura
Materia con composizione fissa e proprietà caratteristiche costanti; a pressione costante i suoi passaggi di stato avvengono a temperatura costante.

Soluzioni

1. B. La bottiglia tappata scambia calore con il frigorifero ma non materia: è un sistema chiuso.

2. D. Tre fasi: olio, acqua liquida e ghiaccio (i tre cubetti contano come una sola fase).

3. C. Solo la temperatura costante durante il passaggio di stato è un criterio di purezza; anche l'acqua di rubinetto è limpida e bolle vicino a 100 °C.

4. A. Goccioline d'olio disperse in acqua, stabilizzate dalla lecitina del tuorlo.

5. D. È un miscuglio omogeneo solido, cioè una soluzione solida.

6. B. Le goccioline di grasso del latte sono particelle colloidali che diffondono la luce (effetto Tyndall).

7. D. Il cristallo resta così com'è: la soluzione non può sciogliere altro soluto (non insatura) e non c'è eccesso che cristallizza (non sovrassatura).

8. A. La solubilità dei gas diminuisce quando la temperatura aumenta.

9. C. 1 ppm = 1 mg di soluto per kg di soluzione, quindi 5 ppm = 5 mg/kg.

10. F. Un sistema isolato non scambia né materia né energia; quello descritto è un sistema chiuso.

11. F. Esistono soluzioni gassose (l'aria) e solide (ottone, bronzo).

12. V. È una soluzione gassosa: azoto (solvente), ossigeno, argon, anidride carbonica e altri gas.

13. F. Per molti solidi la solubilità cresce con la temperatura, ma in misura molto diversa: per NaCl cambia pochissimo (da 35,7 a 39,0 g/100 g tra 0 e 100 °C), e per alcune sostanze, come il carbonato di litio, diminuisce.

14. V. Si aggiunge solo solvente: la massa di soluto resta la stessa, mentre volume e concentrazione cambiano.

15. V. La soluzione di sale e acqua solidifica a temperatura inferiore a 0 °C (proprietà colligativa), quindi il ghiaccio a contatto con essa fonde (fino a circa −21 °C).

16. Massa della soluzione = 8,0 g + 152 g = 160 g; % m/m = 8,0/160 × 100 = 5,0 %.

17. 5,0 g ogni 100 mL → 5,0 g × 400/100 = 20 g di glucosio.

18. 4,8 mL × 330/100 = 15,84 mL ≈ 16 mL di alcol etilico.

19. 1000 g / (35 g/kg) = 28,6 kg ≈ 29 kg di acqua di mare.

20. 0,050 mg / 2,0 kg = 0,025 mg/kg = 0,025 ppm = 25 µg/kg (cioè 25 ppb).

21. c_2 = 40 g/L × 25 mL / 200 mL = 5,0 g/L.

22. A 20 °C la solubilità è 35,9 g/100 g, quindi in 80 g di acqua si sciolgono al massimo 35,9 × 80/100 ≈ 28,7 g. Non si scioglie tutto: restano sul fondo 30 − 28,7 ≈ 1,3 g di sale; la soluzione è satura con corpo di fondo.

23. A 80 °C in 50 g di acqua sono disciolti 169 × 50/100 = 84,5 g; a 30 °C ne restano in soluzione 45,8 × 50/100 = 22,9 g. Cristallizzano 84,5 − 22,9 = 61,6 g ≈ 62 g di KNO_3.

24. V_2 = 12 % × 150 mL / 4,0 % = 450 mL; acqua da aggiungere = 450 − 150 = 300 mL.

25. Le curve si incrociano a circa 23 °C, con una solubilità di circa 36 g per 100 g di acqua (sono accettabili valori tra 22 e 24 °C).

26. L'acqua pura resta a 100 °C per tutta l'ebollizione (sosta termica); l'acqua salata inizia a bollire a circa 101,8 °C e la sua temperatura sale lentamente fino a circa 104 °C. Evapora solo l'acqua, il sale resta: la soluzione si concentra e la sua temperatura di ebollizione aumenta.

27. (11,3 − 7,6)/11,3 × 100 ≈ 33 %: la quantità massima di ossigeno disciolto diminuisce di circa un terzo.

28. A e C possono essere sostanze pure, perché fondono in un intervallo molto stretto (pochi decimi di grado); potrebbero anche essere la stessa sostanza. B non è puro: fonde in un intervallo ampio (6 °C) e a temperatura più bassa. Sì, potrebbe essere A contaminato: un'impurezza abbassa la temperatura di inizio fusione e allarga l'intervallo.

29. Traccia: (1) far evaporare completamente qualche millilitro di ciascun liquido in una capsula: l'acqua salata lascia un residuo bianco di sale; (2) misurare la temperatura durante l'ebollizione: l'acqua distillata resta costante a circa 100 °C (a 1 atm), l'acqua salata bolle a temperatura leggermente più alta e crescente; (3) misurare la densità con bilancia e cilindro graduato: l'acqua salata è più densa; (4) in alternativa, confrontare la temperatura di congelamento. Si devono usare campioni di uguale volume e gli stessi strumenti (esperimento controllato).

30. Traccia: la solubilità dei gas nei liquidi diminuisce all'aumentare della temperatura. Al sole la bibita si scalda, può trattenere meno CO_2 disciolta e il gas in eccesso si libera più rapidamente; in frigorifero la solubilità è maggiore e il gas esce più lentamente. In entrambi i casi, aprendo la bottiglia, la pressione cala e una parte del gas si libera.

31. Traccia: a occhio nudo il latte sembra omogeneo, ma al microscopio si vedono goccioline di grasso disperse in un liquido acquoso; inoltre un fascio di luce che lo attraversa (diluito) è visibile di lato (effetto Tyndall). È quindi un miscuglio eterogeneo, più precisamente un colloide/emulsione. La classificazione dipende dalla scala di osservazione: in chimica «omogeneo» significa omogeneo anche al microscopio ottico.

32. Traccia: l'affermazione è sbagliata. L'acqua calda riduce la solubilità dell'ossigeno nel fiume (da circa 11,3 mg/L a 10 °C a 7,6 mg/L a 30 °C): pesci e altri organismi acquatici possono soffrire di carenza di ossigeno. Si parla di inquinamento termico: un inquinamento non dipende solo da sostanze estranee, ma anche da un'alterazione delle proprietà fisiche dell'acqua. Possibili rimedi: torri di raffreddamento, restituzione dell'acqua a temperatura vicina a quella del fiume.