

Le trasformazioni fisiche



ABILITÀ

- Classificare la materia in base al suo stato fisico.
- Identificare sostanze pure e miscugli.
- Descrivere i passaggi di stato e le curve di riscaldamento e di raffreddamento delle sostanze.
- Descrivere le principali tecniche di separazione dei materiali.

1. Gli stati fisici della materia

Il mondo che ci circonda è costituito da materia. La materia si presenta a noi in forme assai diverse come alberi, animali, case, automobili. La chimica si occupa dello studio delle proprietà più nascoste della materia e dei suoi cambiamenti. Le porzioni di materia su cui i chimici effettuano le loro indagini sono dette **sistemi**.

Un sistema è una porzione delimitata di materia.

sistema

Un bicchiere d'acqua è un esempio di sistema. L'acqua è diversa dal bicchiere che la contiene; essa è liquida, incolore, inodore. Le parole *liquido*, *incolore*, *inodore* descrivono alcune proprietà dell'acqua. Noi riconosciamo la materia proprio attraverso le sue **proprietà caratteristiche**.

Gli oggetti hanno una massa e occupano uno spazio, ossia hanno un volume. Se esaminiamo, secondo la loro forma, alcuni oggetti che si trovano nella nostra casa (Tabella 2.1), vediamo che la materia può esistere in tre **stati fisici** diversi, denominati anche stati di aggregazione della materia: lo stato **solido**, lo stato **liquido** e lo stato **aeriforme** (gas o vapore).

 System

A body of matter under consideration.

TABELLA 2.1 Lo stato fisico di alcuni materiali.

Solidi	Liquidi	Aeriformi (gas e vapori)
sale	acqua	aria
zucchero	latte	vapore acqueo: acqua che bolle, acqua che evapora
vetro: bicchieri, bottiglie, vetro delle finestre, lampadine	aceto	gas per uso domestico
metalli: pentole, posate, chiavi, tubi dell'acqua, fili elettrici	aranciata	vapori odorosi: profumo, frutta, fiori, erbe aromatiche
ghiaccio	vino	anidride carbonica: spumante, bibite gassate, pasta lievitata
legno: sedie, tavoli, finestre	gas di petrolio liquefatto (GPL) per automobili	gas degli accendini



TABELLA 2.2 Le proprietà caratteristiche dei tre stati di aggregazione della materia.

	Solidi	Liquidi	Aeriformi
Volume	proprio	proprio	occupa tutto il volume disponibile
Forma	propria	assume la forma del recipiente	assume la forma del recipiente
Densità	alta	media	bassa
Effetto della pressione	incomprimibile (a pressioni non elevate)	incomprimibile (a pressioni non elevate)	comprimibile

 States of aggregation

The states of aggregation of matter are three: solid, liquid, and gas.

I tre stati di aggregazione dipendono dalla costituzione della materia, dalla temperatura e dalla pressione. Per esempio, il ghiaccio è un solido e rimane tale soltanto se la temperatura si mantiene sotto 0 °C alla pressione di una atmosfera. In che cosa differiscono solidi, liquidi e aeriformi? I corpi solidi hanno una massa, un volume e una forma definiti. I corpi liquidi hanno una massa e un volume definiti, come i solidi, ma assumono la forma della parte di recipiente che li contiene.

Infine ci sono gli aeriformi, che hanno una massa propria ma si espandono fino a occupare tutto il volume disponibile e ad assumere la forma del recipiente che li contiene.

C'è un'altra differenza: gli aeriformi si possono comprimere, mentre i solidi e i liquidi sono, in larga misura, incomprimibili (Tabella 2.2).

2. I sistemi omogenei e i sistemi eterogenei

La materia può essere distinta in omogenea ed eterogenea. Per esempio, l'acqua contenuta in un bicchiere è visibilmente uniforme: in particolare, ogni piccola parte dell'acqua ha lo stesso colore e la stessa densità di qualsiasi altra parte. Queste sono chiamate **proprietà intensive** (capitolo 1). Siccome tutte le parti dell'acqua hanno le stesse proprietà intensive, non sono distinguibili l'una dall'altra e sono fisicamente delimitate dal bicchiere, diremo che il sistema è costituito da una sola **fase**.

fase Si dice fase una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata che ha proprietà intensive uniformi.

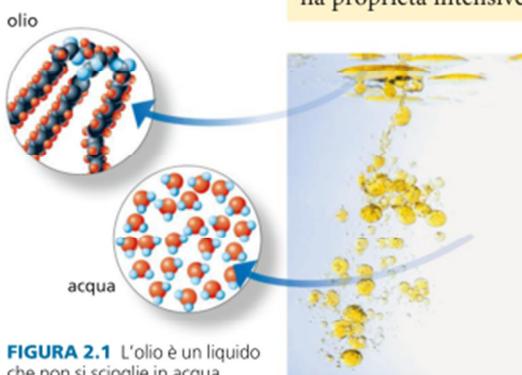


FIGURA 2.1 L'olio è un liquido che non si scioglie in acqua.

Supponiamo ora di versare nel bicchiere alcuni cucchiai d'olio di oliva. Siccome l'olio è un liquido che non si scioglie in acqua, ci aspettiamo di vedere due strati liquidi: l'acqua sotto e l'olio sopra (Figura 2.1). La materia contenuta nel bicchiere, quindi, non è più uniforme.

In uno dei due strati avremo la serie delle proprietà intensive dell'acqua (colore, densità ecc.) e nell'altro quella dell'olio (colore, densità ecc.). Diremo quindi che il contenuto del bicchiere è costituito da **due** distinte fasi liquide, cioè che il sistema è eterogeneo. In generale:

sistema omogeneo

Un sistema costituito da una sola fase è detto omogeneo; un sistema costituito da due o più fasi è detto eterogeneo.

3. Le sostanze pure e i miscugli

La materia può anche essere suddivisa in due categorie: le sostanze pure e i miscugli. Sia le sostanze pure sia i miscugli possono essere a loro volta omogenei o eterogenei.

Le sostanze pure

Secondo il linguaggio comune, l'acqua potabile, il latte e l'aria che respiriamo in alta montagna sono puri; quindi, la parola *purezza* è sinonimo di «non contaminato». In chimica, l'aggettivo *puro* assume un significato più preciso. Quando il chimico afferma che un corpo è puro vuol dire che esso è formato da una sola sostanza. Quindi:

Un sistema è puro solo se è formato da una singola sostanza, la quale possiede proprietà caratteristiche e ha una composizione costante.

L'acqua distillata è pura perché è acqua al 100%. L'acqua di rubinetto invece non è pura, perché vi sono disciolte altre sostanze; infatti, se lasciamo evaporare l'acqua potabile, troveremo nel contenitore un residuo bianco.

L'idea di sostanza pura è un'astrazione: tutte le sostanze reali, infatti, sono più o meno impure.

Le impurezze, tuttavia, non sono sempre indesiderabili. Per esempio, il silicio, un materiale semiconduttore usato nei circuiti elettronici, è considerato una delle sostanze più pure. In realtà, il silicio è puro per il 99,9999%, ma le sue straordinarie proprietà sono dovute proprio alle impurezze che contiene.

I sistemi che esamineremo possono essere costituiti da una sola sostanza oppure da più sostanze. Un sistema formato da una sola sostanza pura può essere omogeneo oppure eterogeneo. Per esempio, l'acqua distillata purissima allo stato liquido costituisce un esempio di sistema omogeneo. A 0 °C l'acqua distillata si trova in parte in fase solida (ghiaccio) e in parte in fase liquida; pertanto, si tratta di un sistema fisicamente eterogeneo. Infatti, anche se è costituito da una sola sostanza pura, e quindi è chimicamente omogeneo, il sistema presenta due fasi distinte.

I miscugli

I sistemi costituiti da due o più sostanze sono i **miscugli** (o miscele) (Figura 2.2); anche i miscugli possono essere omogenei ed eterogenei (Tabella 2.3).

Se prendiamo del sale da cucina e lo sciogliamo completamente in acqua, avremo un **miscuglio omogeneo**. I grani di sale, infatti, non saranno più visibili, neanche al microscopio. Tutte le zone del miscuglio avranno le stesse proprietà intensive (colore, densità ecc.), cioè costituiranno una singola fase. Anche acqua e alcol formano un miscuglio omogeneo. Ai miscugli omogenei diamo il nome di **soluzioni**.

Un miscuglio omogeneo di due o più sostanze è chiamato soluzione. Il materiale più abbondante del miscuglio è il solvente, mentre i materiali meno abbondanti si chiamano soluti.

Substance

A form of matter that has constant chemical composition and characteristic properties (which cannot be separated into components without breaking chemical bonds).

miscele pure

Approfondimento Le impurezze intorno a noi

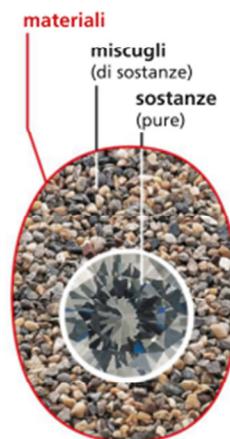


FIGURA 2.2 I materiali si dividono in miscugli e sostanze.

miscuglio omogeneo

TABELLA 2.3 Come distinguere i sistemi omogenei dai sistemi eterogenei.

	Definizione	Sostanza	Miscuglio
Sistema omogeneo	è costituito da una sola fase	acqua pura, oro puro, cloruro di sodio puro, leghe metalliche	acqua di rubinetto, sale marino, acciaio
Sistema eterogeneo	è costituito da due o più fasi	acqua pura e ghiaccio	acqua e sabbia, legno, granito, latte, marmo, sabbia, fumo, nebbia



FIGURA 2.3 Due esempi di sistema eterogeneo: granito e latte.

Esistono anche i **miscugli eterogenei**: qui le differenti parti (fasi) sono visibili al microscopio o addirittura a occhio nudo, come nel caso dei minerali che costituiscono il granito (Figura 2.3).

miscuglio eterogeneo

Un miscuglio eterogeneo è costituito da due o più sostanze e presenta almeno due fasi fisicamente distinguibili.

La maggior parte dei materiali a noi noti non sono sostanze singole, ma miscugli più o meno complessi di sostanze diverse. Il latte (Figura 2.3) è un classico esempio di miscuglio eterogeneo. Apparentemente il suo aspetto è uniforme; l'osservazione al microscopio, invece, rivela l'esistenza di minuscole goccioline di grasso, immerse in un liquido trasparente. Il fatto che il latte sia opaco dimostra la sua eterogeneità.

Le soluzioni non sono soltanto liquide, come acqua e sale oppure acqua e zucchero. Esistono anche soluzioni gassose: l'aria che respiriamo, per esempio, è un miscuglio omogeneo di azoto, di ossigeno e di altri gas in percentuale minore. L'acciaio, il bronzo e le altre leghe metalliche sono invece esempi di soluzioni solide.

ESEMPIO

Distingui i seguenti materiali in sostanze pure e miscugli:

- a) minestrone b) bronzo c) rame d) acqua del mare

Soluzione

- Il minestrone, il bronzo e l'acqua del mare sono miscugli. Il rame è una sostanza pura.
- a) il minestrone è un miscuglio eterogeneo formato da acqua, sostanze disciolte in soluzione e sostanze non solubili in acqua;
- b) il bronzo è una lega metallica costituita da rame e stagno, cioè un'altra soluzione solida;
- c) il rame è una sostanza pura;
- d) l'acqua del mare è una soluzione liquida contenente vari sali disciolti in acqua.

PROVA TU

Utilizzando la tabella, distingui i seguenti materiali in sostanze pure, miscugli omogenei e miscugli eterogenei:

- a) sabbia b) vetro
c) olio di semi d) zucchero
e) lana f) marmo g) ossigeno

Sostanza pura	Miscuglio omogeneo	Miscuglio eterogeneo
.....
.....
.....
.....
.....

I differenti aspetti dei miscugli eterogenei

I miscugli eterogenei possono presentare aspetti assai diversi al variare dello stato di aggregazione dei costituenti.

La **schiuma** è un tipico esempio di miscuglio costituito dalla dispersione di un gas in un liquido. Una soluzione saponosa si trasforma in schiuma insufflando aria con una cannuccia; allo stesso modo, la panna montata ha incorporato una certa quantità d'aria formando una schiuma (Figura 2.4).

La **nebbia** è un miscuglio eterogeneo acqua-aria formato da minuscole goccioline d'acqua disperse e sospese nell'aria, come anche le nubi.

Il **fumo**, invece, è un miscuglio eterogeneo di un solido in un gas; il fumo che esce dai camini è costituito, in buona parte, da particelle finissime di carbone disperse in aria.

L'**emulsione** è un miscuglio eterogeneo tra due o più liquidi immiscibili, che si ottiene agitandoli energicamente; in questo modo si formano minuscole goccioline difficilmente separabili. La maionese è un esempio di emulsione ottenuta agitando olio e tuorlo d'uovo (Figura 2.4).



Heterogeneous mixture

A mixture of two or more distinct substances that do not combine chemically.

FIGURA 2.4 La panna montata è una schiuma, la maionese è un'emulsione.

I colloidali sono speciali miscugli

La distinzione fra miscugli omogenei e miscugli eterogenei non è netta. Esiste infatti una classe di materiali che si colloca a metà strada fra i miscugli omogenei e quelli eterogenei. A questa classe appartengono i **colloidi**, che sono considerati «pseudo-soluzioni» in quanto, a un esame superficiale, appaiono come miscugli omogenei. In realtà, i colloidali sono soluzioni di grandi particelle (da 1 a 1000 nm di diametro) in un solvente; essi differiscono dalle soluzioni perché nei colloidali le particelle sospese sono abbastanza grandi da diffondere la luce mentre nelle soluzioni vere la luce passa indisturbata. Se la fase disperdente, liquida o gassosa, prevale su quella solida (fase dispersa), si ha un **sol**. Se, invece, prevale la fase solida si ha un **gel**. Sono colloidali il citosol delle cellule, l'albumine dell'uovo, la gelatina, i budini (Figura 2.5), le caramelle gommosi. Quando i colloidali solidificano si ottiene una massa compatta.

Con speciali procedimenti e ad alta temperatura è possibile preparare un aerogel, cioè un materiale solido assai resistente e con bassissima densità, costituito da aria e silice. Questo materiale ha una struttura simile a una spugna, ma è rigido e ha una densità bassissima, inferiore a quella del legno.

La **Tabella 2.4** mostra alcuni esempi di sostanze pure, miscugli e colloidali.



FIGURA 2.5 Un budino è un esempio di colloidale.

RICORDA Se la fase disperdente, liquida o gassosa, prevale su quella solida si ha un sol. Se invece prevale la fase solida si ha un gel.

TABELLA 2.4 Alcune sostanze pure, miscugli e colloidali.

Sostanze pure omogenee	Sostanze pure eterogenee	Miscugli omogenei	Miscugli eterogenei	Colloidi
acqua distillata	acqua e ghiaccio	soluzione di acqua e sale	acqua e sabbia	albumine
ossigeno	ossigeno liquido in presenza di ossigeno gassoso	vino limpido	sabbia	gelatina
piombo	piombo solido immerso in piombo fuso	aceto limpido	legno	budino

PROVA TU

Completa la tabella distinguendo i miscugli omogenei da quelli eterogenei e le sostanze pure omogenee dalle sostanze pure eterogenee:

- soluzione di acqua e zucchero
- aria
- alluminio
- acqua minerale
- marmo
- acqua distillata e vapore (dentro una pentola a pressione)
- zolfo

Sostanze pure omogenee	Sostanze pure eterogenee	Miscugli omogenei	Miscugli eterogenei
.....
.....
.....
.....
.....

4. I passaggi di stato



Clip
Modello molecolare dei passaggi di fase dell'acqua

FIGURA 2.6 Schema dei passaggi di stato.



Alcune sostanze solide, per riscaldamento, si trasformano direttamente in vapore senza passare per lo stato liquido. Questo processo è denominato **sublimazione**. Fra le sostanze che sublimano ci sono la naftalina e altri prodotti usati come antitarre. Anche la neve sublima: alle basse temperature dell'alta montagna, infatti, la quantità di neve che si trasforma in vapore per sublimazione è molto maggiore di quella che scorre via sotto forma liquida.

Sottraendo energia termica, i passaggi di stato avvengono in senso inverso. I gas possono trasformarsi direttamente in solidi, e il fenomeno viene denominato **brinamento**. Il passaggio dallo stato aeriforme a quello liquido è detto **condensazione** mentre viene detto **liquefazione** il passaggio dallo stato aeriforme a quello liquido per aumento di pressione. Infine, i liquidi sottoposti a raffreddamento **solidificano**.

Bisogna precisare che gas e vapori non sono la stessa cosa. Un **gas**, di norma, è una sostanza aeriforme che si trova al di sopra della propria **temperatura critica**, cioè a quella temperatura in cui è impossibile liquefarlo, anche sottoponendolo a pressioni altissime. Al di sotto di tale valore di temperatura, che è caratteristico per ogni sostanza, l'aeriforme prende il nome di **vapore**.

Per esempio, l'ossigeno ha una temperatura critica di $-119\text{ }^{\circ}\text{C}$. A temperatura ambiente, quindi, l'ossigeno è un gas, e rimane tale anche se viene compresso. Per farlo liquefare bisogna raffreddarlo sotto i $-119\text{ }^{\circ}\text{C}$. Questo è il motivo per cui sul nostro pianeta non esiste ossigeno allo stato liquido: sulla Terra non è mai stata registrata una temperatura così bassa.

Ci sono, però, dei gas con temperatura critica relativamente bassa, come il propano, che è possibile liquefare alla pressione di qualche decina di atmosfere. Il propano è il principale componente del gas di petrolio liquefatto (GPL), una miscela di idrocarburi liquefatti mediante compressione che viene usata come carburante per le automobili.

L'acqua, che ha una temperatura critica di $374\text{ }^{\circ}\text{C}$, a temperatura ambiente si trova allo stato liquido. Se viene portata a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ essa diventa vapore, che può condensare se viene sottoposto a una pressione sufficiente. Il gas d'acqua esiste solo a temperature superiori a $374\text{ }^{\circ}\text{C}$.



RICORDA Quando una sostanza aeriforme è al di sopra della sua temperatura critica è definita gas; se è al di sotto è chiamata vapore.

Volume e densità nei passaggi di stato

Consideriamo un materiale che passa dallo stato liquido allo stato aeriforme; come abbiamo visto nel paragrafo 1, il gas tende a occupare tutto lo spazio disponibile (Figura 2.7).

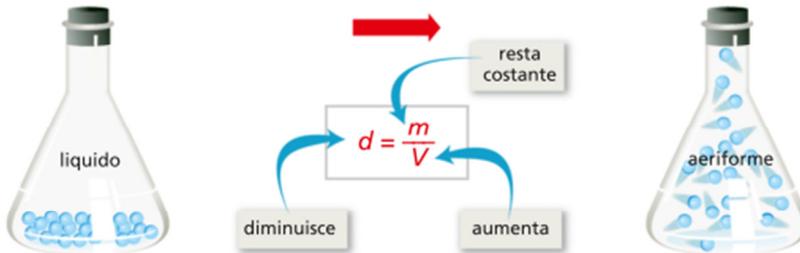


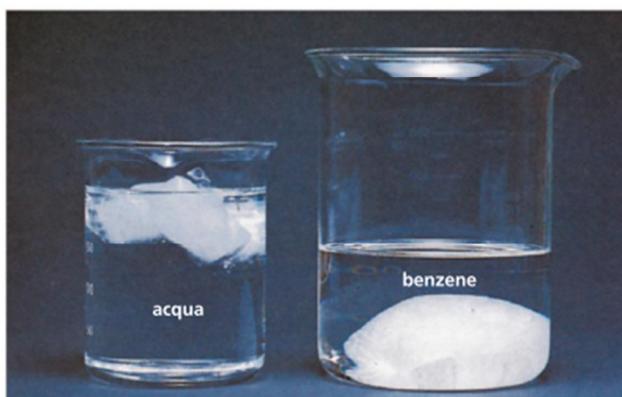
FIGURA 2.7 Nel passaggio da liquido ad aeriforme, il volume aumenta e la densità diminuisce.

In questo modo, il volume aumenta notevolmente; se la massa rimane costante, la densità diminuisce molto. La **Tabella 2.5** riporta l'esempio dell'acqua distillata e del vapore acqueo.

TABELLA 2.5 Valori di densità dell'acqua allo stato solido, liquido e aeriforme.

Materiale	Ghiaccio (0 °C)	Acqua distillata (20 °C)	Vapore acqueo (100 °C)
Densità (g/cm ³)	0,917	0,998	0,0060

FIGURA 2.8 Il ghiaccio è meno denso dell'acqua, e quindi galleggia; il benzene solido, invece, è più denso del benzene liquido, nel quale affonda.



Consideriamo ora un materiale generico che, a parità di massa, passa dallo stato liquido allo stato solido; in questo caso si verifica una piccola diminuzione del volume, e quindi un piccolo aumento della densità.

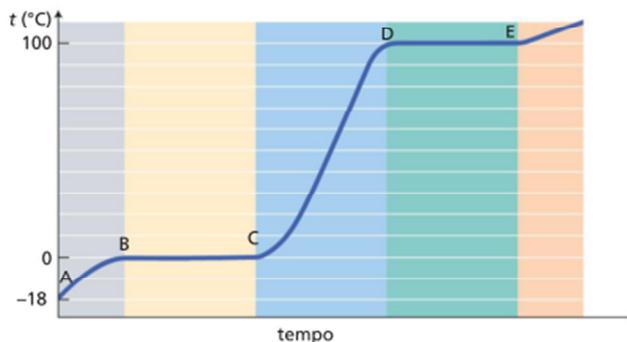
Come potete vedere nella **Tabella 2.5**, l'acqua costituisce un'importante eccezione: il volume allo stato solido (ghiaccio) è maggiore del volume della stessa quantità di acqua allo stato liquido. Di conseguenza, la densità del ghiaccio è minore di quella dell'acqua (**Figura 2.8**).

La curva di riscaldamento di una sostanza pura

Un metodo eccellente per verificare il grado di purezza di un solido consiste nel determinare la sua temperatura di fusione, denominata anche punto di fusione.

Poniamo nel freezer a $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$ un recipiente pieno d'acqua distillata con immerso un termometro. Il blocco di ghiaccio col termometro, una volta estratto dal freezer, segnerà la temperatura di $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$. Lasciamo riscaldare a temperatura ambiente il recipiente contenente ghiaccio e termometro, e annotiamo le temperature che leggiamo. Riportando su un grafico le temperature in funzione del tempo, otteniamo la cosiddetta **curva di riscaldamento** (**Figura 2.9**).

FIGURA 2.9 La curva di riscaldamento dell'acqua.



La temperatura dapprima cresce in maniera regolare, passando da $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (area grigia). Quando il ghiaccio comincia a fondere, sulla curva compare un gradino (tratto B-C); anche se l'ambiente continua a cedere calore al miscuglio di acqua e ghiaccio, la temperatura non aumenta.

temperatura di fusione

La temperatura a cui coesistono acqua e ghiaccio è denominata temperatura di fusione.

Perché durante la fusione la temperatura non sale? Ciò accade perché il calore assorbito serve a vincere le forze di coesione del solido e a trasformarlo in liquido, come vedremo meglio nell'unità 4.

La **temperatura di fusione** è una proprietà intensiva dell'acqua distillata e delle sostanze pure in generale; ogni sostanza, quindi, possiede una temperatura di fusione caratteristica.

Terminata la fusione di tutto il ghiaccio, la temperatura ricomincia a salire. La lunghezza del segmento B-C, chiamato **sosta termica**, dipende dalla quantità di ghiaccio che deve fondere: maggiore è la quantità di ghiaccio, più lunga sarà la sosta termica.

Richiamiamo un concetto importante: il passaggio dallo stato solido a quello liquido comporta sempre un aumento di volume, a eccezione dell'acqua e di pochi altri materiali, per i quali il volume aumenta durante la solidificazione.

Torniamo al nostro recipiente pieno d'acqua. Continuando a riscaldare, questa volta con un bunsen, la temperatura ricomincia a salire con regolarità, fino a 100 °C (area azzurra).

Raggiunti i 100 °C (alla pressione di 1 atmosfera), ha inizio l'ebollizione e si ha un'altra sosta termica: anche se continuiamo a fornire calore, la temperatura non aumenta più (tratto D-E).

Nell'intervallo di temperatura da 0 °C a 100 °C l'acqua evapora. Qual è la differenza fra evaporazione ed ebollizione? Dal momento in cui inizia a formarsi, il vapore esercita una pressione chiamata **tensione di vapore**. Finché la tensione di vapore è inferiore alla pressione atmosferica, il vapore si forma solo sulla superficie del liquido e si ha l'evaporazione. Quando la tensione di vapore diventa uguale alla pressione atmosferica, le bolle di vapore si formano in tutto il liquido e ha inizio l'ebollizione.

La temperatura a cui la tensione di vapore eguaglia la pressione esterna è detta temperatura di ebollizione.



Freezing point

The temperature at which a liquid turns into a solid when cooled.

temperatura di ebollizione

La **temperatura di ebollizione** (detta anche punto di ebollizione) è un'altra proprietà intensiva delle sostanze pure allo stato liquido. La temperatura di ebollizione dell'acqua, infatti, è sempre la stessa e non dipende dalla quantità (una goccia, un litro, o più).

La lunghezza della sosta termica dipende dalla quantità d'acqua. Fino a quando l'ultima goccia non si sarà trasformata in vapore, la temperatura non ricomincerà a salire. Il calore ceduto al corpo viene utilizzato per vincere le forze di coesione del liquido e trasformarlo in vapore; nel vapore, infatti, tali forze risultano molto meno intense.

ESEMPIO

L'argento fonde a 961 °C e ritorna solido per raffreddamento.

Riscaldato nuovamente, fonde ancora a 961 °C. In base a questi dati, possiamo affermare che l'argento è una sostanza pura?

Soluzione L'argento è una sostanza pura, perché il suo punto di fusione è netto e rimane lo stesso, anche dopo aver riscaldato e raffreddato più volte il metallo.

Una volta scomparso il liquido, la temperatura del vapore ricomincerà a salire in maniera regolare (area arancio).

Per ogni sostanza pura si può disegnare la curva di riscaldamento, come abbiamo fatto con l'acqua. Quelle che cambiano sono la temperatura di fusione e la temperatura di ebollizione, che saranno tipiche per ogni sostanza (**Tabella 2.6**). Queste due proprietà intensive si possono utilizzare per identificare le diverse sostanze.

RICORDA Le temperature di fusione e di ebollizione sono caratteristiche di ciascuna sostanza pura e possono essere utilizzate per il riconoscimento della sostanza stessa.

Se i due passaggi di stato (condensazione ed ebollizione) avvengono alle stesse condizioni di pressione, la temperatura di condensazione è uguale alla temperatura di ebollizione.

Nel caso dell'acqua, alla pressione di 1 atmosfera questa temperatura è uguale a 100 °C. Durante la sosta termica (segmento B-C), tutto il vapore si trasforma in liquido.

Continuando il raffreddamento, la temperatura del liquido ricomincia a scendere con regolarità (area azzurra). Il tratto D-E corrisponde a una nuova sosta termica: ha inizio la trasformazione del liquido in solido, e la temperatura rimane costante. Questa è la **temperatura di solidificazione**, che per l'acqua è uguale a 0 °C a 1 atmosfera di pressione.

Se i due passaggi di stato (solidificazione e fusione) avvengono alle stesse condizioni di pressione, la temperatura di solidificazione è uguale alla temperatura di fusione.

Completata la solidificazione di tutto il liquido, la temperatura ricomincia a scendere (area grigia). Tutte le sostanze pure hanno una curva di raffreddamento simile a quella dell'acqua, con temperature di condensazione e solidificazione caratteristiche per ogni sostanza.

I passaggi di stato e la pressione

Abbiamo già detto che la temperatura di fusione e la temperatura di ebollizione di una sostanza sono condizionate dall'entità della pressione esterna.

Potremmo ora domandarci se l'acqua può bollire a una temperatura più bassa o più alta dei 100 °C; la risposta è sì. La temperatura di fusione e quella di ebollizione, infatti, dipendono dalla pressione. Se la pressione esterna si abbassa, l'acqua bolle a una temperatura inferiore ai 100 °C; se, invece, si aumenta la pressione esterna, l'acqua bolle a una temperatura superiore ai 100 °C.

Per esempio, in alta montagna, dove la pressione è inferiore a quella atmosferica, l'acqua bolle a circa 90 °C (e per questo motivo, di solito, in montagna la pasta cuoce male).

La pentola a pressione, al contrario, aumenta la temperatura di ebollizione rendendo più veloce la cottura dei cibi. L'innalzamento è reso possibile dall'aumento di pressione del vapore all'interno della pentola sigillata; in questo modo, l'acqua bolle a più di 100 °C (Figura 2.11). La riduzione della pressione esterna rende più facile l'ebollizione delle sostanze; invece, la fusione e la solidificazione sono poco influenzate dalle variazioni esterne di pressione. Perché?

Possiamo immaginare la pressione come qualcosa che preme sui solidi e sui liquidi. Quando il liquido si trasforma in vapore, esso deve aumentare di circa mille volte il proprio volume. Una pressione esterna elevata tende a contrastare questa espansione, e quindi l'ebollizione avverrà a temperatura più alta. Invece, una riduzione di pressione favorisce l'espansione e fa abbassare il punto di ebollizione.

Nel passaggio da solido a liquido, l'aumento di volume è molto piccolo e quindi non viene ostacolato da una pressione elevata. L'acqua rappresenta una delle poche eccezioni: la pressione elevata tende a favorire la fusione del ghiaccio poiché durante la trasformazione il volume si riduce. Pertanto l'acqua, sottoposta a pressione elevata, fonde a una temperatura leggermente inferiore a 0 °C.

La pressione necessaria per fondere il ghiaccio a -1 °C è molto alta, pari a 133 volte quella atmosferica. Un pattinatore di 70 kg che preme sul ghiaccio con una lamina di superficie pari a 0,5 cm² raggiunge questa pressione (Figura 2.12).

RICORDA Se i due passaggi di stato (solidificazione e fusione) avvengono alle stesse condizioni di pressione, la temperatura di solidificazione è uguale alla temperatura di fusione.



FIGURA 2.11 Una pentola a pressione.

FIGURA 2.12 La pressione esercitata dalla lama è sufficiente per fondere una piccola porzione di ghiaccio.



5. I principali metodi di separazione di miscugli e sostanze

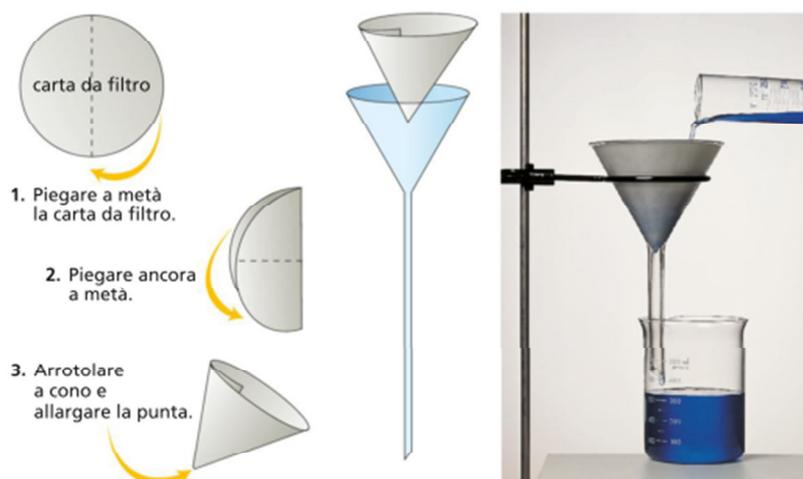
Separare i componenti di un miscuglio può essere un'attività impegnativa, specialmente se si tratta dei componenti di miscugli omogenei. L'operazione è più facile con i miscugli eterogenei.

Filtrazione

Con l'uso di opportuni filtri è possibile separare particelle solide, più o meno grandi, da miscugli liquidi e gassosi. Per i miscugli liquidi si usano filtri di carta assorbente arrotolati da cui il liquido scende per gravità verso il basso, lasciando sul filtro la parte solida (Figura 2.13).

Con questa tecnica è possibile separare la sabbia da un miscuglio eterogeneo acqua-sabbia. La filtrazione è impiegata anche per separare l'acqua dai fanghi prodotti nella depurazione delle acque di scarico.

FIGURA 2.13 Apparecchiatura per la filtrazione.



Centrifugazione

I miscugli eterogenei di liquidi e/o solidi, aventi densità diverse, possono essere separati per stratificazione (o decantazione) di uno sull'altro. La centrifuga è un dispositivo che fornisce accelerazioni superiori a quella di gravità, consentendo una stratificazione più rapida.

In passato l'olio d'oliva, dopo la spremitura, si separava dall'acqua per decantazione in vasi di terracotta. Attualmente, per ottenere lo stesso risultato, si impiega la centrifuga. In biologia le centrifughe sono molto usate per separare i componenti delle cellule viventi (Figura 2.14).

FIGURA 2.14

- A** L'imbuto separatore consente di separare rapidamente due liquidi immiscibili.
- B** Un esempio di decantazione (all'inizio e alla fine).
- C** Una centrifuga.



Estrazione

Se un componente di un miscuglio è solubile in un dato liquido (solvente), esso può essere allontanato dal miscuglio. Il sistema è basato sulla capacità del solvente di sciogliere il componente del miscuglio che si desidera. Tale capacità è chiamata *affinità*.

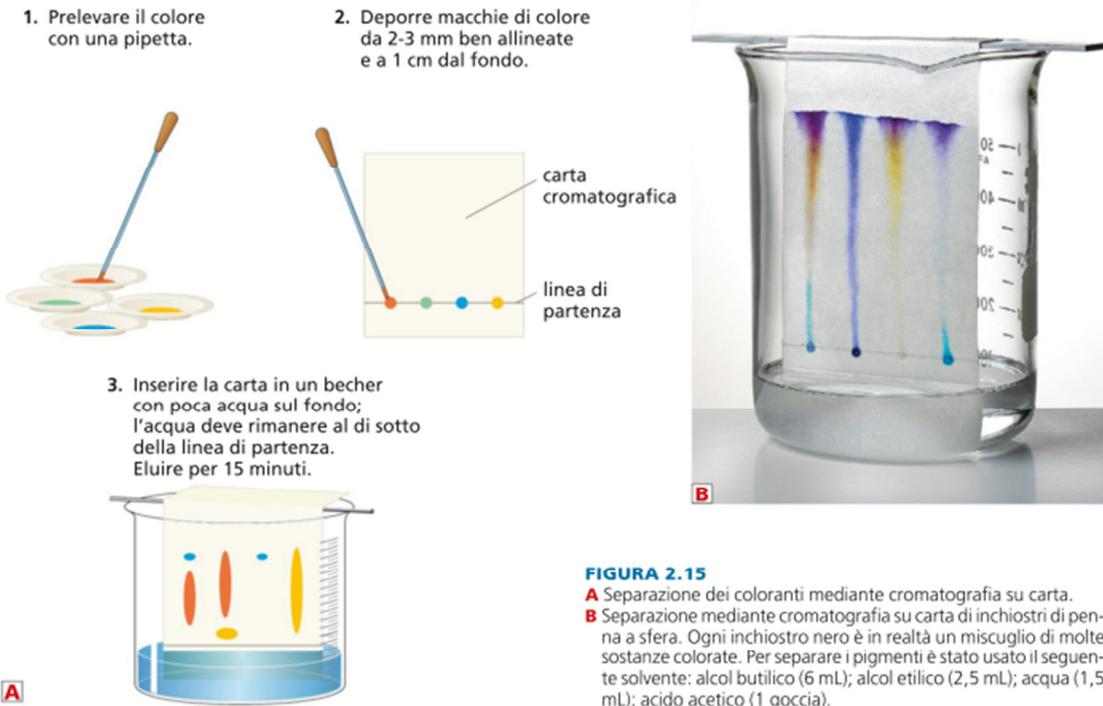
I pigmenti verdi delle foglie e quelli arancioni della carota, per esempio, possono essere estratti con etere di petrolio. La preparazione di tè e caffè è legata all'estrazione selettiva di alcuni componenti mediante acqua; il miscuglio eterogeneo ottenuto viene poi filtrato.

Cromatografia

La cromatografia è la più versatile fra le tecniche di separazione. Ideata nel 1906 dal botanico russo Michail Tswett, questa tecnica non differisce in linea di principio dalla semplice estrazione, ma ne moltiplica l'efficacia. Il solvente, che si chiama fase mobile, trasporta i componenti del miscuglio attraverso una fase fissa.

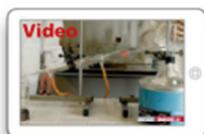
Nella *cromatografia su strato sottile* la fase fissa, costituita da un sottile strato di materiale inerte, come silice o allumina, è fissata su una lamina di alluminio. La lamina si può ritagliare nelle dimensioni volute. Una tecnica più antica, ma ancora utilizzata in campo biochimico, è la *cromatografia su carta*: la separazione dei componenti di un miscuglio, deposto sulla lastrina o sulla carta sotto forma di macchia, è provocata dalla fase mobile. Il solvente si muove attraverso la fase fissa per azione capillare; le diverse sostanze del miscuglio si muovono a velocità diverse e perciò si separano (Figura 2.15).

Le tecniche strumentali cromatografiche più note sono la **gascromatografia** e la cromatografia liquida ad alta risoluzione (**HPLC**, da *High Performance Liquid Chromatography*): la prima utilizza come solvente di trasporto un gas, la seconda un liquido ad alta pressione.





Approfondimento
La dipendenza dal
petrolio



La distillazione di una
soluzione

Distillazione

La distillazione è il metodo privilegiato per la purificazione dei liquidi e si basa sulla diversa volatilità dei componenti delle miscele liquide. La volatilità rappresenta la tendenza a evaporare, ed è più alta per i liquidi a basso punto di ebollizione.

La distillazione riunisce in sé due passaggi di stato: l'evaporazione e la condensazione. Il primo inizia nel recipiente in cui la miscela bolle; il secondo interessa i vapori, che vengono condensati all'interno dell'apparecchiatura con acqua fredda. Il dispositivo in cui avviene la condensazione si chiama refrigerante.

I vapori di una miscela all'ebollizione sono più ricchi del componente che possiede la maggior volatilità. La condensazione di tali vapori comporta un grado più o meno elevato di purificazione. Nel caso della distillazione di una soluzione contenente sali disciolti, che in genere non sono volatili, la separazione dal solvente è completa.

La *distillazione semplice* (Figura 2.16) è usata per ottenere acqua «distillata», ovvero priva di sali disciolti.

La *distillazione frazionata* si utilizza invece quando i diversi componenti di una miscela liquida hanno temperature di ebollizione differenti, ma molto vicine fra loro, come nel caso del petrolio.

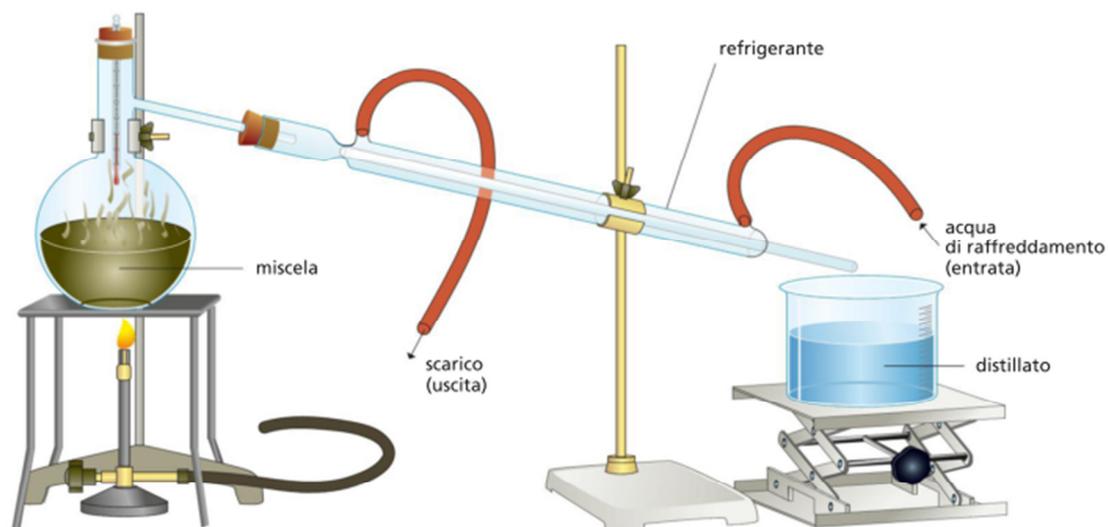


FIGURA 2.16 Apparecchiatura per la distillazione semplice.



Sintesi del capitolo
in mp3