

## INTRODUZIONE

1.	Che cos'è la chimica?	2
2.	L'oggetto di studio della chimica	4
3.	Proprietà fisiche, chimiche e organolettiche della materia	5
4.	I diversi rami della chimica	6
	<b>SCHEDA</b> <i>La chimica distrugge l'ambiente?</i>	7
5.	Grandezze fisiche e loro misura	8
6.	Norme di scrittura nel Sistema Internazionale	10
7.	Grandezze derivate	11
8.	Strumenti di misura	12
	<i>Caratteristiche degli strumenti</i>	12
	<i>Errori</i>	13
	<i>La notazione scientifica e le cifre significative</i>	14
	<i>Rappresentazione numerica dei dati</i>	15
	<i>Rappresentazione grafica dei dati</i>	17

## LA MATERIA

### CAP 1 SOSTANZE PURE E MISCELE

1.1	Le sostanze pure	19
1.2	Proprietà fisiche e chimiche delle sostanze	21
1.3	Gli stati di aggregazione della materia	22
1.3.1	I passaggi di stato	23
1.3.2	Curva di riscaldamento e curva di raffreddamento	24
1.4	Sistemi omogenei ed eterogenei	26
1.4.1	Le miscele omogenee	29
1.4.2	Le miscele eterogenee	30
	<b>SCHEDA</b> <i>Miscele di tutti i giorni</i>	
1.5	Tecniche di separazione	31
1.5.1	Decantazione	31
1.5.2	Filtrazione	31
1.5.3	Centrifugazione	32
1.5.4	Uso dell'imbuto separatore	32
1.5.5	Cristallizzazione	32
1.5.6	Distillazione	33
1.5.7	Estrazione con solventi	34
	<b>SCHEDA</b> <i>Preparati erboristici</i>	
	<b>SCHEDA</b> <i>Breve storia della distillazione</i>	35
1.5.8	Cromatografia	36
1.5.9	Tecniche di estrazione di minerali utili	37
	<b>Ripassa e riassumi</b>	38
	<b>Esercizi</b>	39

### CAP 2 IL LINGUAGGIO CHIMICO

2.1	Gli elementi chimici	43
	<b>SCHEDA</b> <i>Mendeleev e la tavola periodica</i>	43
2.2	Nomi e simboli degli elementi	45
	<b>SCHEDA</b> <i>Chimica e amor di patria</i>	47
2.2.1	Diffusione degli elementi chimici	47
2.3	Classificazione degli elementi	48
	<b>SCHEDA</b> <i>Metalli in via di estinzione</i>	50

2.4	I composti chimici	50
2.5	Le formule chimiche	51
	<b>Ripassa e riassumi</b>	54
	<b>Esercizi</b>	55

### CAP 3 LE ORIGINI DELLA TEORIA ATOMICA

3.1	La teoria atomica di Democrito (400 a.C.)	61
	<b>SCHEDA</b> <i>Democrito e l'atomismo</i>	61
3.2	La legge di conservazione della massa (Lavoisier 1783)	62
3.3	La legge delle proporzioni definite (Proust 1799)	63
3.4	La legge delle proporzioni multiple (Dalton 1804)	67
3.5	La teoria atomica di Dalton (1804)	69
3.6	I primi sviluppi della teoria atomica: il principio di Avogadro (1814)	69
3.7	La determinazione della massa degli atomi (Cannizzaro 1858)	72
	<b>Ripassa e riassumi</b>	74
	<b>Esercizi</b>	75


### CAP 4 LA STRUTTURA DELL'ATOMO






4.1	Dentro gli atomi	79
	<b>SCHEDA</b> <i>Le nanotecnologie</i>	
4.2	La struttura interna dell'atomo	80
4.3	Atomi neutri	82
4.4	Gli ioni	84
4.5	Gli isotopi	85
4.6	I quark	
	<b>SCHEDA</b> <i>Le particelle subatomiche</i>	
	<b>SCHEDA</b> <i>La datazione con carbonio 14: il caso della Sacra Sindone</i>	87
	<b>Ripassa e riassumi</b>	88
	<b>Esercizi</b>	89

### CAP 5 LA MOLE E LE REAZIONI CHIMICHE

5.1	Reazioni chimiche e processi fisici	93
5.2	Il significato dei simboli chimici	94
5.3	La simbologia delle reazioni chimiche	96
5.4	Le reazioni bilanciate	97
5.5	Un metodo per bilanciare le reazioni chimiche	98
5.6	Estensione del metodo a casi particolari	102
5.7	Dalle molecole alla massa: la mole	103
5.7.1	La mole	103
5.8	La massa molare	106
5.9	Abbondanza isotopica	
5.10	Determinazione del numero di moli	107
5.11	Il rapporto stechiometrico	109
5.12	Calcoli stechiometrici	111
5.13	Reazioni incomplete: il reagente limitante	
5.14	Determinazione della formula molecolare	
	<b>SCHEDA</b> <i>Fuochi d'artificio</i>	115
	<b>Ripassa e riassumi</b>	116
	<b>Esercizi</b>	117

## L'EVOLUZIONE DELLA TEORIA ATOMICA


<b>CAP 6</b>	<b>LE TEORIE ATOMICHE DA DALTON A SCHRÖDINGER</b>	
6.1	Fenomeni elettrici e natura elettrica della materia	127
6.2	La scoperta degli elettroni e il modello atomico di Thomson	128
6.3	La scoperta del nucleo e il modello atomico di Rutherford	130
	<b>SCHEDA</b> <i>La radioattività</i>	133
6.4	Critica al modello di Rutherford e quantizzazione dell'energia	135
	<b>SCHEDA</b> <i>Le caratteristiche della luce</i>	136
6.5	L'effetto fotoelettrico	138
6.6	Gli spettri atomici e l'atomo di Bohr	138
6.7	Il dualismo onda-particella	140
6.8	Il principio di indeterminazione di Heisenberg	141
6.9	L'equazione di Schrödinger	141
	<b>Ripassa e riassumi</b>	143
	<b>Esercizi</b>	144
<b>CAP 7</b>	<b>GLI ORBITALI ATOMICI</b>	
7.1	I numeri quantici	149
7.2	Significato dei numeri quantici	149
7.2.1	Numero quantico principale	149
7.2.2	Numero quantico secondario	150
7.2.3	Numero quantico magnetico	151
7.3	Le forme degli orbitali	152
7.4	Differenza tra l'atomo di idrogeno e gli atomi a più elettroni	154
7.5	Il numero quantico magnetico di spin	155
	<b>SCHEDA</b> <i>L'esperimento di Stern e Gerlach e lo spin dell'elettrone</i>	
7.6	Il principio di esclusione di Pauli e la regola di Hund	157
	<b>SCHEDA</b> <i>Paramagnetismo e diamagnetismo</i>	158
7.7	La configurazione elettronica di un atomo	159
7.8	La configurazione elettronica degli elementi e la loro posizione nella tavola periodica	161
7.9	La configurazione elettronica degli ioni	164
7.10	Le proprietà periodiche degli elementi	166
7.10.1	Il raggio atomico e il raggio ionico	166
7.10.2	L'energia di ionizzazione	168
7.10.3	L'affinità elettronica	169
	<b>Ripassa e riassumi</b>	171
	<b>Esercizi</b>	172

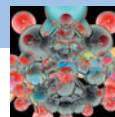
8.6	Legame covalente polare e legami multipli	184
8.7	Legame dativo	
8.8	Geometria molecolare: teoria VSEPR	185
8.9	Molecole polari e apolari	189
8.10	La risonanza	190
8.11	Gli orbitali ibridi	192
8.12	Il legame $\sigma$ e il legame $\pi$	195
8.13	Teoria degli orbitali molecolari	196
8.13.1	Orbitali molecolari della molecola $H_2$	196
8.13.2	Orbitali molecolari della molecola $O_2$	198
8.14	Il legame metallico	199
8.15	Il numero di ossidazione	201
8.16	Calcolo del numero di ossidazione	203
8.17	Formula chimica e numero di ossidazione	207
	<b>Ripassa e riassumi</b>	208
	<b>Esercizi</b>	209
<b>CAP 9</b>	<b>LA NOMENCLATURA DEI COMPOSTI INORGANICI</b>	
9.1	La nomenclatura chimica	217
9.2	I composti binari	218
9.2.1	I composti binari contenenti ossigeno	220
	<i>Ossidi</i>	221
	<i>Anidridi</i>	223
	<i>Perossidi</i>	
	<i>Superoossidi</i>	
9.2.2	I composti binari senza ossigeno	225
	<i>Idruri</i>	226
	<i>Idracidi</i>	227
9.3	Composti ternari e quaternari	228
9.3.1	Idrossidi	228
9.3.2	Ossiacidi	230
	<i>Ossiacidi particolari</i>	
9.4	Sali	232
	<i>Altre reazioni di sintesi dei sali</i>	
9.4.1	Sali degli idracidi	233
9.4.2	Sali degli ossiacidi	234
	<b>SCHEDA</b> <i>Gli additivi</i>	235
	<b>Ripassa e riassumi</b>	236
	<b>Esercizi</b>	237
<b>CAP 10</b>	<b>LE INTERAZIONI TRA LE MOLECOLE</b>	
10.1	I legami intermolecolari	241
10.2	Forze di Van der Waals: interazioni tra dipoli permanenti	241
10.3	Forze di London: interazioni tra dipoli istantanei	243
10.4	Legame a idrogeno	245
10.5	Interazioni tra ioni, dipoli e dipoli indotti	248
	<b>Ripassa e riassumi</b>	250
	<b>Esercizi</b>	251

## INTERAZIONI TRA ATOMI E MOLECOLE

<b>CAP 8</b>	<b>IL LEGAME CHIMICO</b>	
8.1	La teoria della valenza	
8.2	Notazione di Lewis	177
8.3	Regola dell'ottetto	178
8.3.1	L'elettronegatività	179
8.4	Legame ionico	181
8.5	Legame covalente puro	183

## GLI STATI DI AGGREGAZIONE

<b>CAP 11</b>	<b>LO STATO GASSOSO</b>	
11.1	Stato aeriforme, gas e vapori	257
	<b>SCHEDA</b> <i>La composizione dell'atmosfera</i>	
11.2	Modello cinetico dei gas	257
11.3	I gas a temperatura costante: la legge di Boyle	258






11.4	I gas a pressione costante: la legge di Charles e la temperatura assoluta	260
11.5	I gas a volume costante: la legge di Gay-Lussac	262
11.6	L'equazione di stato dei gas	263
11.6.1	Le reazioni chimiche con specie gassose	266
11.7	Miscela di gas: la legge di Dalton	268
11.8	Gas ideali, reali e perfetti	270
	<b>SCHEDA</b> <i>Qualità dell'aria e abbattimento di inquinanti</i>	271
	<b>Ripassa e riassumi</b>	272
	<b>Esercizi</b>	273



## CAP 12 LO STATO LIQUIDO

12.1	Le caratteristiche dello stato liquido	277
12.2	La tensione superficiale	278
12.3	La densità	280
12.4	La viscosità	281
12.5	Vaporizzazione, ebollizione e pressione di vapore	282
12.6	Effetto della pressione sui passaggi di stato: i diagrammi di stato	285
	<b>Ripassa e riassumi</b>	289
	<b>Esercizi</b>	290

## CAP 13 LE SOLUZIONI


13.1	Miscugli omogenei: le soluzioni	295
13.2	Il processo di solubilizzazione	296
13.3	La concentrazione delle soluzioni	297
13.3.1	Molarità	297
13.3.2	Concentrazione percentuale	298
13.3.3	Concentrazione massa/volume	300
13.3.4	Frazione molare	300
13.3.5	Molalità	301
13.3.6	Normalità	302
13.3.7	Origine e significato degli equivalenti	
13.3.8	Determinazione generale di <i>k</i>	
13.4	La solubilità	303
13.4.1	Effetto del solvente	305
13.4.2	Effetto della temperatura	306
13.4.3	Effetto della pressione	306
13.5	Le proprietà colligative delle soluzioni	307
13.5.1	Influenza del soluto sulla pressione di vapore	307
13.5.2	Diagrammi di Raoult	310
	<b>SCHEDA</b> <i>Diagrammi di Raoult relativi alla fase gassosa</i>	
13.5.3	Influenza del soluto sui passaggi di stato	312
13.5.4	La pressione osmotica	314
	<b>SCHEDA</b> <i>Qualità delle acque destinate a uso alimentare</i>	318
	<b>SCHEDA</b> <i>Eutrofizzazione</i>	319
	<b>SCHEDA</b> <i>Dissalazione</i>	319
	<b>Ripassa e riassumi</b>	320
	<b>Esercizi</b>	321

## CAP 14 LO STATO SOLIDO E GLI STATI NON CONVENZIONALI DELLA MATERIA

14.1	Caratteristiche e tipologie dello stato solido	327
14.2	Solidi cristallini	328
14.2.1	I solidi ionici	328
14.2.2	I solidi molecolari	329
14.2.3	I solidi reticolari	
14.2.4	I solidi metallici	
	<i>Le leghe metalliche</i>	333
14.3	Polimorfismo dei solidi cristallini	335
14.4	Solidi amorfi	336
14.5	Stati non convenzionali della materia	
	<b>SCHEDA</b> <i>Utilizzo dei cristalli liquidi</i>	
	<b>Ripassa e riassumi</b>	337
	<b>Esercizi</b>	338

## IL CONTROLLO DELLE REAZIONI

### CAP 15 TERMODINAMICA CHIMICA

15.1	La termodinamica	341
15.2	1° principio della termodinamica: calore, lavoro ed energia interna	344
15.3	Il lavoro di volume	346
15.4	Il calore scambiato a pressione costante: l'entalpia	349
15.5	Reazioni chimiche ed energia	351
15.6	Calorimetria: la misura del calore di reazione	353
15.7	La forza dei legami: l'entalpia di legame	355
15.8	La legge di Hess	356
15.9	L'entalpia standard di formazione	356
15.10	Dal 1° al 2° principio della termodinamica: processi reversibili e irreversibili	358
15.11	L'universo e i processi irreversibili: il 2° principio della termodinamica	362
15.12	Processi spontanei e disordine	362
15.13	La variazione del grado di disordine: l'entropia	364
15.13.1	L'entropia in azione	
15.14	L'entropia dell'universo	365
15.15	I processi non spontanei sono possibili	366
15.16	Entalpia ed entropia in azione: l'energia libera di Gibbs	367
15.17	Lo zero assoluto è irraggiungibile: il 3° principio della termodinamica	370
	<b>SCHEDA</b> <i>L'entropia e i sistemi viventi</i>	371
	<b>Ripassa e riassumi</b>	372
	<b>Esercizi</b>	373

### CAP 16 CINETICA CHIMICA

16.1	Velocità di reazione	379
16.2	Variazione della velocità di reazione	380
16.3	L'energia di attivazione	382
16.4	Il meccanismo di reazione	384
16.5	La velocità di reazione può essere controllata	386
	<b>SCHEDA</b> <i>Gli esplosivi</i>	388
16.6	I catalizzatori	389
	<b>Ripassa e riassumi</b>	391
	<b>Esercizi</b>	392

**CAP 17 L'EQUILIBRIO CHIMICO**

17.1	Reazione diretta e reazione inversa	397
17.2	L'equilibrio chimico	397
17.3	La costante di equilibrio $K_{eq}$	399
17.4	Determinazione del valore di $K_{eq}$	401
17.5	La tabella dell'equilibrio	402
17.6	Equilibri in fase gassosa	407
17.7	Equilibri in sistemi eterogenei	409
17.8	Significato dei valori di $K_{eq}$	410
17.9	Il principio dell'equilibrio mobile	412
17.9.1	Variazione del numero di moli	412
17.9.2	Variazione della temperatura	414
17.9.3	Variazione della pressione	415
17.9.4	Presenza di un catalizzatore	417
	<b>Ripassa e riassumi</b>	418
	<b>Esercizi</b>	419

**CAP 18 ACIDI E BASI**

18.1	Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis: l'evoluzione delle teorie acido/base	423
18.2	Teoria di Arrhenius	423
18.3	Teoria di Brønsted-Lowry	424
18.4	Coppie coniugate acido/base	426
18.5	L'equilibrio di dissociazione dell'acqua: il $K_w$	429
18.6	La misura dell'acidità: il pH	430
	<b>SCHEDA</b> <i>Le piogge acide</i>	
18.7	Il pH degli acidi e delle basi forti	433
18.8	Acidi e basi deboli: $K_a$ e $K_b$	436
18.9	Il pH degli acidi deboli	438
18.9.1	Calcolo approssimato del pH di un acido debole	438
18.9.2	Calcolo esatto del pH di un acido debole	441
18.10	Il pH delle basi deboli	441
18.10.1	Calcolo approssimato del pH di una base debole	441
18.10.2	Calcolo esatto del pH di una base debole	443
	<b>SCHEDA</b> <i>Acidi nella cosmesi</i>	
18.11	Relazione tra $K_a$ e $K_b$ di una coppia coniugata acido/base	444
18.12	Il pH delle soluzioni saline	446
18.13	Le soluzioni a pH stabile	449
18.14	Gli indicatori di pH e le titolazioni acido/base	
18.15	Calcolo del punto stechiometrico di una titolazione acido/base	
	<b>Ripassa e riassumi</b>	451
	<b>Esercizi</b>	452

**CAP 19 REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE**

19.1	Reazioni che scambiano elettroni	459
19.2	Le rane di Galvani e Alessandro Volta	459
19.3	La pila di Volta	460
19.4	La pila Daniell	462
19.5	La scala dei potenziali standard $E^0$	469
19.6	Il bilanciamento delle ossidoriduzioni	471
19.6.1	Metodo rapido	472

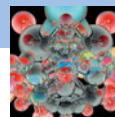
19.6.2	Metodo classico	
19.7	<b>Agenti ossidanti e agenti riducenti</b>	475
	<b>Ripassa e riassumi</b>	476
	<b>Esercizi</b>	477

**CAP 20 ELETTROCHIMICA**

20.1	Le applicazioni tecnologiche delle ossidoriduzioni	481
20.2	Il potenziale standard di una pila	482
20.3	Terminologia e classificazione delle pile	483
20.4	<b>Pile primarie: la pila Leclanché Zn/C e alcalina</b>	485
20.4.1	La pila Zn/C	485
20.4.2	La pila alcalina	487
20.5	<b>Pile secondarie: nichel-metallo idruro e al piombo</b>	489
20.5.1	Accumulatore Ni-MH	489
20.5.2	Accumulatore al piombo	491
20.6	<b>La nuova frontiera: le pile a combustibile</b>	493
20.6.1	La pila di Grove	493
20.6.2	Pile a combustibile alcaline AFC (Alkaline Fuel Cell)	494
20.6.3	Pile a combustibile con membrana a scambio protonico PEM (Proton Exchange Membrane Fuel Cell)	495
20.7	<b>L'elettrolisi: un processo non spontaneo</b>	497
20.7.1	L'elettrolisi dei sali fusi	499
20.7.2	L'elettrolisi dei liquidi puri	500
20.7.3	L'elettrolisi delle soluzioni	501
20.8	<b>Le leggi di Faraday</b>	503
	<b>Ripassa e riassumi</b>	506
	<b>Esercizi</b>	507

**GLI ELEMENTI DELLA CHIMICA****CAP 21 CHIMICA INORGANICA**

21.1	Gli elementi chimici in natura	513
21.2	L'idrogeno	513
21.3	Gruppo I A: metalli alcalini	514
21.4	Gruppo II A: metalli alcalino-terrosi	516
21.5	Gruppo III A	518
21.6	Gruppo IV A	519
21.6.1	Il carbonio	519
	<b>SCHEDA</b> <i>I nanotubuli</i>	521
21.6.2	Gli altri elementi del gruppo del carbonio	522
	<b>SCHEDA</b> <i>Il silicio e l'intelligenza artificiale</i>	522
	<b>SCHEDA</b> <i>Inquinamento da metalli pesanti</i>	524
21.7	Gruppo V A	524
21.7.1	L'azoto	524
21.7.2	Gli altri elementi del gruppo dell'azoto	526
21.8	Gruppo VI A	527
21.9	Gruppo VII A: gli alogeni	528
21.10	Gas nobili	530
21.11	Gli elementi di transizione	531
	<b>SCHEDA</b> <i>Gli elementi rari</i>	532
	<b>Ripassa e riassumi</b>	533
	<b>Esercizi</b>	534



## CAP 22 CHIMICA ORGANICA

22.1	I composti del carbonio	537
22.2	La chimica del carbonio	537
22.3	La nomenclatura IUPAC delle sostanze organiche	539
22.4	Idrocarburi con legami semplici: gli alcani	542
22.5	Le reazioni degli alcani	544
	<b>SCHEDA</b> <i>Petrolio</i>	
22.6	Idrocarburi con legami multipli: alcheni e alchini	545
22.7	Le reazioni degli alcheni	545
22.8	Le reazioni degli alchini	545
22.9	Gli idrocarburi ciclici	545
22.10	Gli idrocarburi aromatici	547
22.11	Il benzene e i composti aromatici	547
22.12	Gli alogenoderivati del carbonio	549
22.12.1	Reazioni degli alogenoderivati del carbonio	549
22.13	Gli alcoli	550
22.14	I fenoli	551
22.15	Gli eteri	553
	<b>SCHEDA</b> <i>Il disastro di Seveso</i>	554
22.16	Aldeidi e chetoni	554
22.17	Gli acidi carbossilici	556
22.18	Le ammine	558
	<b>Ripassa e riassumi</b>	560
	<b>Esercizi</b>	561

## CAP 23 MACRO E BIOMOLECOLE

23.1	Le macromolecole	565
23.2	Classificazione delle polimerizzazioni e dei polimeri	565
23.3	Le reazioni di poliaddizione	565
23.4	Le reazioni di policondensazione	567
23.5	Proprietà e struttura dei polimeri	567
23.6	I lipidi	569
23.6.1	I trigliceridi	570
23.6.2	I fosfolipidi	573
23.7	I carboidrati	575
23.7.1	Monosaccaridi e disaccaridi	576
23.7.2	Polisaccaridi	580

23.8	Gli aminoacidi e le proteine	581
	<b>SCHEDA</b> <i>La ricerca farmaceutica</i>	586
23.9	Gli acidi nucleici	590
	<b>SCHEDA</b> <i>Bereshit...</i>	592
	<b>Ripassa e riassumi</b>	593
	<b>Esercizi</b>	593

## IL LABORATORIO DI CHIMICA

1.	Le protezioni personali e il quaderno di laboratorio	600
2.	Come prevenire gli incidenti	601
3.	Il banco di lavoro e la vetreria	602
4.	Oggetti e soluzioni calde	603
5.	Altre importanti norme di comportamento	603
Laboratorio 1	Separazione dei componenti di una miscela solida eterogenea	605
Laboratorio 2	Verifica della legge di conservazione della massa	607
Laboratorio 3	Le reazioni chimiche	608
Laboratorio 4	La polarità delle molecole	610
Laboratorio 5	La fusione della vanillina	611
Laboratorio 6	La distillazione di un liquore colorato	612
Laboratorio 7	La cristallizzazione	614
Laboratorio 8	Prove di miscibilità tra liquidi	615
Laboratorio 9	Cromatografia su carta di un inchiostro	616
Laboratorio 10	Titolazione di un aceto commerciale con idrossido di sodio	618
Laboratorio 11	Titolazione del succo di limone con idrossido di sodio	618
Laboratorio 12	La pila Daniell	620
Laboratorio 13	Sezionamento di una pila	622
Laboratorio 14	Accumulatore al piombo	624
Laboratorio 15	Combustione della cera	625
Laboratorio 16	Fermentazione alcolica	626
Laboratorio 17	Estrazione dell'olio di semi	627

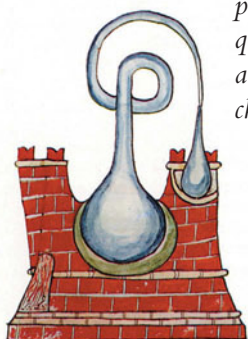
## INDICE ANALITICO

629

## TABELLE E SIMBOLI

## Sostanze pure e miscele

*“Distillare è bello. Prima di tutto, perché è un mestiere lento, filosofico e silenzioso, che ti occupa ma ti lascia tempo di pensare ad altro [...]. Poi, perché comporta una metamorfosi: da liquido a vapore (invisibile), e da questo nuovamente a liquido; ma in questo doppio cammino, all’in su e all’in giù, si raggiunge la purezza, condizione ambigua ed affascinante, che parte dalla chimica e arriva molto lontano.”*



Primo Levi (1919–87)  
Da *Il sistema periodico*

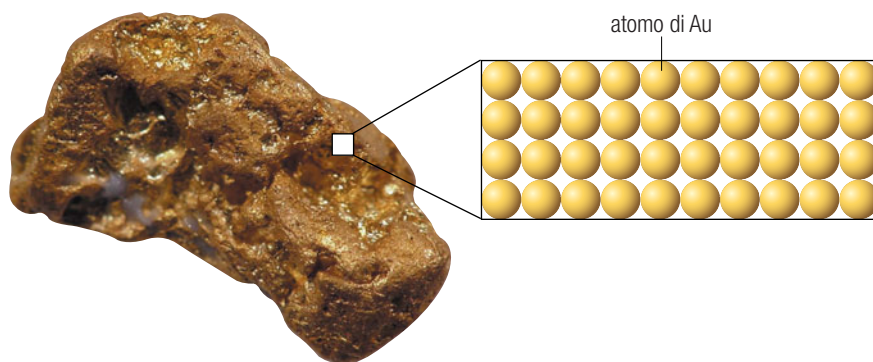
### Obiettivi

- \* Identificare la differenza tra sostanze pure e miscele
- \* Distinguere un elemento da un composto
- \* Conoscere la struttura della materia (atomica, molecolare, ionica)
- \* Conoscere le proprietà chimiche e fisiche della materia e distinguere una trasformazione fisica da una trasformazione chimica
- \* Conoscere le principali caratteristiche degli stati della materia e le trasformazioni che determinano i passaggi da uno stato all'altro
- \* Comprendere il concetto di sistema e di fase
- \* Riconoscere un sistema omogeneo e un sistema eterogeneo, distinguendo l'omogeneità e l'eterogeneità sia fisica sia chimica
- \* Riconoscere i diversi tipi di miscele eterogenee e di soluzioni sapendo portare degli esempi concreti
- \* Conoscere le principali tecniche di separazione delle miscele e individuare la giusta tecnica da applicare per separare le componenti di una miscela data
- \* Conoscere alcune applicazioni industriali delle principali tecniche di separazione

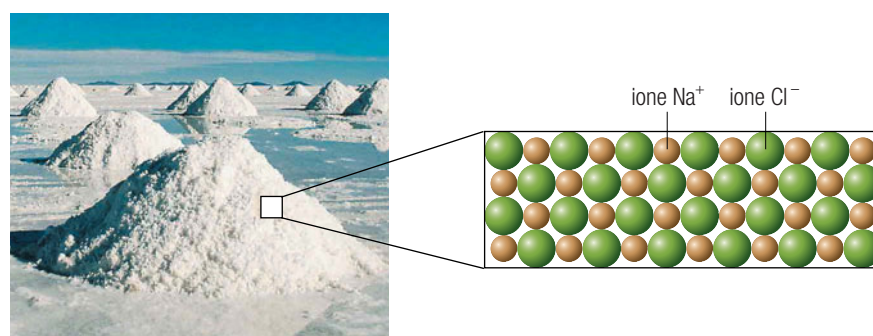


## 1.1 LE SOSTANZE PURE

Tutto quello che ci circonda e che costituisce noi stessi è formato da **materia**. Più precisamente, la materia è definita come tutto ciò che occupa uno spazio e che possiede una massa. Come diremo meglio in seguito, la materia è costituita da particelle, gli **atomi**. A oggi, sono conosciuti circa cento diversi tipi di atomi che, combinandosi tra loro, danno origine a un'infinita varietà di sostanze. In particolare, tali sostanze possono essere formate interamente da atomi della stessa specie (l'oro, ad esempio, è costituito da particelle tutte identiche fra loro, gli atomi di oro, Au) (➔ Fig. 1.1) o possono essere formate dalla combinazione, in proporzioni definite, di atomi di specie diverse (ad esempio, il sale da cucina è formato da cristalli di cloruro di sodio, NaCl ➔ Fig. 1.2; lo zucchero usato per dolcificare i cibi è formato da cristalli di saccarosio,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ). Nel primo caso si parla di **sostanze elementari** o **elementi**, mentre nel secondo di **sostanze composte** o **composti**.



**Fig. 1.1** Pepita d'oro. L'oro è una sostanza elementare poiché è costituito da atomi appartenenti alla stessa specie chimica, atomi di oro (Au), appunto.



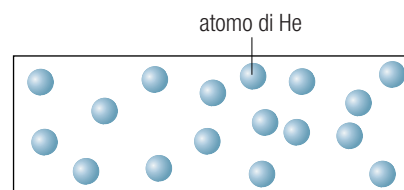
**Fig. 1.2** Il sale marino (NaCl) è formato da ioni (atomi elettricamente carichi)  $Na^+$  e da ioni  $Cl^-$ . Il cloruro di sodio è una sostanza composta.

Sia gli elementi sia i composti sono **sostanze pure** e, come tali, possono essere descritti da una formula chimica che li caratterizza come individui chimici dotati di una propria unicità, cioè di proprietà che, nell'insieme, li rendono diversi da qualsiasi altra sostanza.

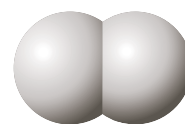
Alcune sostanze possono avere **struttura atomica**, possono essere cioè costituite da atomi isolati. I gas nobili (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), ad esempio, sono presenti in natura come singoli atomi di ciascun elemento (➔ Fig. 1.3).

Altre sostanze hanno una **struttura molecolare**, sono cioè costituite da **molecole**, particelle formate da due o più atomi legati tra loro in un modo ben definito. Negli elementi, gli atomi che costituiscono una molecola sono tutti identici tra loro, appartengono cioè alla stessa specie chimica; nei composti le molecole sono invece formate da due o più atomi diversi tra loro.

Nella ➔ figura 1.4 è rappresentata la struttura della molecola di idrogeno ( $H_2$ ), costituita da due atomi di idrogeno tra loro legati (molecola biatomica).



**Fig. 1.3** Il gas elio (He) è formato da singoli atomi di He che godono di esistenza indipendente.



**Fig. 1.4** Molecola di idrogeno ( $H_2$ ).

elemento	formula
idrogeno	H <sub>2</sub>
azoto	N <sub>2</sub>
ossigeno	O <sub>2</sub>
fluoro	F <sub>2</sub>
cloro	Cl <sub>2</sub>
bromo	Br <sub>2</sub>
iodio	I <sub>2</sub>

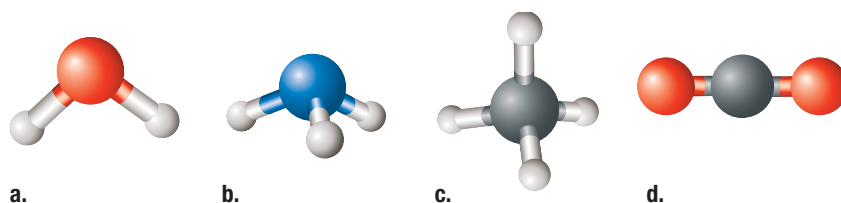
**Tab. 1.1** Elementi presenti in natura in forma di molecole biatomiche.

Gli elementi chimici che formano molecole biatomiche sono riassunti nella ➔ tabella 1.1.

Altri elementi costituiti da molecole con atomi tutti uguali tra loro sono il fosforo (P<sub>4</sub>) e lo zolfo (S<sub>8</sub>).

Un caso limite è rappresentato da quegli elementi che esistono in natura formati da numerosi atomi della stessa specie legati tra loro da particolari legami chimici, covalenti o metallici (di questi legami si tratterà più avanti nel testo): è il caso del ferro (Fe), dell'oro (Au) o del diamante (costituito da atomi di carbonio, C). In tali casi, il concetto di molecola perde la sua identità tanto che una sbarra di ferro, una pepita d'oro (➔ Fig. 1.1) o un cristallo di diamante possono essere considerati giganteschi aggregati di atomi.

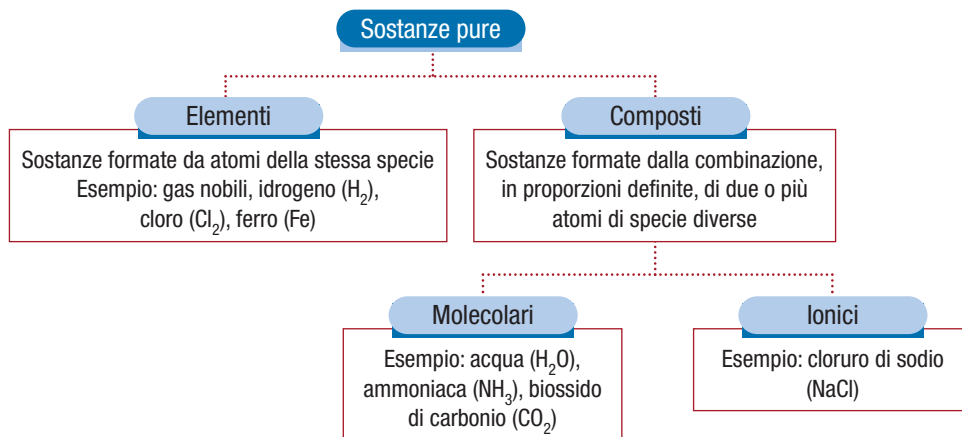
Sostanze composte con struttura molecolare sono, ad esempio, l'acqua (H<sub>2</sub>O), l'ammoniaca (NH<sub>3</sub>), il metano (CH<sub>4</sub>), il biossido di carbonio o anidride carbonica (CO<sub>2</sub>) (➔ Fig. 1.5).



**Fig. 1.5** Molecole di: **a.** acqua (H<sub>2</sub>O), **b.** ammoniaca (NH<sub>3</sub>), **c.** metano (CH<sub>4</sub>), **d.** biossido di carbonio (CO<sub>2</sub>).

Le sostanze possono anche avere **struttura ionica**, essere cioè costituite da atomi o gruppi di atomi portanti una carica positiva o negativa, gli **ioni**. Il cloruro di sodio (➔ Fig. 1.2) ad esempio è costituito da ioni Na<sup>+</sup> e da ioni Cl<sup>-</sup>.

Nello schema sottostante sono riassunti i principali concetti esposti nel paragrafo.



**ESERCIZIO 1.1**

**Obiettivo:** saper distinguere tra il concetto di “puro” del linguaggio comune e il concetto chimico di “sostanza pura”

Sull'incarto di alcuni tipi di cioccolato è riportata la dicitura: “PURO CIOCCOLATO”. Il cioccolato è dunque una sostanza pura? Giustifica la tua risposta.

**Risoluzione**

No, non è una sostanza pura, perché...



## ESERCIZIO 1.2

**Obiettivo:** consolidare l'uso delle terminologie chimiche apprese

Classifica le seguenti particelle in base al numero di atomi che le compongono.

**Risoluzione**

iodio $I_2$	molecola biatomica
radon $Rn$	atomo
ammoniaca $NH_3$	molecola tetraatomica
acqua ossigenata $H_2O_2$	.....
ossido di rame $CuO$	.....
metano $CH_4$	.....

## ESERCIZIO 1.3

**Obiettivo:** saper distinguere tra molecole e sostanze ioniche

Indica qual è la struttura, ionica o molecolare, delle seguenti sostanze.

**Risoluzione**

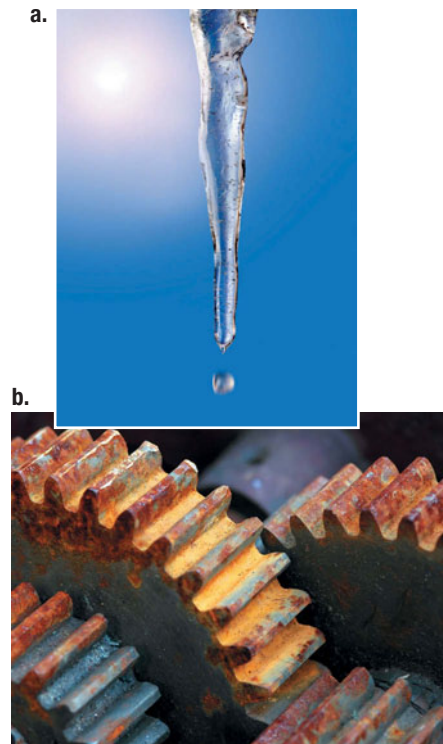
$H_2O$	struttura molecolare	$P_4$	.....
$Na^+Cl^-$	struttura ionica	$Al^{3+}F_3^-$	.....
$Cu^{2+}SO_4^{2-}$	.....	$F_2$	.....

## 1.2 PROPRIETÀ FISICHE E CHIMICHE DELLE SOSTANZE

Il riconoscimento delle sostanze si basa sullo studio delle loro proprietà chimiche e fisiche.

Le **proprietà fisiche** di una sostanza possono essere osservate senza modificarne la natura chimica, cioè la composizione. Sono proprietà fisiche la temperatura di ebollizione, la temperatura di fusione, la densità, il colore e le proprietà organolettiche quali il sapore e l'odore. Quando una sostanza subisce una **trasformazione fisica**, la natura chimica della sostanza stessa non viene mai mutata. Ad esempio, quando il ghiaccio si trasforma in acqua per effetto del calore, si ha il passaggio dallo stato solido allo stato liquido, ma la sostanza rimane la medesima,  $H_2O$ .

Le **proprietà chimiche** riguardano invece la capacità di una sostanza di trasformarsi in una o più sostanze con composizione chimica diversa da quella di partenza, di subire, cioè, delle **trasformazioni** o **reazioni chimiche**. Il ferro (Fe), ad esempio, tende a reagire con l'ossigeno ( $O_2$ ) presente nell'atmosfera dando luogo alla formazione di ossidi di ferro ( $FeO$ ;  $Fe_2O_3$ ). Gli ossidi di ferro, a loro volta, tendono ad assorbire l'umidità atmosferica formando la ruggine (► Fig. 1.6).



**Fig. 1.6** Esempi di trasformazione fisica (fusione del ghiaccio) (a) e chimica (ossidazione del ferro) (b).

## Trasformazioni

## Fisiche

Trasformazioni che non determinano cambiamenti della natura chimica della sostanza (es.: passaggio da acqua a ghiaccio o viceversa)

## Chimiche

Trasformazioni che determinano cambiamenti della natura chimica della sostanza. Sono le reazioni chimiche (es.: combustione del metano, ossidazione del ferro)

**ESERCIZIO 1.4**

**Obiettivo:** saper distinguere fra trasformazioni chimiche e fisiche

Se si collegano i poli di una pila con due fili elettrici che vengono poi immersi in acqua  $H_2O$ , si sviluppano due gas: idrogeno  $H_2$  e ossigeno  $O_2$ . Tale processo si chiama elettrolisi dell'acqua.

È un processo che implica una trasformazione fisica o chimica? Giustifica la tua risposta.

**Risoluzione**

È una trasformazione chimica, perché...

**1.3 GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA**

La materia può presentarsi in tre stati di aggregazione: lo stato aeriforme, lo stato liquido e lo stato solido.

A ognuno di essi sarà dedicato un capitolo, ma è opportuno esaminare ora le loro caratteristiche principali.

- Nello **stato aeriforme** le particelle dei gas sono soggette a movimenti di traslazione e a forze attrattive tra le stesse; in particolare, i moti traslatori prevalgono decisamente sulle forze attrattive e questo dà origine alla proprietà caratteristica delle sostanze aeriformi di espandersi occupando tutto il volume del recipiente che le contiene e di assumere così la sua forma.
- Anche nello **stato liquido** le particelle subiscono l'azione di forze attrattive e compiono movimenti traslatori ma, in questo caso, le forze di attrazione prevalgono sui moti di traslazione e le particelle rotolano le une sulle altre. Queste caratteristiche fanno sì che i liquidi possiedano un volume proprio (sono scarsamente comprimibili per effetto di un aumento di pressione) e tendano ad assumere la forma del recipiente che li contiene.
- Nello **stato solido** le particelle, costituite da molecole, ioni o atomi, occupano posizioni ben definite, tanto da costituire un'impalcatura rigida più o meno ordinata che si estende nelle tre direzioni dello spazio. Nei solidi, quindi, le particelle non manifestano moti di traslazione ma, al massimo, possono subire delle semplici vibrazioni. Ciò porta i solidi a possedere un volume e una forma propri (sono praticamente incompressibili).

I concetti fin qui esposti sono riassunti nello schema sottostante.



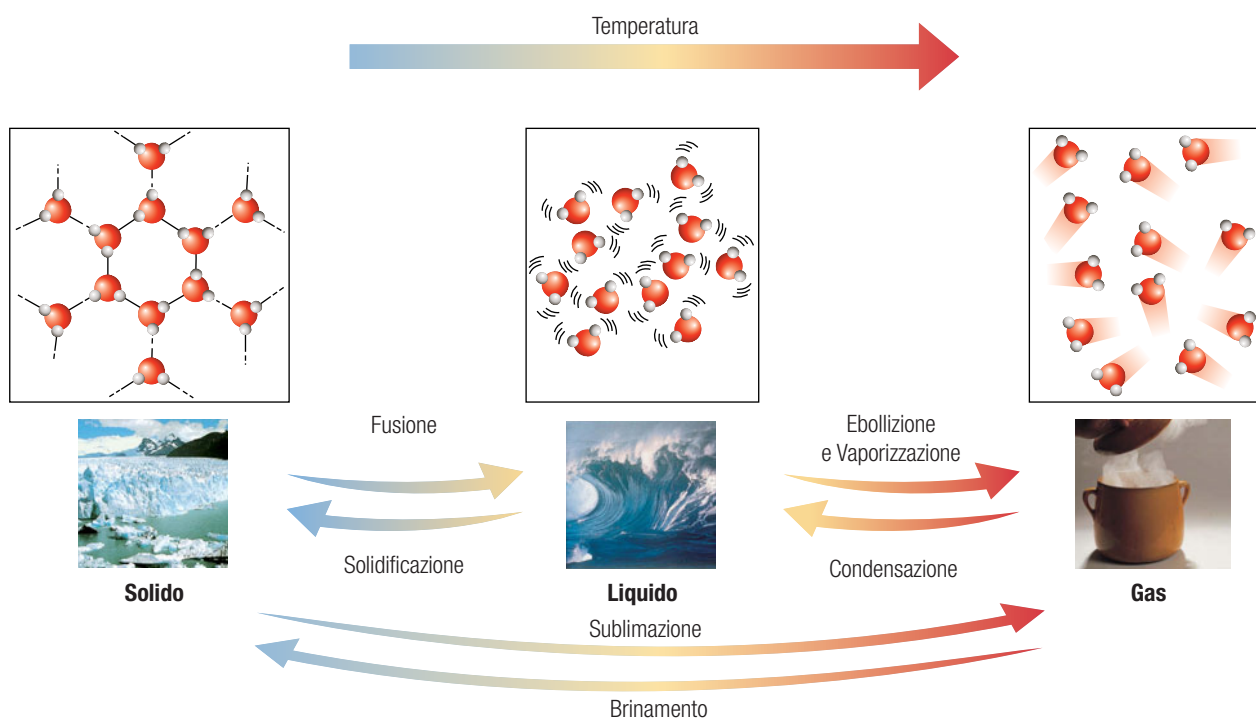


Le sostanze possono presentarsi in tutti gli stati di aggregazione a seconda della temperatura (e della pressione). L'acqua, ad esempio, alla pressione atmosferica e al di sotto della temperatura di 0 °C si trova allo stato solido (ghiaccio), tra 0 °C e 100 °C si trova allo stato liquido e oltre 100 °C si trova allo stato aeriforme.

Un quarto stato della materia, distinto dagli stati solido, liquido e aeriforme, è il **plasma**. Esso è costituito da un gas completamente ionizzato, formato cioè da elettroni liberi (di carica elettrica negativa) e dai nuclei degli atomi corrispondenti (carica positiva). Oltre il 99% della materia costituente l'universo è formato da plasma, mentre sulla Terra esso non è presente in natura.

### 1.3.1 I passaggi di stato

Le trasformazioni fisiche che una sostanza subisce quando passa da uno stato di aggregazione a un altro sono dette **passaggi di stato** (► Fig. 1.7).



Il passaggio dallo stato solido allo stato liquido è la **fusione** e si ottiene somministrando calore al solido stesso. Raffreddando un liquido si ottiene il passaggio inverso: dallo stato liquido allo stato solido. Questo passaggio di stato viene denominato **solidificazione**.

L'**ebollizione** è un passaggio dallo stato liquido allo stato aeriforme che avviene a una determinata temperatura e che coinvolge tutta la massa della sostanza liquida.

Quando invece il passaggio da liquido ad aeriforme avviene solo alla superficie del liquido e a una qualsiasi altra temperatura, si indica con il termine **vaporizzazione** (o evaporazione). Il passaggio inverso dallo stato aeriforme allo stato liquido si indica invece con un solo termine: **condensazione**.

Anche i solidi possono passare direttamente allo stato aeriforme (**sublimazione**) senza lo stato liquido intermedio, così come gli aeriformi possono passare direttamente allo stato solido (**brinamento**).

Fig. 1.7 Passaggi di stato.

**ESERCIZIO 1.5**

**Obiettivo:** prendere coscienza del motivo fondamentale che determina lo stato fisico di una sostanza

Le particelle di una sostanza allo stato liquido, solido o aeriforme sono sempre soggette a due tipi di forze: i moti traslatori e le forze di attrazione. Cosa determina allora lo stato fisico della sostanza?

**ESERCIZIO 1.6**

**Obiettivo:** verificare la comprensione del paragrafo

Per fondere il ferro occorre raggiungere la temperatura di 1540 °C. Pensi che sia possibile ottenere il ferro in forma gassosa? Perché?

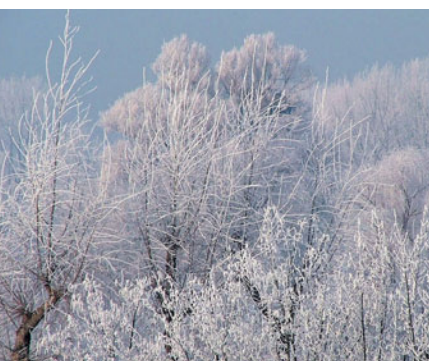
**Risoluzione**

Sì, è possibile, perché...

**ESERCIZIO 1.7**

**Obiettivo:** esercitarsi con le definizioni dei passaggi di stato

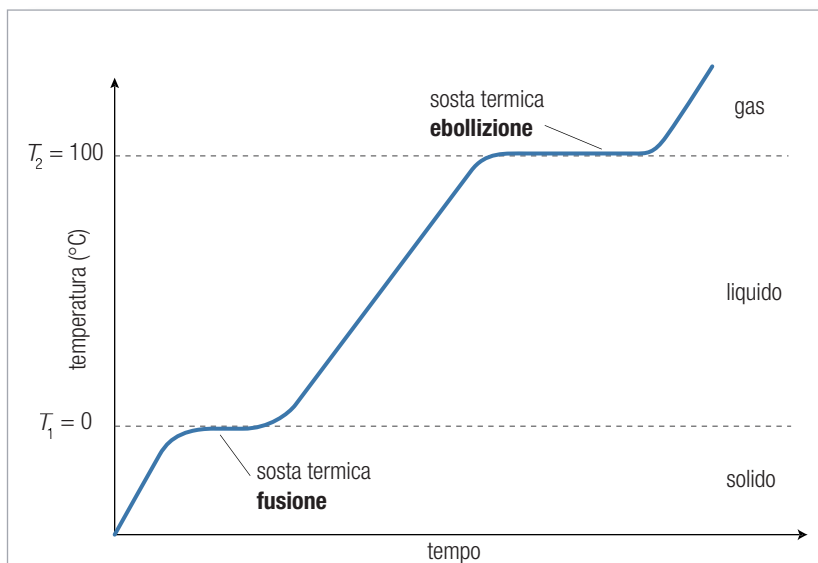
Nelle fredde notti invernali si deposita al suolo uno strato di brina che ricopre tutti gli oggetti. Di quale passaggio di stato si tratta? Spiega.

**1.3.2 Curva di riscaldamento e curva di raffreddamento**

Come precisato nel paragrafo precedente, affinché avvengano i passaggi di stato da solido a liquido e da liquido a gas, è necessario fornire calore; al contrario, per passare dallo stato aeriforme allo stato liquido e da questo allo stato solido è necessario un raffreddamento. Consideriamo ad esempio del ghiaccio, ottenuto dalla solidificazione di acqua distillata ( $H_2O$ ) e conservato in un congelatore alla temperatura di  $-20\text{ °C}$ . Dopo aver tolto dal congelatore il recipiente contenente il ghiaccio e aver posizionato un termometro all'interno di esso, gli forniamo calore (è sufficiente lasciare il recipiente a temperatura ambiente) e annotiamo, a intervalli regolari di tempo, la temperatura indicata dal termometro su un grafico in cui sull'asse delle ascisse venga riportato il tempo e su quello delle ordinate la temperatura in gradi Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) (► Fig. 1.8).



**Fig. 1.8** Curva di riscaldamento dell'acqua.



all'interno di esso, gli forniamo calore (è sufficiente lasciare il recipiente a temperatura ambiente) e annotiamo, a intervalli regolari di tempo, la temperatura indicata dal termometro su un grafico in cui sull'asse delle ascisse venga riportato il tempo e su quello delle ordinate la temperatura in gradi Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) (► Fig. 1.8).

Inizialmente la temperatura aumenta in modo costante finché, raggiunti gli  $0\text{ °C}$  (**temperatura di fusione** o **punto di fusione**), nonostante l'ambiente continui a cedere calore al sistema, quest'ul-



timo si mantiene a temperatura costante: è iniziata la fusione. Durante il passaggio da ghiaccio ad acqua (cioè da solido a liquido), infatti, le due fasi coesistono e la temperatura si mantiene costante; ciò è rappresentato sul grafico da un gradino, detto **sosta termica**.

La temperatura del sistema non cresce durante tutta la fusione poiché il calore fornito viene impiegato per allontanare le molecole di acqua che erano imprigionate nel reticolo cristallino del ghiaccio: le forze di coesione che tengono vicine le particelle nello stato solido devono infatti essere vinte per passare allo stato liquido.

Una volta terminata la fusione, la temperatura ricomincia a salire regolarmente.

A questo punto posizioniamo il recipiente contenente l'acqua su un fornello elettrico e continuiamo ad annotare, a intervalli di tempo costanti, le temperature del sistema.

Si nota così come da 0 a 100 °C la temperatura cresce regolarmente, mentre, raggiunti i 100 °C (**temperatura di ebollizione** o **punto di ebollizione**) alla pressione atmosferica, inizia un'altra sosta termica che corrisponde al passaggio di stato da liquido a gas. Durante la sosta termica le due fasi, liquida e gassosa, coesistono e il calore fornito viene impiegato per vincere le forze di coesione delle particelle del liquido e trasformarlo in vapore. La temperatura ricomincerà a salire progressivamente solo quando il passaggio di stato da liquido a gas sarà completo.

Per qualsiasi sostanza, la sosta termica dell'ebollizione è sempre maggiore di quella della fusione. Ciò è dovuto al fatto che nell'ebollizione non è sufficiente "allentare" le forze di coesione tra le molecole, ma è necessario "annullarle" completamente.

Il grafico ottenuto viene denominato **curva di riscaldamento**; ogni sostanza pura che subisce i passaggi da solido a liquido e da liquido a gas va incontro a variazioni di temperatura che possono essere descritte da una curva di riscaldamento del tutto analoga a quella ricavata per l'acqua distillata. Ogni sostanza pura possiede punti di fusione e di ebollizione ben definiti, che dipendono unicamente dalla natura della sostanza stessa. Perciò la determinazione dei punti di fusione e di ebollizione delle sostanze viene impiegata per il loro riconoscimento.

Consideriamo ora un recipiente chiuso contenente vapore acqueo e procediamo con il suo raffreddamento annotando a intervalli di tempo costanti la temperatura su un grafico analogo a quello costruito precedentemente (➔ Fig. 1.9).

Si nota come la curva che si ottiene (**curva di raffreddamento**) è esattamente inversa a quella di riscaldamento. Si riconoscono due soste termiche, la prima, a 100 °C (**temperatura** o **punto di condensazione**) corrispondente al passaggio dallo stato gassoso allo stato liquido e la seconda, a 0 °C (**temperatura** o **punto di solidificazione**) in corrispondenza del passaggio dallo stato liquido allo stato solido. Durante le soste termiche, il calore ceduto dal si-

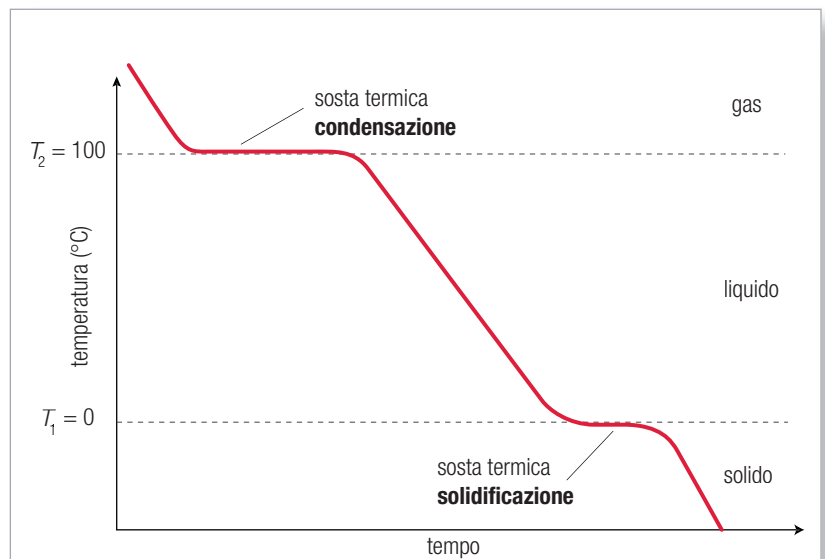
**l'argomento**

Per **sistema** si intende ciò su cui si vuole concentrare l'attenzione e che diventa oggetto di studio.

**l'argomento**

Utilizzando masse diverse della stessa sostanza e stessa quantità di calore fornita o assorbita nell'unità di tempo, si nota un allungamento o un compattamento della curva lungo l'asse del tempo ma nessuna variazione lungo l'asse della temperatura. Per esempio, confrontando le curve di riscaldamento di 1 kg e di 2 kg di ghiaccio, nelle stesse condizioni, si nota che per portare la seconda massa alla completa fusione occorre il doppio del tempo della prima massa, ma che il passaggio di stato avviene sempre alla stessa temperatura.

**Fig. 1.9** Curva di raffreddamento dell'acqua.



Un **minerale** è una sostanza inorganica a composizione chimica definita (elemento o composto), di origine naturale, prevalentemente solida e cristallina.



stema non viene disperso nell'ambiente circostante ma viene impiegato per formare i legami intermolecolari (tra una molecola e l'altra) o interatomici (tra un atomo e l'altro) che aumentano le forze di coesione tra le particelle. Anche le curve di raffreddamento sono analoghe per tutte le sostanze pure; ciò che varia sono le temperature a cui avvengono i passaggi di stato e che dipendono strettamente dalla natura della sostanza considerata.

## 1.4 SISTEMI OMOGENEI ED ETEROGENEI

Nella vita quotidiana è raro trovarsi a contatto con sostanze pure, chimicamente definite; molto più spesso si incontrano **miscele** (o **miscugli**) di due o più sostanze che, come tali, possono avere una composizione variabile e non definita; l'aria che respiriamo, per esempio, è una miscela di diversi tipi di gas; nell'acqua potabile sono disciolti numerosi sali minerali; le rocce sono costituite da un numero variabile di diversi minerali.

Per comprendere la natura della materia, quindi, è necessario iniziare dalla sua osservazione macroscopica; questa però raramente è sufficiente a identificare le sostanze costituenti. Per far questo, è necessario procedere con tecniche più complesse che sfruttano, come precedentemente ricordato, le proprietà sia fisiche sia chimiche delle sostanze in questione.

Per studiare la materia è bene isolare un **sistema**, cioè una porzione limitata di materia ben distinguibile dall'ambiente circostante. Un sistema è quindi ciò su cui si vuole concentrare l'attenzione e che diventa pertanto l'oggetto di studio; se, per esempio, si misura la temperatura di una certa quantità di ghiaccio posta in un contenitore, il ghiaccio è il sistema oggetto di studio, mentre tutto ciò che lo circonda è l'ambiente; anche il contenitore e il termometro fanno parte dell'ambiente.

### ESERCIZIO 1.8

**Obiettivo:** verificare l'apprendimento della definizione di sistema

Si vuole misurare il calore prodotto dalla combustione di una candela in una stanza.

Qual è il sistema? La candela o la stanza? Giustifica la tua risposta.

#### Risoluzione

La candela, perché...

In un sistema possono essere presenti una o più fasi, dove per **fase** si intende **una porzione di materia fisicamente e chimicamente omogenea**.

Quindi una fase mostra contemporaneamente le seguenti caratteristiche:

- 1. è presente un solo stato fisico**, cioè deve essere o fase solida o fase liquida o fase gassosa; in caso contrario siamo in presenza di più fasi;
- 2. la sua composizione chimica è omogenea**, cioè deve essere costituita o da una sostanza pura (per esempio acqua o sale), o da una miscela di più sostanze omogeneamente distribuite all'interno della fase (per esempio acqua salata).

Consideriamo per esempio un cristallo di quarzo purissimo: esso costituisce una sola fase solida, perché ha la stessa composizione chimica ( $\text{SiO}_2$ ) e lo stesso stato fisico in ogni sua parte. Frantumando con un



martello il cristallo, si ottengono numerosi frammenti, ma si è sempre in presenza di una sola fase, identica alla precedente; infatti l'insieme dei frammenti presenta le stesse caratteristiche chimiche e fisiche del cristallo intero.

Portando il cristallo di quarzo a una temperatura sufficientemente elevata, è possibile fonderlo; se consideriamo il momento in cui la fusione è avvenuta solo in parte, potremo distinguere due fasi: una fase liquida (cristallo fuso) e una fase solida (cristallo ancora solido). In tal caso, pur avendo il liquido e il solido la stessa identica composizione, esse si trovano in due stati fisici diversi e costituiscono quindi due fasi diverse.

Un altro esempio di sistema a due fasi è costituito da una miscela di acqua e olio (➔ Fig. 1.10): le due sostanze restano separate in due strati sovrapposti che, pur essendo entrambi liquidi, hanno tra loro diversa composizione chimica. Sono quindi due fasi distinte.



**Fig. 1.10** Esempio di miscela costituita da due fasi liquide, una data dall'acqua e una dall'olio.

### ESERCIZIO 1.9

**Obiettivo:** verificare l'apprendimento della definizione di fase

Al supermercato è possibile trovare in vendita dei detersivi in contenitori trasparenti, in cui è evidente la presenza di due liquidi immiscibili, uno galleggiante sull'altro. Quante fasi sono presenti nel contenitore?

### ESERCIZIO 1.10

**Obiettivo:** applicare e consolidare il concetto di fase

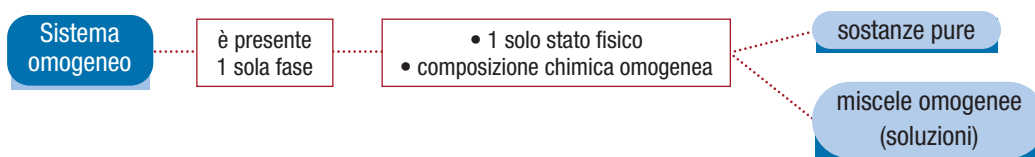
Indica quante fasi sono presenti nei seguenti sistemi:

- un bicchiere contenente acqua e un cubetto di ghiaccio (non considerare il bicchiere)
- un cubetto di ghiaccio frantumato
- una granita di acqua e ghiaccio

In base al numero delle fasi presenti in un sistema, esso può essere classificato come sistema omogeneo o come sistema eterogeneo.

Si definisce quindi **sistema omogeneo** quello in cui è riconoscibile una sola fase; se, al contrario, sono riconoscibili due o più fasi, il **sistema** è detto **eterogeneo**.

Poiché un sistema omogeneo è costituito da una sola fase, esso può essere costituito o da una sostanza pura oppure da più sostanze miscelate in modo da ottenere una composizione finale omogenea: si parla in questo caso di **miscela omogenea** o, più frequentemente, di **soluzione**.



Sistemi omogenei sono tutte le sostanze pure (acqua, oro, zucchero, alcool...) e tutte le soluzioni (aceto, acqua di mare, bevande dolci o alcoliche...).

## ESERCIZIO 1.11

**Obiettivo:** distinguere tra sistema omogeneo ed eterogeneo

Il vino è costituito da acqua, alcool (12%), coloranti e aromi che provengono direttamente dalle uve spremute o che si sono formati in seguito al processo di fermentazione. Il vino è quindi un sistema omogeneo o eterogeneo? Spiega.

**R.** Omogeneo

Nei sistemi eterogenei sono presenti sempre due o più fasi, differenti per stato fisico, per composizione o per entrambe le possibilità:



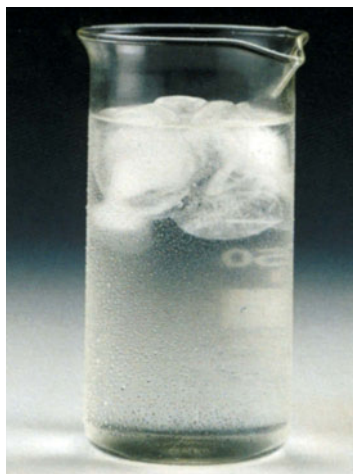
**Fig. 1.11** La sabbia è una miscela eterogenea, come si nota anche dalla semplice osservazione macroscopica dei granuli che la costituiscono.



Come indicato nello schema, le **miscela eterogenee** sono caratterizzate da una composizione chimica non omogenea tra le fasi, mentre una sostanza pura può presentarsi sotto forma di sistema eterogeneo solo se presente in almeno due stati fisici differenti.

In una bibita gassata sono riconoscibili una fase liquida e una fase gassosa: essa è quindi un esempio di miscela eterogenea. Un campione di sabbia è un altro esempio di miscela eterogenea, poiché è costituito da frammenti di roccia solidi (clasti) di diversa composizione chimica, poiché essi sono il risultato della frammentazione di diversi minerali che in precedenza costituivano una roccia coerente (➔ Fig. 1.11).

**Fig. 1.12** Sistema bifasico (costituito da 2 fasi) di acqua e ghiaccio. Il sistema è chimicamente omogeneo.



## ESERCIZIO 1.12

**Obiettivo:** verificare la comprensione della classificazione dei sistemi

Il granito è una roccia composta da cristalli di minerali diversi.

- È quindi un sistema omogeneo o eterogeneo?
- Se si frantuma un pezzo di granito fino a ottenere un mucchio di frammenti costituiti ciascuno da un solo tipo di minerale, che sistema si ottiene?
- Come classificheresti ogni singolo frammento monomineralico? Spiega.

Un caso particolare di sistema eterogeneo si ha quando una sostanza pura è presente nel medesimo sistema in diverse fasi. Ad esempio, se prendiamo un becher con dell'acqua distillata e dei cubetti di ghiaccio derivati dalla solidificazione della stessa, otteniamo un sistema in cui sono riconoscibili due fasi (una liquida e una solida), entrambe però composte da acqua,  $H_2O$  (➔ Fig. 1.12).





I concetti fin qui espressi possono essere riassunti dallo schema seguente:



### 1.4.1 Le miscele omogenee

Nelle miscele omogenee, o **soluzioni**, si parla di **solvente** o di **soluto** per indicare rispettivamente la sostanza presente in maggior quantità nella soluzione o quella presente in minor quantità, disciolta dal solvente.

Nelle soluzioni, le particelle di soluto (di diametro generalmente inferiore a  $5 \text{ nm} = 5 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ ) non sono distinguibili né a occhio nudo né con l'ausilio di strumenti quali lenti di ingrandimento o microscopi, sia ottici sia elettronici.

Le soluzioni sono classificate, a seconda dello stato fisico in cui si presentano, in soluzioni gassose, liquide e solide.

- Nelle **soluzioni gassose** i gas sono sempre miscibili tra loro in ogni rapporto; per questo, dalla mescolanza di due o più sostanze allo stato gassoso, si ottengono sempre delle miscele omogenee. L'aria è un esempio di soluzione gassosa formata da diversi gas.
- Le **soluzioni liquide** possono essere di tre tipi a seconda che il soluto sia un solido, un liquido o un gas:
  - solido in liquido: esempi sono l'acqua potabile, in cui sono disciolti numerosi sali, e una soluzione di sale da cucina, NaCl, in acqua;
  - gas in liquido: il magma, formato da una miscela di rocce allo stato fuso in cui sono disciolti dei gas quali vapore acqueo ( $\text{H}_2\text{O}$ ), metano ( $\text{CH}_4$ ), anidride solforica e anidride solforosa ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ) e altri, è un esempio di soluzione di gas in un liquido. Anche l'acqua di mare o quella continentale portano in soluzione una certa quantità di gas come l'ossigeno ( $\text{O}_2$ ) e il biossido di carbonio ( $\text{CO}_2$ ), derivati dall'attività metabolica degli organismi che le abitano;
  - liquido in liquido: è l'unione di due o più liquidi (**liquidi miscibili**), come acqua ed etanolo ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ).
- Le **soluzioni solide** si formano quando due o più solidi si mescolano tanto da diventare indistinguibili. Il maggior costituente delle Dolomiti, gruppo montuoso delle Alpi orientali, è la dolomite –  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  – un minerale derivato dalla soluzione allo stato solido della calcite ( $\text{CaCO}_3$ ) e della magnesite ( $\text{MgCO}_3$ ) (➔ Fig. 1.13).

Altre soluzioni solide sono le leghe metalliche (par. 14.2.4), ottenute fondendo insieme due metalli e facendo solidificare successivamente la soluzione; alcune leghe metalliche tra le più note sono l'ottone (rame-zinco), il bronzo (rame-stagno) e l'acciaio (ferro-carbonio). In quest'ultimo la lega è formata da un metallo e da un non metallo, il carbonio.

La maggior parte delle meteoriti metalliche (➔ Fig. 1.14) che giungono fino al suolo terrestre sono costituite da una lega di ferro e nichel, Fe-Ni, mai ritrovata tra i materiali della litosfera. Il mancato ritrovamento sulla superficie terrestre ha fatto supporre che tali materiali fossero andati a costituire il nucleo terrestre prima del raffreddamento della crosta.

**Fig. 1.13** Campione di dolomite (il nome viene da Dieudonné Dolomieu, 1750-1801, geologo e mineralogista francese che per primo descrisse il minerale).



**Fig. 1.14** Meteorite metallica costituita da una lega di ferro-nichel.

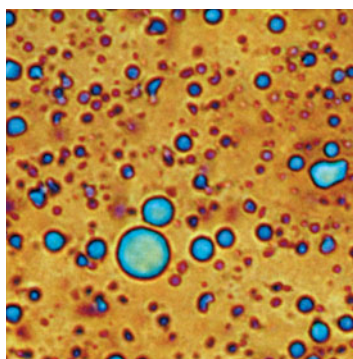




**Fig. 1.15** Campione di granito in cui si riconoscono cristalli diversi: è una miscela eterogenea solido-solido.



**Fig. 1.16** Sospensione di farina in acqua: è una miscela eterogenea liquido-solido.



**Fig. 1.17** Latte osservato al microscopio ottico. Si notano delle gocce di grasso disperse in una fase acquosa; si tratta di un'emulsione.

**Fig. 1.18** La pomice è una miscela eterogenea solido-gas.

## 1.4.2 Le miscele eterogenee

Le miscele eterogenee possono essere costituite da uno o più stati fisici. Nel secondo caso si classificano in base allo stato solido, liquido o gassoso in cui si trovano le diverse parti costituenti. Si ottengono così le seguenti categorie.

- **Miscela eterogenee solido-solido:** le rocce sono un esempio di miscela eterogenea solido-solido. Esse sono infatti degli aggregati naturali di più minerali che, in genere, possono essere distinti con l'osservazione macroscopica della roccia stessa o con l'ausilio di una lente di ingrandimento. In un campione di granito (➡ Fig. 1.15), ad esempio, si riconoscono facilmente i minerali di cui è costituito: cristalli laminari neri e lucenti di biotite, cristalli vitrei di quarzo, cristalli bianchi lattei o rosa di feldspato di potassio e cristalli neri e opachi di anfiboli.

Miscelando un cucchiaino di sale da cucina (cloruro di sodio, NaCl) con uno di zucchero di canna si ottiene un'altra miscela eterogenea solido-solido, in cui le due sostanze sono ben riconoscibili e distinte.

- **Miscela eterogenee liquido-solido:** si formano quando un solido è disperso in un liquido e non si scioglie ma rimane sospeso nel liquido stesso (**sospensione**) oppure si deposita sul fondo del recipiente. È una miscela eterogenea solido-liquido quella formata da sabbia e acqua oppure da farina e acqua (➡ Fig. 1.16).

- **Miscela eterogenee liquido-liquido:** esse si ottengono in seguito all'unione di due o più liquidi che non si sciolgono (**liquidi immiscibili**). Se versiamo in un becher dell'acqua e dell'olio, vediamo che i due liquidi rimangono divisi da una superficie di separazione netta che rende distinguibili le due fasi liquide (➡ Fig. 1.10); anche agitando il sistema notiamo che, una volta ripristinato l'equilibrio, le due fasi tornano a separarsi spontaneamente. Anche il latte, apparentemente omogeneo, è in realtà una miscela eterogenea liquido-liquido dove, come si può notare dall'osservazione al microscopio ottico, piccole particelle di grasso sono finemente disperse in una fase acquosa (➡ Fig. 1.17). Questo tipo di miscela eterogenea viene denominata **emulsione**.

- **Miscela eterogenee liquido-gas:** si ottengono quando una fase gassosa è immersa in un liquido. Una bevanda gassata, in cui siano riconoscibili le bolle di gas, è un esempio di questi tipi di miscele eterogenee.

- **Miscela eterogenee solido-gas:** si ottengono quando piccole quantità di gas vengono intrappolate all'interno di un solido. La pomice, ad esempio, è una roccia vulcanica che deriva dal raffreddamento di una miscela di silicati all'interno della quale sono rimasti intrappolati dei gas che la rendono altamente porosa e leggera (➡ Fig. 1.18).



www.

[www.etas-scuola.it/chimica.html](http://www.etas-scuola.it/chimica.html)

### Miscele di tutti i giorni

La maggior parte dei prodotti commerciali sono miscele ben calibrate di sostanze diverse.



## 1.5 TECNICHE DI SEPARAZIONE

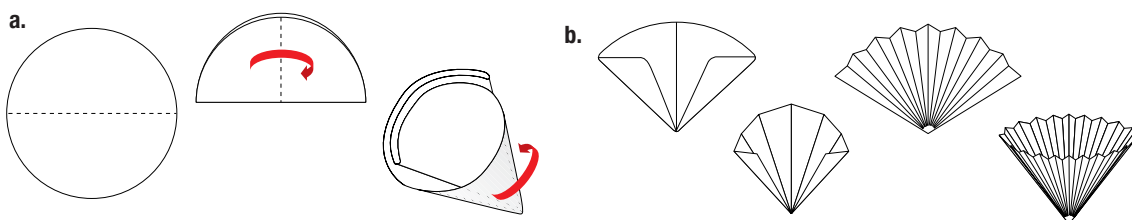
I vari componenti delle miscele, siano esse omogenee o eterogenee, possono essere isolate grazie all'applicazione di opportune tecniche di separazione la cui scelta è dettata dalle proprietà fisiche e chimiche dei componenti della miscela e dal loro stato fisico. Verranno trattate di seguito le tecniche di separazione più usate.

### 1.5.1 Decantazione

Per separare miscugli solido-liquido che hanno costituito una sospensione si può impiegare la tecnica della **decantazione**. Se il solido ha una densità maggiore del liquido in cui è immerso, attendendo un tempo che è tanto maggiore quanto minori sono le dimensioni delle particelle del solido, quest'ultimo si deposita sul fondo del recipiente (**sedimentazione**). A questo punto è possibile versare la fase liquida in un altro recipiente (decantazione); l'operazione va compiuta lentamente (➔ Fig. 1.19), evitando di riportare in sospensione il solido precedentemente sedimentato. A questo scopo è possibile aiutarsi con una bacchetta di vetro: appoggiandola al beccuccio del becher in cui è contenuta la miscela eterogenea, si otterrà la decantazione del liquido facendolo scorrere sulla bacchetta gocciola a gocciola. La decantazione è la tecnica usata per separare il vino da eventuali sedimenti.

### 1.5.2 Filtrazione

La tecnica più comune utilizzata per separare miscele eterogenee solido-liquido è quella della **filtrazione**, che si basa sull'impiego di filtri costituiti da dischi di carta porosa opportunamente piegati e posizionati all'interno di un imbuto (➔ Fig. 1.20), oppure di altri materiali inerti nei confronti della miscela che si vuole trattare. Versando la miscela eterogenea nell'imbuto munito di carta da filtro, la fase solida viene separata dalla fase liquida.



La prima costituirà il **residuo solido**, che rimarrà nella carta da filtro al termine della filtrazione e che dovrà essere lavato e fatto essiccare all'aria o in stufe apposite; la seconda costituirà il **filtrato** che, passata la carta da filtro, verrà raccolto in un recipiente posizionato al di sotto dell'imbuto (➔ Fig. 1.21). La filtrazione è molto utilizzata anche in ambito industriale, sia per recuperare prodotti solidi puri sia per eliminare impurezze solide da soluzioni; infine, viene utilizzata anche per eliminare eventuale materiale particellare dal gas. Un uso recente della filtrazione si può trovare nei filtri antiparticolato applicati alle auto diesel: essi agiscono filtrando i gas di scarico delle automobili e trattenendo le particelle solide, tossiche per l'uomo. Con l'utilizzo di tali filtri accoppiati alle marmitte catalitiche, le auto emettono solo gas di scarico non pericolosi, diminuendo così notevolmente l'inquinamento provocato dalle stesse.

#### Laboratorio 1



Fig. 1.19 Tecnica della decantazione.

Fig. 1.20 Tecnica di piegatura della carta da filtro a cono (a) e a ventaglio (b). La piegatura a cono assicura una maggiore resistenza della carta da filtro ma la superficie filtrante è dimezzata; la piegatura a ventaglio, al contrario, permette di ottenere la massima superficie filtrante ma rende il filtro più debole al vertice della carta stessa.

Fig. 1.21 Tecnica della filtrazione.

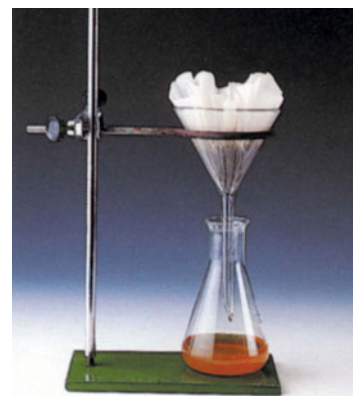




Fig. 1.22 Una centrifuga.

### 1.5.3 Centrifugazione

Se la miscela eterogenea è costituita da particelle solide di piccole dimensioni, aventi però una densità diversa dalla fase liquida in cui sono immerse, si può usare la tecnica della **centrifugazione**. Le centrifughe comunemente usate nei laboratori chimici e biologici sono dotate di una vasca munita di alloggi ove posizionare le provette (di capacità variabile da 1 a 100 ml) contenenti la miscela eterogenea da separare e di un perno centrale per la rotazione della vasca (➔ Fig. 1.22).

Le centrifughe elettriche più moderne ruotano a una velocità che arriva a 40 000 giri/min.

La centrifugazione viene anche usata per separare leucociti, eritrociti e piastrine (gli elementi figurati del sangue) dal plasma, la componente liquida extracellulare; al termine del processo si troveranno le cellule, più dense, sul fondo della provetta e la componente liquida in superficie.

Il tipo di centrifuga più utilizzato industrialmente è chiamato centrifuga a panierino: un sacco di tela viene ruotato a velocità elevata per separare il liquido dal solido, che viene trattenuto nel panierino stesso. Attualmente questa è la tecnica più utilizzata per isolare i principi attivi farmaceutici puri.



Fig. 1.23 Imbuto separatore costituito da un'ampolla che termina in una cannula alla cui estremità inferiore è posto un rubinetto per la regolazione del flusso in uscita.

### 1.5.4 Uso dell'imbuto separatore

Per separare miscele eterogenee liquido-liquido, del tipo acqua e olio, viene comunemente usato uno strumento in vetro chiamato **imbuto separatore** (➔ Fig. 1.23). La miscela eterogenea viene versata nell'imbuto; la fase più densa (par. 12.3) si posizionerà nella parte inferiore di essa, mentre quella meno densa galleggerà sulla prima. Aprendo il rubinetto sarà possibile separare la componente più densa, che potrà essere raccolta in un recipiente posto al di sotto della cannula dell'imbuto separatore.

### 1.5.5 Cristallizzazione

Una tecnica usata per purificare le miscele solido-solido è la **cristallizzazione**. Questa tecnica si basa sulla capacità del solido che si vuole separare di sciogliersi in un dato solvente. Quest'ultimo dovrà essere scelto in modo da sciogliere solo la sostanza utile e non le altre con cui forma il miscuglio.

In questo modo, dopo aver trattato il miscuglio con il solvente in questione, i residui solidi rimasti indisciolti potranno essere separati per filtrazione; facendo poi evaporare il solvente dalla soluzione filtrata, si otterrà il solido cristallizzato e purificato dalle sostanze solide con cui era precedentemente mescolato.

La cristallizzazione può anche avvenire per precipitazione di sali da una soluzione sovrasatura (par. 13.3), in seguito a raffreddamento (➔ Fig. 1.24).



Fig. 1.24 Cristallizzazione del solfato di rame.

## ESERCIZIO 1.13

**Obiettivo:** applicare in semplici contesti le tecniche di separazione descritte

Da millenni si ricava il sale dall'acqua di mare, convogliandola in apposite vasche scavate nel suolo (saline), molto basse e larghe, per permettere l'evaporazione dell'acqua e la cristallizzazione del sale. Il sale che si ricava, però, è frammisto a residui organici e sabbia. Proponi un modo semplice per ottenere del sale puro utilizzando quello ottenuto direttamente da una salina.

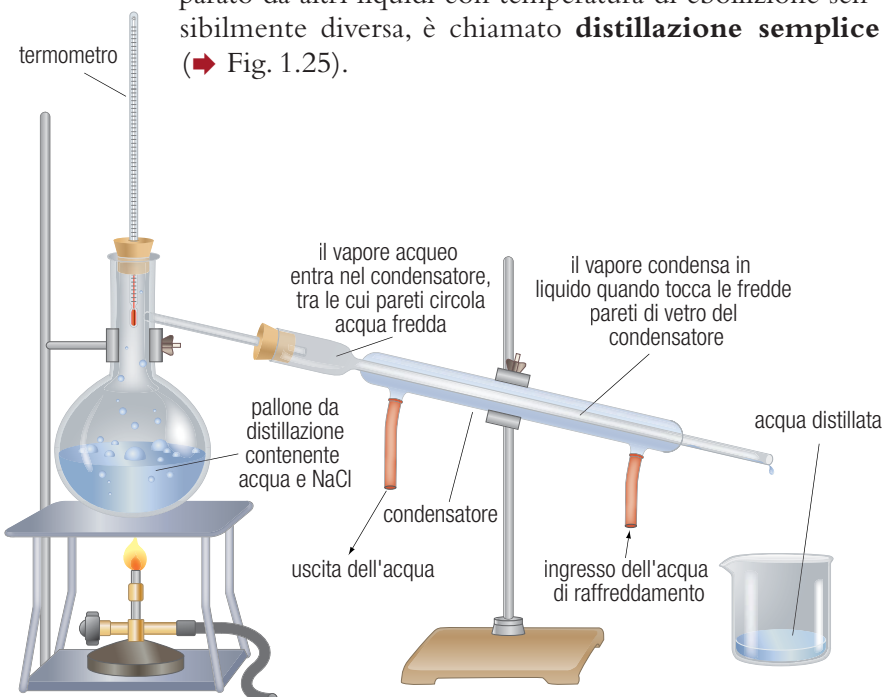
**Traccia:** considera che il sale è solubile in acqua, mentre la sabbia e i residui organici non lo sono



## 1.5.6 Distillazione

La distillazione è la tecnica che permette di separare le sostanze in base alla loro temperatura di ebollizione; si usa per separare soluzioni costituite da due o più liquidi miscibili o da solidi disciolti in liquidi ma è usata anche per separare miscele eterogenee. L'**apparecchio per distillazione** è costituito da un pallone in vetro termoresistente (pyrex) dotato di un termometro, da un condensatore e da un recipiente di raccolta. Consideriamo una soluzione di acqua distillata e cloruro di sodio (NaCl) e supponiamo di voler separare i due componenti: la soluzione viene posta nel pallone di vetro esposto alla fiamma di un becco Bunsen o al calore di un fornello elettrico (preferibile per ragioni di sicurezza). Quando la soluzione comincia a bollire, l'acqua passa allo stato di vapore e viene convogliata nel condensatore. Da qui, tornata allo stato liquido, l'acqua è raccolta in una beuta posizionata allo sbocco del condensatore. Durante il passaggio allo stato di vapore, la temperatura rimane costante e riprende a salire solo al termine di questo passaggio. Nel pallone di vetro si depositano sul fondo i cristalli di NaCl.

Il procedimento descritto, in cui un liquido viene separato da altre sostanze solide disciolte, o quello in cui un liquido viene separato da altri liquidi con temperatura di ebollizione sensibilmente diversa, è chiamato **distillazione semplice** (➔ Fig. 1.25).



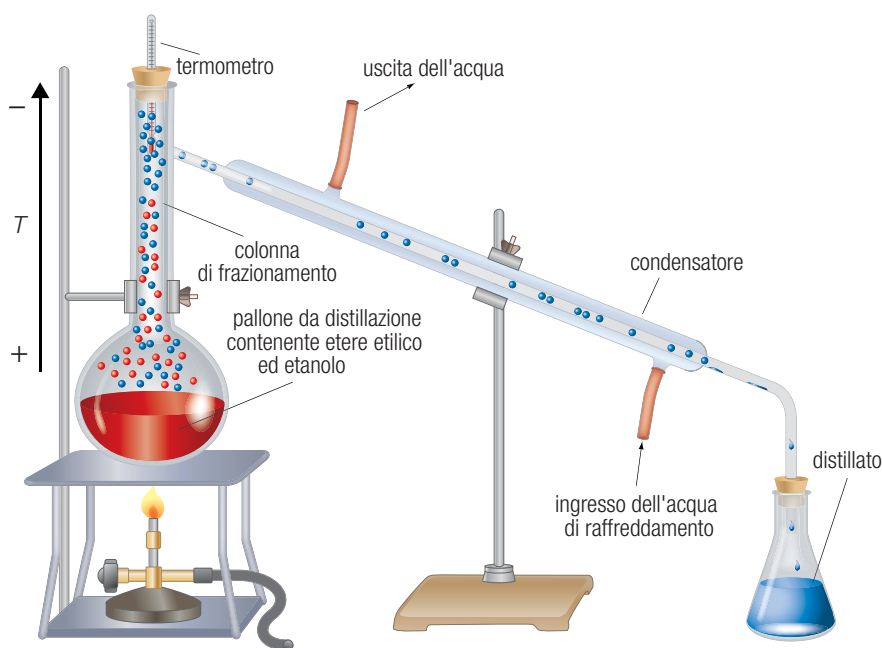
## Laboratorio 6

**Fig. 1.25** Apparecchio per distillazione semplice. Riscaldando il contenuto del pallone si forma il vapore che, entrando nel condensatore, passa allo stato liquido. Il becher raccoglie l'acqua distillata, il sale rimane nel pallone da distillazione.

Per separare soluzioni costituite da liquidi con punti di ebollizione vicini si ricorre alla **distillazione frazionata** (► Fig. 1.26). L'altezza della colonna in questo caso è superiore a quella di una colonna di distillazione semplice e ciò permette l'instaurarsi di una notevole differenza di temperatura tra la parte inferiore e la parte superiore della colonna.

Quando la miscela liquida entra in ebollizione, i vapori dei suoi componenti risalgono lungo la colonna, incontrando temperature via via inferiori. A una certa altezza, i componenti meno volatili si condenseranno (la temperatura è troppo bassa perché possano mantenersi allo stato di vapore) mentre il più volatile raggiungerà la testa della colonna e passerà allo stato liquido solo nel condensatore. Questa tecnica ha notevoli applicazioni in ambito industriale: il recupero delle benzine e delle nafta dal petrolio si basa su processi di distillazione frazionata ben studiati e noti.

**Fig. 1.26** Apparecchiatura per la distillazione frazionata. La soluzione presente nel pallone è formata da etere etilico ( $C_2H_5)_2O$  (t. eb.  $35\text{ }^\circ\text{C}$ ) ed etanolo  $CH_3CH_2OH$  (t. eb.  $78\text{ }^\circ\text{C}$ ). In figura il metanolo, è rappresentato in blu, l'etanolo in rosso. I vapori dei due alcoli mescolati entrano nella colonna di frazionamento; qui i vapori di etanolo, risalendo lungo la colonna, si raffreddano, condensano e ricadono verso il basso. Il metanolo invece, più volatile, sale maggiormente lungo la colonna separandosi così dai vapori dell'altro alcool. In tal modo, i vapori di metanolo distillano e possono essere raccolti nella beuta posizionata al termine del condensatore.



### Laboratorio 17

## 1.5.7 Estrazione con solventi

Per separare le componenti di una soluzione con più soluti è possibile sfruttare la diversa solubilità che i solventi hanno nei confronti delle varie sostanze. Consideriamo una soluzione acquosa in cui siano disciolti due soluti, A e B, che si vogliono separare. Se si individua un solvente immiscibile in acqua ma in cui A è solubile, questo può essere separato dalla soluzione iniziale. Aggiungendo infatti il solvente scelto alla soluzione data e agitando il tutto, esso estrarrà dalla soluzione il soluto A, poiché A si scioglie di più in esso. Essendo il solvente scelto insolubile in acqua, si formeranno due fasi: una costituita dall'acqua con il soluto B disciolto, e una con il solvente e il soluto A disciolto. A questo punto, facendo uso di un imbuto separatore, sarà possibile separare le due fasi e successivamente isolare i due soluti per cristallizzazione.

www.

[www.etas-scuola.it/chimica.html](http://www.etas-scuola.it/chimica.html)



## Preparati erboristici

L'erboristeria ha preceduto la chimica nell'utilizzo delle tecniche di separazione.

**ESERCIZIO 1.14**

**Obiettivo:** individuare le tecniche di separazione più adatte in un processo industriale

Per estrarre l'olio di semi (arachide, girasole, vinaccioli...) sono generalmente necessarie diverse fasi di lavorazione.

Prima i semi vengono frantumati, successivamente vengono messi a macerare in un solvente organico (esano o altri) che scioglie l'olio contenuto nei semi.

Poi si separano i semi macerati dalla miscela liquida e infine si separa il solvente dall'olio portando la miscela all'ebollizione.

Seguono altre fasi di lavorazione prima del confezionamento e della vendita del prodotto.

Individua i tre metodi di separazione che vengono applicati in questo processo industriale.



## Breve storia della distillazione

Le origini della distillazione sono antichissime e non del tutto chiare. Pare che i primi a utilizzare questa tecnica siano stati gli Egizi o i Persiani per la produzione di medicinali ed essenze estratte da piante officinali. Alcuni scritti testimoniano infatti che gli Egizi usavano la distillazione già nel 4000 a.C. Questi avrebbero in seguito tramandato la loro invenzione agli Arabi. Le prime testimonianze scritte sulla distillazione del vino e sulla concentrazione dell'alcool risalgono solo all'XI secolo. Lo sviluppo della distillazione del vino e della vinaccia ha beneficiato di un notevole contributo dall'Italia. Fu proprio in Italia infatti che gli alchimisti distillarono per primi l'*aqua vitae*, cioè l'acqua di vita, ossia la grappa.

La pratica della distillazione si diffuse rapidamente in tutta Italia e in Europa e nel XV e nel XVI secolo la distillazione delle vinacce e la produzione di grappa erano ampiamente praticate nel Friuli-Venezia Giulia e in Veneto: già a quei tempi infatti il famoso distillato italiano era esportato in diversi paesi europei (➔ Fig. 1.27).

Negli anni successivi l'attenzione si focalizzò sullo sviluppo di dispositivi capaci di aumentare la concentrazione dell'alcool. La prima colonna di distillazione venne messa a punto solo nel 1700 grazie allo scienziato olandese Hermann Boerhaave.



**Fig. 1.27** Un processo di distillazione, in una rappresentazione del XVI secolo.

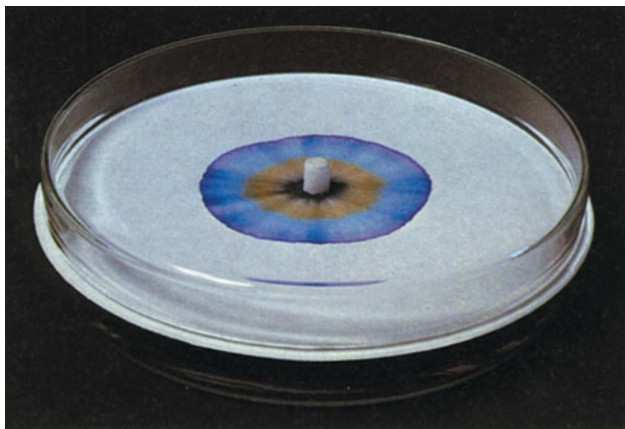
**Hermann Boerhaave**  
(1668-1738).  
Professore di medicina e botanica all'Università di Leida, approfondì anche lo studio della chimica, di cui ottenne la cattedra. Tra le sue opere ricordiamo *Elementa chemiae quae anniversario labore docuit in publicis privatisque scholis* (1724).

**l'ingine**  
4



### 1.5.8 Cromatografia

Per separare miscele omogenee complesse, come quelle costituite dai pigmenti fotosintetici presenti nei vegetali, si utilizza la **cromatografia**, messa a punto nel 1906 dal biochimico russo Mikhail Cvet (a volte indicato anche come *Tswett*); fu proprio grazie a questa tecnica che egli riuscì a separare i pigmenti ricavati da un estratto vegetale, individuando così l'esistenza di due tipi di clorofilla (clorofilla *a* e *b*). La cromatografia si basa sull'**adsorbimento selettivo** cioè sulla capacità che hanno alcune sostanze, disciolte in un dato solvente, di fissarsi su materiali inerti come la carta da filtro, la silice, l'allumina e il gesso.



**Fig. 1.28** Esempio di cromatografia su carta.

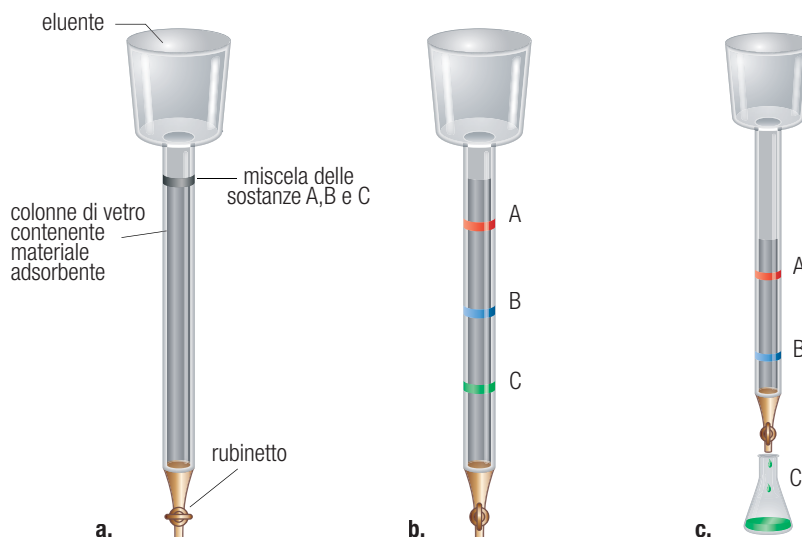
Se vogliamo separare i pigmenti presenti in un inchiostro si può eseguire una cromatografia **su carta** (► Fig. 1.28).

Su una striscia di carta da filtro si opera una semina dell'inchiostro da separare (basta tracciare una riga orizzontale prestando attenzione che disti 1-1,5 cm dal bordo inferiore); la carta da filtro con l'inchiostro depositato è bagnata con un solvente opportuno, detto **eluente**.

L'eluente risalirà lungo la carta da filtro per capillarità e trascinerà verso l'alto i componenti dell'inchiostro che si fisseranno ad essa a diverse altezze, a seconda della loro capacità di legarsi alla carta: quelle con legami più forti verranno trattenute meglio e resteranno più in basso sulla carta.

Un altro tipo di cromatografia si esegue **su colonna**: la miscela da separare viene versata in una colonna di vetro riempita di allumina o talco imbevuti di eluente.

Successivamente viene versato l'eluente che, scendendo lungo la colonna, separa i componenti della miscela che possono essere raccolti uno a uno al termine della colonna stessa (► Fig. 1.29).



**Fig. 1.29** Esempio di cromatografia su colonna: **a.** istante iniziale, **b.** dopo aver versato un certo volume di eluente puro, **c.** raccolta del componente C della miscela.





La cromatografia non ha un utilizzo industriale: il suo sviluppo, però, ha portato alla nascita di tutte le più moderne tecniche analitiche di laboratorio che permettono di determinare e separare i componenti di una miscela con un'ottima risoluzione.

### ESERCIZIO 1.15

**Obiettivo:** *applicare i principi teorici della cromatografia al di fuori del contesto scolastico*

A volte capita che la bottiglietta di acqua custodita nello zaino non sia ben chiusa e libri e quaderni vengano bagnati. Succede allora che pagine di appunti scritte con cura si macchino di diverse strisce colorate, generate dall'acqua assorbita dalla carta. Come è possibile che l'acqua abbia un tale effetto sull'inchiostro? Che cosa è successo? Spiega.

### 1.5.9 Tecniche di estrazione di minerali utili

Alcune tecniche di separazione vengono usate specificatamente per separare minerali utili (dai quali è possibile ricavare, ad esempio, dei metalli) dalla ganga, cioè dagli altri minerali presenti nella roccia e che non trovano impiego nell'industria.

Una di queste tecniche è la **flottazione** che si basa sulla proprietà di alcuni solidi di bagnarsi a contatto con l'acqua (solidi idrofili) oppure no (solidi idrofobi).

Questo metodo trova impiego per separare la blenda ( $ZnS$ ) e la galena ( $PbS$ ), minerali da cui si ricavano zinco e piombo, dalla fluorite ( $CaF_2$ ). La roccia madre viene frantumata in modo che ogni frammento sia monomineralico, cioè costituito da un solo minerale, e immesso in una vasca contenente acqua e nafta o altre sostanze oleose.

La fluorite, idrofila, non si unge a contatto con le sostanze oleose e si deposita sul fondo della vasca. La blenda e la galena, al contrario, sono idrofobe e si avvolgono della sostanza grassa. Insufflando nella vasca aria ad alte pressioni, quest'ultima aderisce alle particelle di grasso e quindi ai minerali metallici, portandoli in superficie. A questo punto blenda e galena possono essere facilmente tolte dalla vasca di contenimento tramite delle palette forate.

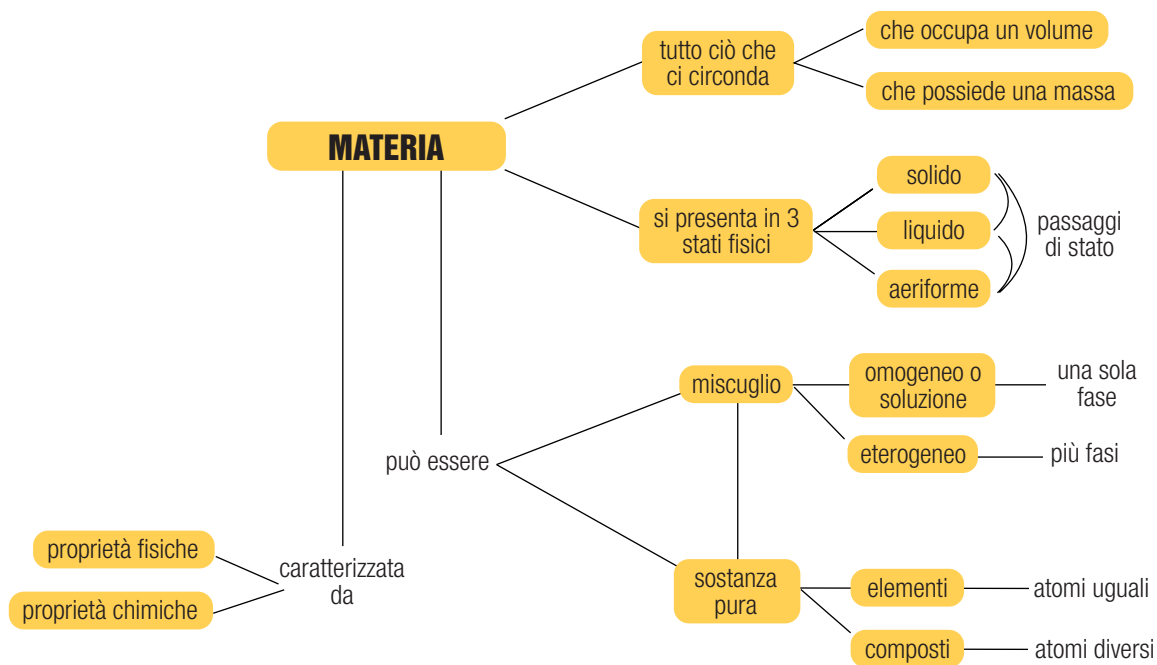
Se il minerale che si vuole ricavare ha proprietà magnetiche (per esempio la magnetite,  $FeOFe_2O_3$ , e l'ematite,  $Fe_2O_3$ ), è possibile sfruttare questa caratteristica fisica per isolarlo dagli altri minerali presenti nella roccia di origine.

La roccia viene innanzitutto frantumata in frammenti monomineralici e, in seguito, il materiale frantumato viene fatto passare su un nastro trasportatore che termina in prossimità di un magnete.

I frammenti, lasciati cadere nel vuoto, seguiranno direzioni diverse a seconda che siano costituiti da materiali con proprietà magnetiche o meno; i primi seguiranno una traiettoria deviata rispetto alla verticale a causa dell'attrazione esercitata dal magnete e saranno raccolti in un recipiente posizionato in modo opportuno; i secondi, invece, non subendo l'effetto del magnete, cadranno lungo la verticale e saranno raccolti separatamente dai minerali magnetici.

**Idrofilo**, termine che deriva dal greco hydro, acqua, e philos, amico, indica l'affinità di una sostanza con l'acqua. Al contrario, **idrofobo**, dal greco hydro, acqua, e phobos, paura, si riferisce a una proprietà fisica di alcune sostanze di essere respinte dall'acqua.

**Idrofilo**



## Scrivi un breve riassunto dei paragrafi indicati, seguendo la traccia proposta.

- 1.1
  - a. La differenza esistente tra atomi e molecole consiste in... mentre elementi e composti si differenziano per...
  - b. Una sostanza pura è...
- 1.2
  - a. Le proprietà fisiche e chimiche sono...
  - b. Le trasformazioni fisiche e chimiche si differenziano per...
- 1.3
  - a. Lo stato solido è caratterizzato da...
  - b. Lo stato liquido si differenzia dallo stato solido per...
  - c. Lo stato aeriforme è costituito da particelle che...
  - d. Il plasma è uno stato della materia...
- 1.3.1 I passaggi di stato sono...
- 1.3.2
  - a. La curva di riscaldamento (raffreddamento) si ottiene... e il suo andamento si suddivide in queste zone...
  - b. La sosta termica indica che...
- 1.4
  - a. Sistema e ambiente sono...
  - b. Una fase è...
  - c. I sistemi sono omogenei ed eterogenei, cioè...
  - d. Le miscele sono omogenee ed eterogenee, cioè...
- 1.4.1
  - a. Una soluzione è...
  - b. Diversi tipi di soluzioni sono...
- 1.5
  - a. La decantazione consiste in...
  - b. Per operare una filtrazione bisogna...
  - c. La centrifugazione si effettua tramite...
  - d. La cristallizzazione si ottiene...
  - e. Per distillare è necessaria l'apparecchiatura... e si opera così...
  - f. La distillazione semplice e frazionata si differenziano per...
  - g. L'estrazione con solventi si effettua tramite... ed è necessario che il solvente aggiunto sia...
  - h. La cromatografia si basa sul principio... e si esegue...
  - i. La flottazione consiste in... e si usa per...

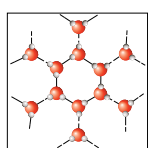
Sostanze pure e miscele

PARAGRAFI 1.1 - 1.2 - 1.3

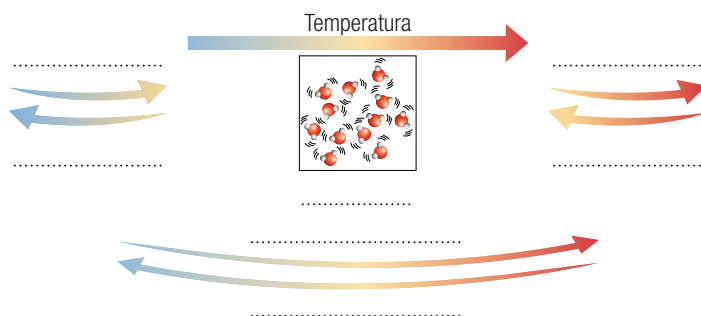
- 1** Che cos'è la materia?
- 2** Che cos'è un elemento? E un composto?
- 3** Di ognuna delle sostanze specifica se si tratta di un elemento (E) o di un composto (C).  

a) oro .....	e) $P_4$ .....
b) $H_2$ .....	f) $CO_2$ .....
c) rame .....	g) $NaCl$ .....
d) sodio .....	h) $H_2SO_4$ .....
- 4** Che cosa si intende per sostanza pura? Fornisci almeno due esempi di sostanze pure.
- 5** Che tipi di strutture possono presentare le sostanze?
- 6** Che cos'è una molecola?
- 7** Che cos'è uno ione?
- 8** Quali dati si possono utilizzare per riconoscere le sostanze pure?
- 9** Che cosa sono le proprietà fisiche?
- 10** Che cosa si intende per trasformazione chimica?
- 11** Di seguito sono elencate alcune trasformazioni subite da sostanze: specifica se si tratta di trasformazioni fisiche (F) o chimiche (C).  

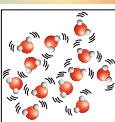
a) dissoluzione del sale da cucina in acqua .....
b) evaporazione dell'acqua .....
c) cambiamento di colore della fluorite ( $CaF_2$ ) quando sottoposta all'illuminazione di una lampada a raggi UV .....
d) arrugginimento del ferro
e) annerimento di una patata esposta all'aria.....
f) effervescenza prodotta da una pasticca effervescente quando posta in acqua .....
g) fratturazione di una roccia .....
- 12** Elenca le caratteristiche dello stato solido, dello stato liquido e dello stato gassoso.
- 13** Completa lo schema sottostante usando i termini appropriati.



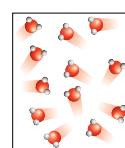
.....



Temperatura



.....



.....

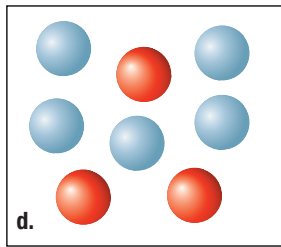
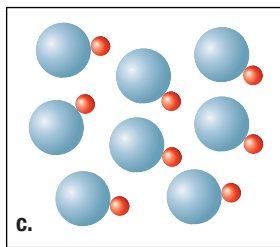
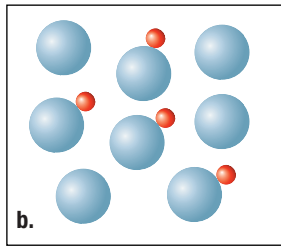
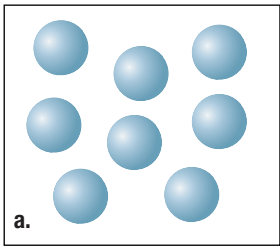
PARAGRAFO 1.4

- 14** Che cos'è una miscela?
- 15** Fornisci una definizione di sistema.
- 16** Fornisci una definizione di fase.
- 17** Che differenza c'è tra un sistema omogeneo e un sistema eterogeneo? Fornisci un esempio per ciascun tipo di sistema.
- 18** Il granito è una sostanza pura? Rispondi giustificando la risposta.
- 19** Il latte è una soluzione? Rispondi giustificando la risposta.
- 20** Che differenza c'è tra una sospensione e un'emulsione?
- 21** I gas possono formare miscele eterogenee? Perché?
- 22** Che cosa si intende per liquidi miscibili? Fornisci un esempio di due liquidi tra loro miscibili.
- 23** Che cosa si intende per liquidi immiscibili? Fornisci un esempio di due liquidi tra loro immiscibili.
- 24** Raccogliendo della terra da un giardino si ha a che fare con una sostanza, una miscela omogenea o una miscela eterogenea?
- 25** Che cos'è una lega metallica?
- 26** Da che cosa sono costituite le meteoriti?
- 27** Un sistema omogeneo può essere una sostanza pura? Fornisci un esempio.
- 28** Un sistema eterogeneo può essere chimicamente definito?

**29** Divide the materials below between elements (E), compounds (C), solutions (S) or heterogeneous systems (HS).

- |                     |       |                          |       |
|---------------------|-------|--------------------------|-------|
| a) sulfur           | ..... | h) oxygen                | ..... |
| b) water            | ..... | i) air                   | ..... |
| c) SiO <sub>2</sub> | ..... | l) platinum              | ..... |
| d) earth            | ..... | m) glass                 | ..... |
| e) cough syrup      | ..... | n) bronze                | ..... |
| f) juice            | ..... | o) calcite               | ..... |
| g) milk             | ..... | p) sand and iron filings | ..... |

**30** Considera le seguenti rappresentazioni e indica se si tratta di un elemento, di un composto, di una miscela di elementi o di una miscela di elementi e composti.



PARAGRAFO 1.5

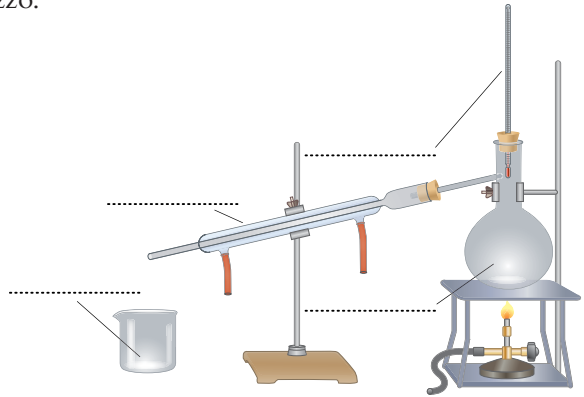
**31** Su quali proprietà si basano le tecniche di separazione delle sostanze?

**32** Descrivi quando è possibile applicare la decantazione e su cosa si basa. Secondo te è una tecnica di separazione efficace? Perché?

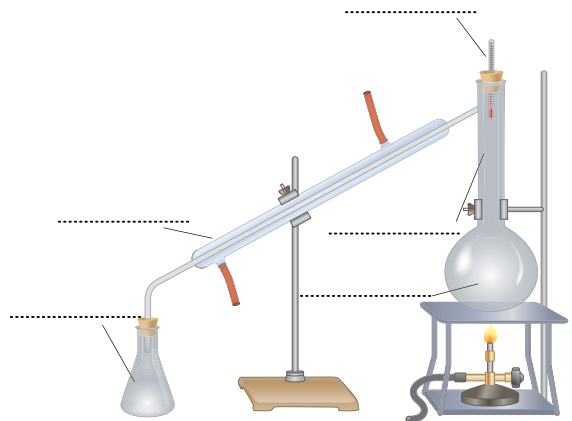
**33** Descrivi i passaggi e l'apparecchiatura necessaria per separare una miscela eterogenea costituita da acqua e sabbia.

**34** Ritaglia due dischi di carta dal diametro di circa 15 cm l'uno e prova a piegarli come descritto in figura 1.20.

**35** Descrivi l'apparecchiatura del disegno specificando il nome di ciascun componente e l'utilizzo.



**36** Descrivi l'apparecchiatura del disegno specificando il nome di ciascun componente e l'utilizzo. Che differenza c'è dall'apparecchiatura dell'esercizio precedente?

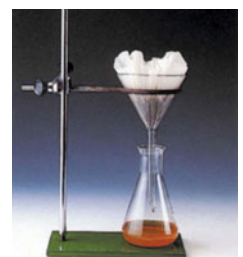


**37** Descrivi i passaggi e l'apparecchiatura necessaria per separare una soluzione costituita da acqua e cloruro di sodio.

**38** Descrivi i passaggi e l'apparecchiatura necessaria per separare una soluzione costituita da acqua e alcool etilico.

**39** Su che cosa si basa la tecnica dell'estrazione con solventi?

**40** Che cos'è lo strumento indicato in figura? A cosa serve?



Sostanze pure e miscele

**41** Che cos'è la cromatografia? Per che cosa viene impiegata?

**42** Scegli il termine che completa correttamente ciascuna affermazione.

- a) Una porzione di materia delimitata da superfici nette e definite è detta .....
- b) In una soluzione la sostanza presente in maggior quantità è il .....
- c) In una soluzione la sostanza presente in minor quantità è il .....
- d) Composti ed elementi sono .....
- e) Un sistema ..... è costituito da una sola fase.
- f) Un sistema ..... è costituito da più fasi.
- g) Un ..... è costituito da un solo tipo di atomi.
- h) Un ..... è costituito da due o più specie di atomi diverse.
- i) Il colore è una proprietà .....
- l) L'arrugginimento del ferro è un esempio di .....
- m) Il passaggio da stato solido a stato aeriforme è detto .....
- n) Il passaggio da stato solido a stato liquido è detto .....
- o) Il passaggio da stato liquido a stato aeriforme è detto .....
- p) I passaggi di stato sono trasformazioni .....
- q) Due liquidi miscibili formano una .....
- r) Acqua e olio sono due liquidi .....
- s) La ..... è una tecnica che si usa per separare sostanze aventi temperature di ebollizione diverse.
- t) La ..... si basa sul principio dell'adsorbimento selettivo.
- u) La sabbia è una miscela .....

**43** Scegli il termine o la frase che completa correttamente l'affermazione data.

- a) ..... non è una sostanza pura.
  - A il latte
  - B l'oro
  - C l'anidride carbonica
  - D lo iodio

- b) ..... è un composto.
  - A la sabbia
  - B il cloruro di sodio
  - C l'ossigeno
  - D il fosforo
- c) ..... non ha una struttura molecolare.
  - A CO<sub>2</sub>
  - B l'acqua
  - C l'ammoniaca
  - D il cloruro di sodio
- d) Una soluzione è .....
  - A una miscela eterogenea
  - B una miscela omogenea
  - C un composto
  - D un'emulsione
- e) ..... formano una miscela eterogenea.
  - A acqua e alcool etilico
  - B metanolo ed etanolo
  - C acqua e olio
  - D acqua e zucchero
- f) Acqua e alcool etilico possono essere separati per .....
  - A distillazione
  - B filtrazione
  - C decantazione
  - D cromatografia
- g) Con la distillazione si separano liquidi con differente .....
  - A densità
  - B massa
  - C temperatura di ebollizione
  - D temperatura di fusione
- h) Se in un sistema sono riconoscibili 3 fasi esso è .....
  - A un composto
  - B una soluzione
  - C una miscela omogenea
  - D una miscela eterogenea
- i) Se consideriamo una soluzione di 100 ml di acqua e 10 g di NaCl, l'acqua è .....
  - A il soluto
  - B una fase del sistema
  - C il solvente
  - D nessuno dei tre

**44** Indica l'apparecchiatura e i passaggi necessari per separare una miscela eterogenea di sabbia, cloruro di sodio e limatura di ferro.

**45** Una miscela omogenea è costituita da due liquidi, A e B. Il liquido A bolle a 70 °C e il liquido B bolle a 79 °C. Spiega come effettuare la separazione della miscela.

**46** Individua la tecnica per separare una miscela omogenea di A+B sapendo che A è solubile in trielina e B in acqua (acqua e trielina sono tra loro immiscibili).