Capitolo 1 Le grandezze e le misure

Hai capito?

pag. 3 Massa, volume, temperatura.
pag. 5 $1{,}93 \cdot 10^{10}$ W
pag. 6 **A** $5{,}32 \cdot 10^{2}$ nm; $5{,}32 \cdot 10^{3}$ Å
pag. 6 **B** 200 cm^3 = 200 mL
pag. 8 **A**

	Massa, *m*	Peso, *P*
definizione	misura dell'inerzia di un corpo	massa × accelerazione di gravità
strumento di misura	bilancia	dinamometro
unità di misura	kilogrammo (kg)	newton (N)
caratteristiche	caratteristica di ciascun corpo	cambia da un luogo all'altro

pag. 8 **B** *Vedi* teoria pagg. 1 e 8; platino; piombo.
pag. 10 ■ b
■ Maggiore; 1 g di argento.
pag. 12 ■ Giove.
■ 255 K
■ a) Corretto; b) non corretto: la scala Kelvin non ha valori negativi; c) non corretto: il simbolo è °C; d) non corretto: il simbolo è K.
pag. 15 a) F; b) V; c) F; d) V

Test

1 C; **2** C; **3** B; **4** A; **5** A; **6** B; **7** C; **8** C

Quesiti e problemi

9 La chimica è la scienza che studia gli aspetti sia macroscopici sia microscopici o particellari della materia.
10 *Vedi* teoria pag. 1.
14

Misura	Misura (SI)
153 mg	0,000153 kg
3 mm	0,003 m
50 min	3000 s
25 L	0,025 m^3

15 a) 0,0000000153 m ($1{,}53 \cdot 10^{-8}$ m); b) 0,074 m ($7{,}4 \cdot 10^{-2}$ m); c) 50 m; d) 9,68 m
16 a) 4,5 kg; b) $8 \cdot 10^{-10}$ kg; c) 7,8 kg; d) $1{,}35 \cdot 10^{-5}$ kg; e) $1{,}005 \cdot 10^{-2}$ kg
17 10 μm = 10^3 nm = 10^{-3} mm = 10^{-6} m
18 a) $1{,}35456 \cdot 10^{3}$; b) $5{,}68 \cdot 10^{-3}$; c) 0,00011; d) 798
19 a) $6{,}00 \cdot 10^{-4}$ m^3; b) $3{,}0 \cdot 10^{10}$ m^3; c) $9 \cdot 10^{5}$ m^3; d) $4{,}5 \cdot 10^{-8}$ m^3; e) 0,186 m^3; f) $1{,}2 \cdot 10^{-5}$ m^3; g) $5{,}0 \cdot 10^{-7}$ m^3
21 m = 2,53 kg
Se l'accelerazione raddoppia la massa non cambia.
$P_2 = 2P_1$ = 49,8 N
22 m = 5,0 kg
23 L'olio è meno denso dell'acqua.
26 0,873 g/cm^3
27 Massa aria = 1,9 g
Massa acqua = $1{,}5 \cdot 10^{3}$ g
28 0,883 g/cm^3
29 0,0893 g/L
30 Sì, conoscendo il volume del corpo e il valore di *g*.
31 $1{,}28 \cdot 10^{-3}$ g/cm^3

32 La *temperatura* è una grandezza intensiva che misura quanto un corpo è caldo o freddo; il *calore* è una modalità di trasferimento di energia da un corpo a temperatura maggiore a uno a temperatura inferiore.

33

	t (°C)	*T* (K)
ghiacciolo	−18	255
minestra	80	353
azoto liquido	−203	70
lava	800	1073
fotosfera solare	5511	5784

34 Il calore è una proprietà estensiva.
35 Sì, perché la temperatura media del corpo umano (37 °C) è superiore al punto di fusione del gallio (29,8 °C).
36 No, si ottiene dalla differenza fra due valori misurati.
37 I rilevamenti sono stati compiuti con strumenti non adeguati.
38 Media: 20,7 s
Errore assoluto: 0,3 s
Errore relativo: 0,01
Errore percentuale: 1%
39 [A] Più precisa; [C] più accurata.
40 a) 3; b) 5; c) 6; d) 3
41 a) 8,1 m; b) 18 g; c) 80 mL; d) 0,53 μL; e) 0,058 nm; f) $1{,}3 \cdot 10^3$ μm
42 a) $4{,}77 \cdot 10^{-5}$, 3 cifre significative; b) $1{,}10 \cdot 10^4$, 3 cifre significative; c) $2{,}4 \cdot 10^{11}$, 2 cifre significative
43 a) 16,0 g
b) 7,1 g/mL
c) $1{,}6 \cdot 10^3$ J/(g · K)
d) $7{,}1 \cdot 10^2$ cal/g
e) 10,1 m/s
44 a) 624 cm^2; b) 10,3 kg; c) 14 g/mL; d) 14 m/s

Laboratorio delle competenze

45 Il risultato è 1,8 g; la seconda cifra decimale non è significativa.
46 A bronze sphere has a greater mass.
47 202.0 K. $T = 184.0$ K
48 a) <; b) =; c) >
50 0,171 cm^3
51 $7{,}0 \cdot 10^{-6}$ m; $7{,}0 \cdot 10^3$ nm; $7{,}0 \cdot 10^6$ pm; circa 1400
52 $8{,}83 \cdot 10^3$ N; $3{,}34 \cdot 10^3$ N
53 Distanza Nettuno-Sole: $4{,}497 \cdot 10^{12}$ m
Ordine di grandezza: 10^{12}
Distanza Mercurio-Sole: $5{,}79 \cdot 10^{10}$ m
Ordine di grandezza: 10^{11}
54 15,75 g; con 2 cifre significative: 16 g.
55 Fosforo bianco.
56 Sì: è Ni.
57 $d = 0{,}915$ g/cm^3
58 No, occorrono 1,27 dm^3 per contenere 1,000 kg di alcol etilico.
59 123 kg
60 Perché l'acqua salata è più densa ed è più facile il galleggiamento; il Mar Morto contiene acque con elevatissima salinità e quindi densità maggiore.

■ Capitolo 2 Le trasformazioni fisiche della materia

Hai capito?

pag. 24 ■ Aeriforme. ■ Liquido.
pag. 27 a) F; b) V; c) V
pag. 28 300 g/L
pag. 29 Rimane invariata; circa 58 °C.; cloruro di sodio.
pag. 31 I cubetti di olio andranno a fondo.

Test

1 C; **2** D; **3** D; **4** B; **5** D; **6** C; **7** D; **8** B

Quesiti e problemi

9

GLI STATI FISICI DELLA MATERIA				
STATO SOLIDO	volume e forma propri	densità alta	incomprimibili a pressioni non elevate	es. sale da cucina e ferro a temperatura ambiente e pressione atmosferica
STATO LIQUIDO	volume proprio ma forma del contenitore	densità media	incomprimibili a pressioni non elevate	es. acqua, mercurio, olio, alcol a temperatura ambiente e pressione atmosferica
STATO AERIFORME	forma e volume indefiniti	densità bassa	comprimibili	es. vapore acqueo al di sopra di 100 °C, ossigeno atmosferico a temperatura ambiente e pressione atmosferica

10 V_{finale} = 3 L; massa = 100 g
11 Il volume diminuisce di 20 volte; a parità di massa, la densità aumenta di 20 volte.
12 Un sistema omogeneo è costituito da una sola fase, con proprietà intensive uniformi.
Un sistema eterogeneo si compone di due o più fasi, ognuna delle quali ha proprietà intensive caratteristiche.
13 Eterogeneo perché varia una sua proprietà intensiva.
14 La fase è una porzione di materia, fisicamente distinguibile e delimitata, con proprietà intensive uniformi. Due o più fasi diverse possono appartenere allo stesso stato fisico (es. olio e acqua).
15 Tre.
16 a) Solvente: azoto; soluto: ossigeno; b) solvente: etanolo; soluto: acqua; c) solvente: acqua distillata; soluto: sale da cucina.
17 Miscugli omogenei di acqua e sali minerali: tali sali non sono più visibili, neppure al microscopio, e tutte le parti del miscuglio hanno le stesse proprietà intensive.
18 N
19 C
20 a) F; b) V; c) F; d) V
21 a) M; b) M; c) M; d) S; e) S; f) M
22 *Vedi* teoria pag. 26.
23 A, 2,4% (le altre concentrazioni sono: B 2,5%; C 2,8%; D 5,0%).
24 Le concentrazioni sono differenti, data la diversa densità, per cui a volumi e concentrazioni diverse possono corrispondere uguali quantità di soluto.
25 Significa che 1 L di soluzione satura contiene 360 g di sale disciolto.
26 Il corpo di fondo è il soluto in eccesso presente in una soluzione satura.
27 La solubilità di quasi tutti i solidi aumenta se la temperatura aumenta, quella dei gas aumenta se la temperatura diminuisce e la pressione aumenta.
28 Intensiva.
29 La solubilità diminuisce.
30 Sì.
31 Perché alle alte temperature i gas si liberano velocemente dalla bevanda, nella quale sono meno solubili, alterandone il gusto.

32 a) V;
b) F, il valore della solubilità rimane costante, se non varia la temperatura;
c) F, potrebbe variare la temperatura;
d) V, se aumenta la temperatura e l'acqua non evapora in maniera sensibile.
33 a-1; b-5; c-4; d-6; e-3; f-2
34 Al passaggio di stato da vapore a solido.
35 Di notte il vapore acqueo condensa; di giorno l'acqua evapora.
36 Quando l'acqua riscaldata raggiunge la temperatura di ebollizione, si ha evaporazione; parte del vapore condensa a contatto con le pareti della pentola.
37 D
38 Evaporazione/condensazione.
39 Il volume dei solidi è generalmente minore di quello dei liquidi, a differenza dell'acqua (da intendersi a parità di massa).
40 Il ghiaccio che si forma, essendo meno denso dell'acqua, occupa un volume maggiore.
41 a) F; b) V; c) V; d) F
42 L'olio sopra l'acqua; l'acqua; per decantazione o centrifugazione.
43 Separando la limatura di ferro con una calamita.
44 La *fase mobile* è il solvente, la *fase fissa* è data da uno strato sottile di materiale inerte. I materiali da separare si legano alla fase fissa. Nella cromatografia su carta, la fase fissa è costituita da carta da filtro.
45 Per evaporazione dell'acqua; sì, perché l'acqua evapora a qualsiasi temperatura.
46 Filtrazione: le particelle sospese rimangono nel filtro.
47 Perché si applicano alle masse accelerazioni superiori a quella di gravità.
48 Le cellule contengono organuli solidi e, comunque, la centrifugazione non si applica solo a miscele di liquidi.
49 a) Miscuglio omogeneo: distillazione frazionata;
b) miscuglio omogeneo liquido: cromatografia;
c) miscuglio eterogeneo (solido e gas): filtrazione con filtri per l'aria;
d) miscuglio omogeneo liquido;
e) miscuglio eterogeneo (liquido/liquido): centrifugazione.

Laboratorio delle competenze

50 I coloranti sono consentiti dalla legge.
51 A solid will keep its shape and its volume. A liquid will keep its volume but it will take the shape of its container. A gas will take the shape of its container and will occupy the space given to it.
52 densità, forza, forza, gravità
53 a) F, una fase ha le stesse proprietà intensive in ogni sua parte; b) F, può essere costituita da fasi diverse, per esempio acqua e ghiaccio; c) V; d) V, la densità del miscuglio alcolico è minore di quella dell'acqua.
54 omogeneo; volatilità; evaporare; passaggi; stato; condensazione
55 a; c
56 Si estrae la caffeina dai chicchi di caffè utilizzando il diclorometano come solvente, quindi per separarla dal diclorometano si usa la distillazione, portando la miscela a 40 °C.
57 Miscuglio chimicamente e fisicamente eterogeneo.
58 No.
59 Per decantazione o per centrifugazione.
60 La sabbia può essere separata per filtrazione. Acqua e olio si separano per decantazione o centrifugazione. Per separare i pigmenti fotosintetici si usa la cromatografia.
61 Frantumazione della roccia, aggiunta di acqua, filtrazione e distillazione.
62 Se si aggiunge acqua, NaCl va in soluzione. A questo punto, i componenti del miscuglio possono essere separati per filtrazione.
63 *See* theory pag. 26.
64 Acqua pura.
66 Invariata; aumenta; aumenta; diminuisce; aumenta.

Capitolo 3 Dalle trasformazioni chimiche alla teoria atomica

Hai capito?

pag. 41 Si osserva che il calcare si scioglie.
pag. 42 a) V; b) F
pag. 47 7,94
pag. 48 a) V; b) F; c) V
pag. 50 2N, 9H, 1P, 4O

Test

1 C; **2** a) V, b) F, c) V; **3** A; **4** B; **5** C

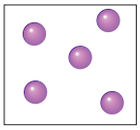
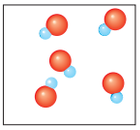
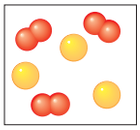
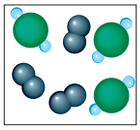
Quesiti e problemi

6 Una reazione chimica si rappresenta scrivendo a sinistra i reagenti e a destra i prodotti, collegati da una freccia.
7 Quattro fisiche e una chimica.
8 Trasformazione chimica: la combustione della cera. Trasformazioni fisiche: la fusione della cera intorno allo stoppino, e la solidificazione della cera liquida che scorre lungo la candela.
9 a) Trasformazione chimica; b) trasformazione fisica; c) trasformazione chimica; d) trasformazione chimica.
10 N azoto; P fosforo.
11 K potassio; Cu rame; Na sodio; N azoto; P fosforo; S zolfo; W tungsteno; Au oro; Mn manganese.
12 Magnesio Mg; calcio Ca; piombo Pb; azoto N, fosforo P; manganese Mn; iodio I; zinco Zn; potassio K.
13 No, l'aria è un miscuglio.
14 S: zolfo; Sb: antimonio; Sc: scandio; Se: selenio; Si: silicio; Sn: stagno; Sr: stronzio.
Mg: magnesio; Mn: manganese; Mo: molibdeno.
15 Significa che la materia è costituita da microscopiche particelle chiamate atomi.
16 La nostra idea di atomo si fonda su basi sperimentali e non su argomentazioni filosofiche.
17 No, perché la composizione di un miscuglio può variare.
19 623,3 g
20 20,7 g
22 0,180 g. Idrogeno = 1,240 g; bromo = 98,76 g
23 0,22 g
24 2,46 g S; 10,09 g Cu
25 0,180 g. Idrogeno = 1,240 g; bromo = 98,76 g
26 1,25 g di idrogeno; 20,0 g di zolfo.
27 1,124 g di Al si combinano con 1,000 g di O: il rapporto di combinazione è 1,124.
30 Massa N : massa O = 7:8. Con 32 g O_2 si combinano 28 g N_2.
31 6,7 g; 7,0 g
32 125,7 g C
33 Solfuro ferroso.
34 0,126 g O in A e 0,252 g O in B; quando un elemento si combina con la stessa quantità di un secondo elemento per formare composti diversi, le masse del primo stanno tra loro in rapporti semplici, esprimibili mediante numeri interi e piccoli (legge di Dalton).
35 46,73%; 30,49%. Il rapporto è 1 : 2.
36 Per la massa.
37 Il secondo, perché la percentuale di ossigeno è maggiore.
38 H_3PO_4
39 È sbagliata: esistono gli elementi poliatomici, le cui molecole sono formate da atomi uguali (es. P_4, S_8).
40 Il simbolo indica un generico atomo della sostanza, la formula indica da quanti atomi è costituita la molecola della sostanza elementare. Nel caso di P, la molecola è tetratomica.
41 H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2
42 $FeCO_3$
43 No, è di 1:1.
44 3 cationi Ca^{2+}; 2 anioni PO_4^{3-}; perché si tratta di un singolo elemento.
45 Due cationi e tre anioni.

Laboratorio delle competenze

46 It can be both a compound or an element.

47 Trasformazione chimica. Si produce un gas e si forma una polvere di aspetto diverso dai cristalli iniziali.

48 a)  b)  c)  d) 

49 a) Proprietà fisica; b) proprietà fisica; c) proprietà chimica; d) proprietà chimica; e) proprietà fisica.

50 Composto, miscuglio omogeneo; miscuglio eterogeneo; energia.

51 Ca, 3 atoms; Mg, 5 atoms; Si, 8 atoms; O, 24 atoms; H, 2 atoms.

52 Two atoms of magnesium metal react with a molecule of oxygen to give two molecues of magnesium oxide.
Reactants: Mg, O_2
Product: MgO
$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)}$

53 480 g. 0,660 kg

54 Massa idrogeno = 0,714 g; massa ossigeno = 34,3 g. Massa prodotto = 45,0 g.

55 75%

56 283,38 g; 566,37 g; 1300 g

57 m_{N_2} = 58.59 g

58 12

59 1 : 2

60 H_3PO_3; 9,25 g

61 m_{O_2} = 2.286 g

62 1,02 g di zolfo; 2,98 g

63 11,3 g; 33,8 g

64 Aumenta la pressione; a) 5,8 g H, 46,0 g O; b) 51,8 g H_2O; c) 4,2 g H_2.

Capitolo 4 La teoria cinetico-molecolare della materia e le leggi dei gas

Hai capito?

pag. 62 a) F; b) V; c) V; d) F; e) V

pag. 63 1,42 J

pag. 67
- C-D; B-C.
- 961 °C. L'argento è una sostanza pura, quindi le temperature di solidificazione e di fusione coincidono.
- Solidificazione, sublimazione.

pag. 68
- Solo nei gas le particelle possono essere avvicinate.
- Le particelle che costituiscono i corpi allo stato solido sono molto vicine.

pag. 69 Consideriamo l'acqua allo stato liquido: se forniamo calore, le molecole si muovono sempre più velocemente e le forze di attrazione tra esse diventano sempre più deboli; quando si raggiunge la temperatura di ebollizione (che per l'acqua corrisponde a 373,15 K, ovvero 100 °C) esse passano allo stato aeriforme.

pag. 71 **A** Non avendo una temperatura di fusione definita, non è una sostanza pura ma una miscela di composti.

pag. 71 **B** a) F; b) F; c) V

pag. 73 0,0280 atm

pag. 79 La legge di Charles.

Test

1 C; **2** A, D; **3** B; **4** B; **5** C; **6** a) V, b) V, c) V

Quesiti e problemi

7 Derivata. Le grandezze derivate si ottengono dalla combinazione delle sette grandezze fondamentali.

8 437,8 kcal

9 83,6 J = 0,0836 kJ

10 Potenziale. Durante la discesa, l'energia potenziale si trasforma in cinetica.

11 No, possiede un'energia cinetica quadrupla.

13 4180 J

14 414 kJ

15 2,16 kJ

16 458 J = 0,458 kJ

17 Alluminio.

18 Rame. Dalla tabella risulta che è il piombo ad avere il calore specifico più basso. Si tratta però di un elemento che può risultare pericoloso.

19 Il tempo in ascissa, la temperatura in ordinata. Sì.

20 933,15 K; 2600,15 K

21 Il liquido è un miscuglio.

22 Alcol etilico 158 K; sale da cucina 1738 K.

23 D

24 68,8 °C

25 Sì, si può analizzare la curva termica della sostanza in esame.

26 Il coperchio impedisce (o limita fortemente) la fuoriuscita di vapore; inoltre, il tempo di cottura diminuisce.

27 È una curva di raffreddamento.
Dopo 14 min la sostanza è solida.
Solidificazione.
4 minuti.

28 Stanza con aria umida.

29 La teoria cinetica; «Veloci scontri» e «nulla a tergo le ostacola» fanno pensare al movimento delle particelle di un gas.

30 Le molecole dell'idrogeno hanno velocità media maggiore, essendo minore la loro massa.

31 Sì.

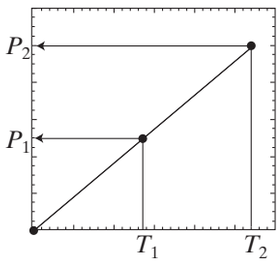
32 *Vedi* teoria pag. 69.

33 C

34 Le molecole di sostanze diverse, come acqua e alcol, sono legate da forze intermolecolari di diversa intensità; sono così richieste quantità diverse di energia per poterle separare le une dalle altre.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

35 Il calore latente di vaporizzazione è la quantità di energia necessaria per vaporizzare completamente 1 kg di sostanza alla sua temperatura di ebollizione, quando la pressione esterna è 1 atmosfera.
36 Il calore latente di solidificazione è la quantità di energia che si libera durante il passaggio dallo stato liquido allo stato solido di 1 kg di sostanza.
37 Occorre più energia per vincere le forze di coesione di un liquido.
38 Perché l'acqua, evaporando, sottrae calore al corpo.
39 *Vedi* teoria pag. 71.
40 *Vedi* teoria pag. 71.
41 Le particelle sono più vicine tra loro e si muovono più lentamente. In questa situazione, le forze attrattive intermolecolari cominciano a esercitare i loro effetti.
42 $87{,}0 \cdot 10^3$ Pa; 0,859 atm
43 A livello macroscopico la pressione è data dal rapporto tra la forza, che agisce perpendicolarmente a una superficie, e l'area della superficie stessa. A livello microscopico è l'effetto macroscopico complessivo degli urti delle particelle di gas sull'unità di superficie e nell'unità di tempo.
44 a) 851 mmHg; b) 0,0124 mmHg; c) 773 mmHg; d) 850 mmHg.
45 a) $4{,}6 \cdot 10^4$ Pa; b) $1{,}87 \cdot 10^5$ Pa; c) $8{,}00 \cdot 10^4$ Pa; d) $1{,}33 \cdot 10^4$ Pa
46 mmHg
47 La pressione si riduce a un decimo del valore iniziale.
48 Perché si parla di gas solo quando si supera la temperatura critica.
50 0,33 atm
51 50,0 mL
52 168 mmHg
53 Il volume aumenta come conseguenza della diminuzione di pressione. 6,55 cm^3.
54 *Vedi* teoria pag. 76.
55 Perché a 0 °C il volume del gas non è nullo.
56 *Vedi* teoria pag. 77.
58 $V_2 = 65$ L
59 323 mL
60 $T_2 = 939$ °C
61 128 mL che corrispondono a $1{,}3 \cdot 10^2$ mL.
62 81,1 mL
63 In realtà non è affatto consigliabile misurare la pressione dopo alcuni kilometri in quanto in questo caso gli pneumatici si sono scaldati per attrito e la pressione risulta quindi alterata, maggiore; i valori di gonfiaggio forniti dalle case costruttrici sono sempre relativi a rilevazioni della pressione a freddo.
64 $\frac{P}{T} = k$ a V costante.



65 B
67 20,2 atm
68 5,11 atm
69 545 K (272 °C)
70 1,6 atm. Per una rapida espansione di volume.
71 378 K
73 a) 32,0 L; b) 7,24 L
74 Un aumento di volume. 203 mL.
75 587 K (314 °C)
76 $p_{propano} = 11{,}8$ atm; $p_{butano} = 2{,}96$ atm
77 20 volumi di vapore acqueo. Rimangono 10 volumi di idrogeno.
78 NO
79 Perché l'idrogeno è costituito da molecole biatomiche mentre l'elio da molecole monoatomiche.
80 8
81 1,9; 1,9

Laboratorio delle competenze

82 Aumenta; l'energia potenziale; l'energia cinetica.
83 *See* theory pag. 65.
84 Solid particles are packed closely together and are not able to move out of their position, yet they have small vibrations and oscillation movements. Liquid particles are a little further apart and are able to move past each other. The particles in gas move quickly and are able to spread apart.
85 Melting point; freezing point.
86 Alcol etilico; alcol etilico.
87 Misurare la temperatura di congelamento e quella di ebollizione.
88 $1{,}0 \cdot 10^{14}$ kJ
89 I volumi devono contenere lo stesso numero di particelle.
90 Sì, diminuendo lo spessore aumenta la superficie di scambio del calore, a parità di volume.
91 Perché la condensazione del vapore acqueo libera calore.
92 Il grafico può rappresentare sia la legge di Charles sia la legge di Gay-Lussac. Il punto di intersezione corrisponde al valore del volume o della pressione a 0 °C; la posizione del punto dipende dalla massa e dalla pressione (legge di Charles), dalla massa e dal volume (legge di Gay-Lussac).
93 Latte intero 200 g = 535 kJ; fette biscottate 20 g = 310 kJ; crema alle nocciole 30 g = 648 kJ; intera colazione = 1493 kJ. 1 h e 12 min.
94 H_4 e Cl_4
95 Legge di Boyle.
96 No.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 5 La quantità di sostanza in moli

Hai capito?

pag. 90 $3{,}156 \cdot 10^{-26}$ kg

pag. 93
- NH_3
- Su una bilancia, si riempie un sacchetto di confetti fino ad arrivare a un peso di 100 g. Poi si riempie un sacchetto uguale di caramelle fino ad arrivare al peso di 150 g.

pag. 95
- $6{,}022 \cdot 10^{23}$; $6{,}022 \cdot 10^{23}$; $2 \times 6{,}022 \cdot 10^{23}$
- a) F; b) F; c) F; d) V

Test

1 D; **2** B; **3** C; **4** B; **5** A; **6** A; **7** A

Quesiti e problemi

8 *Vedi* definizione e teoria pagg. 90 e 89.
9 1,826:1
10 $1{,}056 \cdot 10^{-25}$ kg
11 MM_{CH_3COOH} = 60,06 u; MM_{HCl} = 36,46 u; $MM_{H_2CO_3}$ = 62,03 u
12 O_2. No.
13 a) MM = 98,09 u; b) MM = 262,87 u; c) MM = 63,02 u; d) MM = 238,98 u; e) MM = 40,00 u; f) MM = 342,17 u
14 No, perché hanno la stessa massa molecolare.
15 Il vapore acqueo ha massa molecolare pari a 18 u, quindi minore densità.
16 60,06
17 La mole (mol).
18 grammi/moli (g/mol)
19 La costante di Avogadro esprime il numero di particelle contenute in una mole di sostanza.
20 $3{,}01 \cdot 10^{23}$ molecole; $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molecole
21 $9{,}03 \cdot 10^{23}$ atomi
24 a) 4,16 mol; b) 1,37 mol; c) 0,287 mol; d) 0,331 mol
25 a) 84,0 g; b) 84,1 g; c) 189 g; d) 180 g
26 60,05 u; no.
27 341 g
28 1,70 mol
29 61,6 g
30 106,9 g/mol; 106,9
32 $3{,}68 \cdot 10^{24}$ atomi di idrogeno
33 $1{,}0 \cdot 10^{24}$ atomi di O
34 1,11 g
35 $1{,}34 \cdot 10^{23}$ molecole; $1{,}34 \cdot 10^{24}$ atomi C; $1{,}07 \cdot 10^{24}$ atomi H
36

Grammi	Moli	Numero di molecole	Numero di atomi	Numero di atomi di carbonio
20,5	0,107	$6{,}44 \cdot 10^{22}$	$1{,}35 \cdot 10^{24}$	$3{,}86 \cdot 10^{25}$
690	3,59	$2{,}16 \cdot 10^{24}$	$4{,}54 \cdot 10^{25}$	$1{,}30 \cdot 10^{25}$
0,0130	$6{,}79 \cdot 10^{-5}$	$4{,}09 \cdot 10^{19}$	$8{,}59 \cdot 10^{20}$	$2{,}45 \cdot 10^{20}$
482	2,51	$1{,}51 \cdot 10^{24}$	$3{,}17 \cdot 10^{25}$	$9{,}07 \cdot 10^{24}$

37 C: $1{,}2 \cdot 10^{24}$ atomi; H: $3{,}3 \cdot 10^{24}$ atomi
38 $4{,}36 \cdot 10^{17}$
39 *Vedi* teoria pag. 97.
41 778 L

42

Gas	Volume (L)	Moli (mol)	Massa (g)
O_2	39,2	1,75	56,0
He	131	5,86	23,5
CO	3,67	0,164	4,59
NH_3	0,948	0,0423	0,720

43 $2{,}68 \cdot 10^{22}$ atomi Ne

44 65,93 g

45 CH_4. Contengono tutte lo stesso numero di molecole.

46 $V = 12{,}1$ L

47 $n = 20$ mol

48 $n = p \cdot V / R \cdot T$; $n = 1$ atm 1000 L / 0,082 (atm mol^{-1} K^{-1}) × 273 K = 44,7 mol
44,7 mol × $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1} = $2{,}69 \cdot 10^{25}$ molecole di F_2 e $5{,}38 \cdot 10^{25}$ atomi di F (n. molecole per due)
atomi F = $5{,}37 \cdot 10^{25}$

49 a) 56 L; b) 10,5 L; c) 1,22 L

50 17,04 g/mol; 17,04 u; 17,04 g

51 $8{,}0 \cdot 10^{-4}$ g

52 a) 63,7% N; 36,3% O; b) 69,4% C; 4,2% H; 26,4% O; c) 44,4% C; 6,2% H; 9,9% O; 39,5% S; d) 75,7% Sn; 24,3% F

53 %Al = 30,93; %O = 45,86; %H = 2,889; %Cl = 20,32

54 C_2H_4

55

Formula empirica	Massa molare (g/mol)	Formula molecolare
NH	30,04	N_2H_2
CH	78,11	C_6H_6
C_2H_4	112,21	C_8H_{16}
C_5H_4	128,16	$C_{10}H_8$

56 $C_3H_6O_3$

57 Na (30,88%); Cl (47,62%); O (21,50%)

Laboratorio delle competenze

58 Sì.

59 41.58 g Fe_2S_3

60 Perché la costante di Avogadro è pari a $6{,}02 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}.

61 $n_{Al} = 2.16$ mol

62 $6{,}24 \cdot 10^4$ (mL · Torr)/(K · mol)

63 La massa molecolare dell'etano è 30,070; quella dell'aldeide formica è 30,027. A rigore, i due composti non hanno la stessa massa molecolare, a meno che non si considerino solo 2 cifre significative. Ciò vale anche per gli atomi.

64 NH_3; contengono lo stesso numero di molecole; NH_3

65 $V = 0{,}58$ L

66 35%

67 $FeSO_4$

68 $1.7 \cdot 10^{21}$ molecules; $1.7 \cdot 10^{21}$ atoms of O; $3.4 \cdot 10^{21}$ moles of H.

69 64 g/mol

70 b

71 $7{,}53 \cdot 10^{24}$ molecole di N_2; 280 L

72 a) Corretta; b) presenti in $\frac{1}{4}$ di mole di acido solforico; c) $\frac{1}{4}$ di mole di qualsiasi altro gas.

73 CO_2

Capitolo 6 Le particelle dell'atomo

Hai capito?

pag. 112 ■ Seta.
■ Negativamente.
■ Una verrà respinta e l'altra attratta perché hanno cariche opposte.

pag. 113 Perché rappresenta gli elettroni come pianeti attorno al Sole.

Test

1 A; **2** C; **3** D; **4** C; **5** D; **6** D; **7** A

Quesiti e problemi

8 Perché possiede lo stesso numero di cariche elettriche positive e negative.

9 Perché si verifica un trasferimento di carica elettrica dal nostro corpo al carrello. Tale fenomeno non avviene toccando la plastica perché questo materiale non è in grado di condurre elettricità. La plastica è un materiale isolante.

10 A piccole scintille elettriche che scoccano tra il golf e il tessuto sintetico caricati per strofinio.

11 Un palloncino dopo strofinio si attacca ai vestiti.

12 Protoni, elettroni, neutroni.

13 Il protone ha carica pari a $+1{,}602 \cdot 10^{-19}$ C e massa di $1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg; il neutrone è privo di carica elettrica e ha massa di $1{,}675 \cdot 10^{-27}$ kg.

14 2,7 g

15 1836 e^-. No.

16 Ha acquistato $3{,}01 \cdot 10^{19}$ e^-.

17 $9{,}6 \cdot 10^4$ C

18 La particella α è un nucleo di elio, con carica 2+ e numero di massa 4.

19 Nella descrizione dell'atomo come struttura essenzialmente vuota; non fornisce però dettagli sulla disposizione degli elettroni intorno al nucleo.

20 1 a 10^{15}

21 Il diametro dell'atomo è 150 000 volte maggiore del diametro del nucleo: $1{,}5 \cdot 10^5 : 1{,}0$.

22 *Vedi* teoria pag. 112.

23 Se l'atomo fosse quello teorizzato da Thomson, le particelle α non sarebbero deviate nel passaggio attraverso la lamina; in tal caso, si potrebbe disporre lo schermo davanti alla lamina metallica, senza doverla circondare quasi completamente.

24 Al variare dell'elemento chimico varia la carica del nucleo e, di conseguenza, la forza di repulsione esercitata sulle particelle α.

25 No, perché gli atomi che compongono la lastra d'oro non si muovono e la deviazione è dovuta alla carica.

26 *Vedi* definizione pag. 114.

27 16 protoni e 16 neutroni.

28 18 protoni; 22 neutroni; 18 elettroni.

29 Berillio (Be); silicio (Si); alluminio (Al).

30 *Vedi* definizione pag. 114.

31 a) $^{81}_{35}Br$; b) $^{19}_{9}F$; c) $^{33}_{16}S$

32 L'idrogeno possiede 3 isotopi: pròzio $^{1}_{1}H$; deuterio $^{2}_{1}H$; trizio $^{3}_{1}H$.

33 Il numero di massa aumenterebbe; il numero atomico non varierebbe.

34

Simbolo isotopo	Nome elemento	Numero di massa A	Numero atomico Z	Numero di protoni	Numero di elettroni	Numero di neutroni
$^{45}_{21}Sc$	scandio	45	21	21	21	24
$^{51}_{23}V$	vanadio	51	23	23	23	28
$^{27}_{13}Al$	alluminio	27	13	13	13	14
$^{201}_{80}Hg$	mercurio	201	80	80	80	121

35 Il decadimento radioattivo è un processo che trasforma il nucleo instabile di un elemento nel nucleo di un elemento diverso; la radioattività è il processo di emissione di radiazioni.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

36 *Vedi* teoria pag. 116.
37 C
38 I raggi γ. I raggi α.
39 1/8
40 5
41 Trascorsi 3 tempi di dimezzamento, la massa residua è di 11,3 g.
42 28 giorni.
43 Il reperto ha subito 3 tempi di dimezzamento, e quindi ha circa 17 190 anni.
44 L'elemento A. $2 \cdot 10^6$ anni. Elemento A $= 3 \cdot 10^{23}$ atomi; elemento B $= 2 \cdot 10^{23}$ atomi. L'elemento A.

Laboratorio delle competenze

45 11 protons; 11 electrons
46 A = 27
47 54 neutrons
48

Isotope	Number of protons	Number of electrons	Number of neutrons
Si-28	14	14	14
Si-29	14	14	15
Si-30	14	14	16

49 ^{35}Cl: 17 e^-, 17 p, 18 n; ^{37}Cl: 17 e^-, 17 p, 20 n
50 6,25 g
51 m_K = 0,25 g; $15 \cdot 10^9$ anni
52 No, la lamina di metallo avrebbe a sua volta emesso radiazioni.
53 Metodi fisici.
54 First answer.
55 C; con la provenienza geografica variano le percentuali degli isotopi di uno stesso elemento.

Capitolo 7 La struttura dell'atomo

Hai capito?

pag. 123 $4{,}29 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$. 10^{20} Hz ÷ 10^{16} Hz; ≈ 10^{10} Hz. Radiazione violetta.

pag. 126
- La radiazione con $\lambda = 410$ nm perché energia e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali; $4{,}85 \cdot 10^{-19}$ J; $4{,}59 \cdot 10^{-19}$ J; $4{,}09 \cdot 10^{-19}$ J; $3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J.
- onde elettromagnetiche; inversamente; 400 nm; 700 nm; direttamente; inversamente; spettro continuo; spettro a righe.

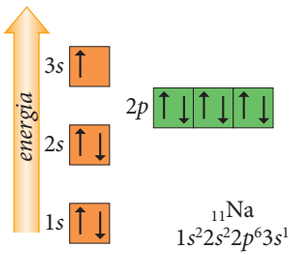
pag. 128
- Le leggi della fisica classica non pongono alcun limite ai valori di energia delle orbite, quindi si dovrebbe ottenere uno spettro continuo.
- Su una rampa in salita possiamo fermarci a qualsiasi altezza, mentre salendo una scala possiamo assumere solo determinate posizioni. La nostra altezza dal suolo è quindi quantizzata come l'energia degli elettroni, che non possono occupare posizioni intermedie tra un livello energetico e l'altro.

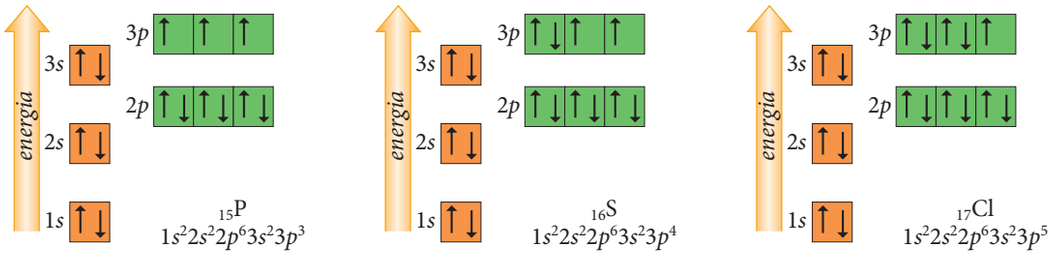
pag. 130
- Dipende dalla carica e dalla distanza.
- Dallo ione Mg^+; sul secondo livello.
- I 5 e^- del boro devono essere suddivisi su 2 diversi livelli perché si evidenzia un brusco salto energetico.

pag. 131
- $2 \times 3^2 = 18$ elettroni; 6 elettroni.

pag. 135
- 0, 1, 2
- $n = 2$ ed $l = 1$

pag. 137
- –2, –1, 0, 1, 2
- 8 e^-

pag. 139
- 

- 

Test

1 B; **2** C; **3** C; **4** B; **5** C; **6** C; **7** A; **8** B

Quesiti e problemi

9 La diffrazione.

10 Fotoni.

11 Frequenza e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali, secondo la seguente relazione: $c = \lambda \cdot \nu$.

12 Violetta.

15 $3 \cdot 10^4$ m

16 $3{,}4 \cdot 10^{-26}$ J

17 $3{,}8 \cdot 10^{-19}$ J

18 $E = 3{,}60 \cdot 10^{-19}$ J; $\nu = 5{,}43 \cdot 10^{14}\ s^{-1}$; $\lambda = 552$ nm. È definita «di soglia» perché, per valori inferiori, non si ha effetto fotoelettrico. Appartiene al visibile (verde).

19 $2{,}9 \cdot 10^{-19}$ J; $4{,}5 \cdot 10^{-19}$ J; il colore verde è dovuto al fatto che i fotoni verdi non vengono assorbiti quasi per niente e vengono riflessi.

20 Lo spettro continuo contiene tutte le lunghezze d'onda del campo visibile ed è caratteristico di solidi e liquidi. Lo spettro a righe contiene solo alcune lunghezze d'onda ed è caratteristico dei gas rarefatti.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

21 *Vedi* teoria pag. 124.
22 C
23 *Vedi* teoria pag. 126.
24 No, solo l'orbita stazionaria con $n = 1$ corrisponde allo stato fondamentale.
25 Il «salto» può non essere diretto e avvenire passando per i livelli intermedi.
26 A
27 A
28 Sono quantizzati: a, c, d, f.
29 *Vedi* definizione pag. 128. kJ/mol
30 Libera.
31 L'energia di seconda ionizzazione è circa nove volte maggiore dell'energia di prima ionizzazione. Questo permette di ipotizzare l'esistenza di un solo elettrone nel livello più esterno.
32 $2 \cdot n^2$
33 18 elettroni.
34 3
35 14 elettroni.
36 6 elettroni in 2*p*, 1 elettrone in 3*p*
37 5 sottolivelli; di fatto gli elettroni occupano 5*s*, 5*p*, 5*d*, 5*f* ma non 5*g*.
38 E
39 A Sì; B non esiste 2*d*; compare per $n \geqslant 3$; C l'orbitale *s* non può contenere 3 e^-, al massimo 2; D non esiste $n = 8$ nello stato fondamentale.
40 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; il primo salto corrisponde al passaggio dal terzo al secondo livello, il secondo salto al passaggio dal secondo al primo.
41 B; l'orbitale *p* non può contenere 8 e^-.
42 A
43 F: $1s^2 2s^2 2p^5$; Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$; Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; per il sodio; il secondo elettrone appartiene a un livello inferiore, a differenza di tutti gli altri elementi.
44 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Hanno la stessa configurazione. 8 e^-
45 Secondo de Broglie, l'elettrone si comporta talvolta come particella e talvolta come onda. Le onde associate all'elettrone sono chiamate onde di materia e hanno lunghezza d'onda $\lambda = h / mv$.
46 La posizione e la quantità di moto, istante per istante.
47 Bassa energia significa bassa frequenza e, di conseguenza, grande lunghezza d'onda, maggiore dell'oggetto che vogliamo vedere (ovvero l'elettrone): in queste condizioni la luce non viene diffusa, e quindi non può arrivare ai nostri occhi.
48 L'elettrone.
49 $\lambda = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ m
50 Il sottolivello rappresenta il tipo di orbitale; si compone a sua volta di più orbitali a eccezione del sottolivello *s*, che ne contiene uno solo.
51 Da 3 numeri quantici: *n*, *l*, *m*.
52 Alla rotazione oraria e antioraria dell'elettrone.
53 *Vedi* teoria pag. 138.
54 Sono 6 e corrispondono ai sottolivelli 2*p* e 3*p*.
55 Neon.
56 Azoto.
57 a) F, un orbitale può contenere al massimo due elettroni; b) F, si compone di quattro sottolivelli o tipi di orbitale; c) V; d) F, bisogna «occupare» tutti gli orbitali dello stesso sottolivello.
58 $_8$O: $1s^2 2s^2 2p^4$; $_{16}$S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; $_{34}$Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Hanno la stessa configurazione elettronica esterna $s^2 p^4$.
59 B
60 A; D

Laboratorio delle competenze

62 D; E; F
63 $_{17}$Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
64 9
65 O e Al
66 $_{28}$Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
67 K^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O^{2-}: $1s^2 2s^2 2p^6$
Hf^{4+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$

68 492 nm. Visibile.

69 $5{,}09 \cdot 10^{14}$ Hz. $2{,}03 \cdot 10^{5}$ J

70 a) $2p$; b) $1s$; c) impossibile; d) $4f$; e) impossibile; f) $5d$

71 a) Three electrons cannot exist in the same orbital; the correct configuration is: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; b) electrons will fill the lower energy levels before moving to higher energy orbitals; the correct configuration is: $1s^2 2s^2 2p^6$

72 11

73

↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑

$4f$

74 $E = 3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J - visibile - riga rossa; dal livello 2 al livello 3.

75 Il cesio, perché la frequenza di soglia cade nel visibile.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 8 Il sistema periodico

Hai capito?

pag. 149 $1s^2\underline{2s}^2\underline{2p}^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s}^2\underline{3p}^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}\underline{4s}^2\underline{4p}^2$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}\underline{5s}^2$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}\underline{5s}^2\underline{5p}^4$; appartengono allo stesso gruppo (VI) gli elementi con Z = 8, Z = 16, Z = 52.

pag. 150 a) Periodo 3, gruppo VII (17); b) vanadio; c) 5 elettroni; sottolivelli *s* e *p*.

pag. 153 K• •Ca• $\dot{\underset{\cdot}{\text{Al}}}$• •$\dot{\underset{\cdot}{\text{C}}}$• •$\ddot{\underset{\cdot}{\text{P}}}$• :$\ddot{\underset{\cdot}{\text{S}}}$• :$\ddot{\underset{\cdot}{\text{Br}}}$: :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Kr}}}$:

pag. 154 a) Ca, perché scendendo lungo un gruppo il raggio atomico aumenta; b) Na, perché procedendo da sinistra a destra lungo un periodo il raggio atomico diminuisce.

pag. 155 a) K, perché scendendo lungo un gruppo l'energia di prima ionizzazione diminuisce; b) Ca, perché procedendo da sinistra a destra lungo un periodo l'energia di prima ionizzazione aumenta.

pag. 157 a) Rb, K, Na, Li; b) Na, Mg, Si, S, Cl.

pag. 159
- Gli elettroni di valenza di questi metalli occupano i sottolivelli *s* e *p*.
- Liquidi: Hg, Br_2.
- Aeriformi: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2.

Test

1 D; **2** C; **3** C; **4** D; **5** A; **6** A; **7** B; **8** A

Quesiti e problemi

9 In ordine cronologico di scoperta: gallio, scandio, germanio.

10 La tavola periodica di Mendeleev ordina gli elementi in base alla massa atomica crescente.

11 Il criterio d'ordine non è più la *massa atomica*, ma il *numero atomico*, Z, crescente.

12 Il numero di elettroni nel guscio di valenza identifica il gruppo di appartenenza di un elemento.

13 Gruppo VI (16); quarto periodo.

14 Azoto.

15 C, Si, Ge, Sn, Pb.

16 Gruppi 1-2-13-14-15-16-17-18; nei gruppi dal 3 al 12.

17 Nel gruppo 1.

18 a) $2s^2 2p^2$ gruppo 14, periodo 2, C
b) $4s^2$ gruppo 3, periodo 4, Sc
c) $3s^2 3p^5$ gruppo 17, periodo 3, Cl
d) $5s^2 5p^2$ gruppo 14, periodo 5, Sn
e) $6s^2 6p^2$ gruppo 14, periodo 6, Pb

19 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

20 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; è lo zolfo, che ha 6 elettroni di valenza. :$\ddot{\underset{\cdot}{\text{S}}}$•

21 :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{I}}}$• •Ca• :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Kr}}}$: •Be• :$\ddot{\underset{\cdot}{\text{S}}}$• Na• :$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$• K•

22 •$\dot{\underset{\cdot}{\text{C}}}$•

23 Appartengono rispettivamente ai gruppi VII, V, II e IV.

24 a) V; b) F, il sottolivello 6*s* è seguito dal sottolivello 4*f*; c) F, ha inizio il riempimento del sottolivello 4*d*; d) aumenta il numero quantico *n* del livello di valenza; e) V.

25 Mg^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6$; Cl^-: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Na^+: $1s^2 2s^2 2p^6$; Ca^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; O^-: $1s^2 2s^2 2p^5$
:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Mg}}}$:$^{2+}$:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$:$^-$:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{Na}}}$:$^+$ $\dot{\text{Ca}}^+$:$\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}$•$^-$

26 Energia di ionizzazione, energia di affinità elettronica, elettronegatività.

27 Procedendo da sinistra a destra lungo un periodo aumenta il numero atomico e quindi la carica nucleare; anche il numero di elettroni aumenta ma appartengono a uno stesso livello energetico. Ne consegue una maggiore attrazione degli elettroni da parte del nucleo, con riduzione del raggio e del volume atomico.

28 Aumentano, perché gli elettroni esterni occupano orbitali via via più lontani dal nucleo, che risentono meno della sua carica positiva, schermata dagli elettroni interni sempre più numerosi.

29 Ar ha raggio atomico minore di Cl, perché i suoi elettroni risentono di una carica nucleare maggiore di una unità; mentre K ha raggio atomico maggiore perché l'elettrone in più occupa un orbitale a livello energetico maggiore.

30 A; C

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

31 È l'energia che serve a rimuovere una mole di elettroni da una mole di atomi di un elemento che si trova allo stato aeriforme. Aumenta da sinistra a destra e dal basso verso l'alto.
32 Nello stato aeriforme.
33 He ha la maggiore energia di prima ionizzazione: $1s^2$; Rn ha la minore energia di prima ionizzazione: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$
34 Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
35 Aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.
36 Alta affinità elettronica ed elevata elettronegatività.
37 Energia di affinità elettronica.
38 Aumenta da sinistra verso destra e dal basso verso l'alto.
39 C
40 D
41 C
42 Gruppo IV.
43 Nei metalli uno o due, nei non metalli da tre a sette.
44 Rubidio.
45 Bromo.
46 Al, Si, O sono non metalli del blocco *p*; K è un metallo del blocco *s*.
47 Y e La sono metalli del blocco *d*; Tb, Pa, Eu, Dy, Gd sono metalli del blocco *f*.
48 I primi hanno bassa energia di ionizzazione, i secondi le maggiori energie di affinità elettronica.

Laboratorio delle competenze

49 B^{3+} : $1s^2$
$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}^{-}:$: $1s^2 2s^2 2p^6$
$\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{P}}\cdot$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
50 r_O = 73 pm - r_S = 103 pm - perché gli elettroni di valenza di S sono su un livello energetico superiore; r_{Na} = 186 pm - r_{Cl} = 100 pm - perché gli elettroni di valenza di Cl, a parità di livello energetico, risentono di una carica nucleare maggiore.
51 Electron affinity increases from left to right across a period.
52

a)	Li^+	Na^+	Be^{2+}	gas nobile	He
b)	N^{3+}	O^{2-}	Cl^-	gas nobile	Ne
c)	Cl^-	Br^-	K^+	gas nobile	Ar
d)	Y^{3+}	Br^-	I^-	gas nobile	Kr

53 *See* definition pag. 154.
54 a) Fe^{3+}; b) a potassium ion; c) a sodium ion; d) a strontium atom. For explanations *see* page 153.
55 Cl^-
56 L'energia di ionizzazione diminuisce lungo il gruppo della tavola periodica.
57 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$; Xe $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$; Xe ha dimensioni maggiori: i suoi elettroni di valenza risentono meno della carica nucleare e vengono attratti da F, che è l'atomo più elettronegativo.
58

Simbolo	Z	Gruppo	Periodo	Metallo, non metallo, semimetallo	Elettroni di valenza	Simbolo di Lewis	Ione più probabile
Ar	18	VIII	3	non metallo	8	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Ar}}:$	–
I	53	VII	5	non metallo	7	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{I}}\cdot$	I^-
K	19	I	4	metallo	1	$K\cdot$	K^+

59 Per non entrare in contatto con l'umidità atmosferica, in quanto reagiscono molto facilmente con l'acqua.

Capitolo 9 I legami chimici

Hai capito?

pag. 169 Ar; S.

pag. 172 I granelli saranno attratti da entrambe le bacchette.

pag. 173 ■ Bassa, perché devono mettere a disposizione gli elettroni di valenza.
■ 3 e^-; 3+

pag. 176 ■ Aumenta dal basso verso l'alto e da sinistra a destra.

$\overset{\delta+}{C}—\overset{\delta-}{O}$	$\overset{\delta-}{N}—\overset{\delta+}{H}$	$\overset{\delta-}{F}—\overset{\delta+}{Cl}$	$\overset{\delta+}{H}—\overset{\delta-}{O}$
$\Delta_e = 0{,}89$	$\Delta_e = 0{,}84$	$\Delta_e = 0{,}82$	$\Delta_e = 1{,}24$

Test

1 B; **2** C; **3** A; **4** A; **5** C; **6** C; **7** A

Quesiti e problemi

8 L'energia di legame è la quantità di energia che è necessario fornire a una mole di sostanza per rompere il legame che trattiene i suoi atomi.

9 Il legame tra atomi si forma se si abbassa la loro energia potenziale.

10 Un atomo è particolarmente stabile quando ha 8 elettroni nello strato di valenza.

11 Tre.

12 Deve acquistare 1 elettrone.

13 Rappresenta il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in comune quando si lega ad altri atomi.

14 Cs^+ e I^-

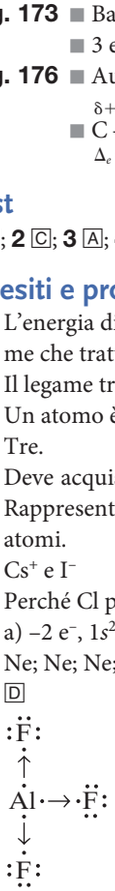
15 Perché Cl possiede 7 e^- nel livello di valenza e acquistando 1 e^- completa l'ottetto (Cl^-).

16 a) –2 e^-, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; b) +2 e^-, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; c) 0; d) +1 e^-, $1s^2 2s^2 2p^6$

17 Ne; Ne; Ne; Kr; Ar; Ne; Xe

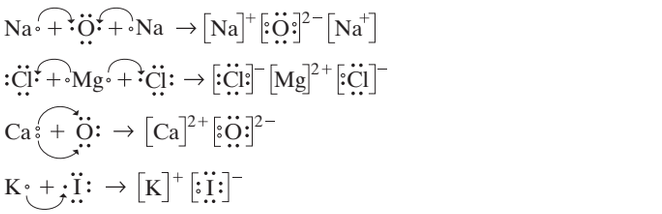
18 D

19 Un atomo Al, che diventa ione Al^{3+}, si lega con tre atomi F, che diventano ioni F^-.

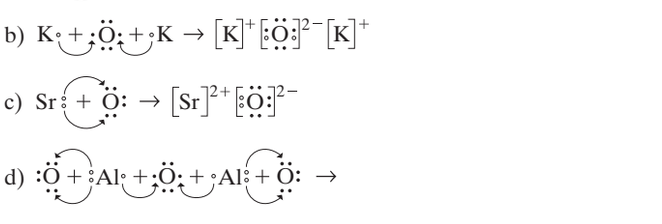


21 a) Ca_3N_2; b) BaO; c) Li_3N; d) CsF; e) BeF_2; f) Li_2O

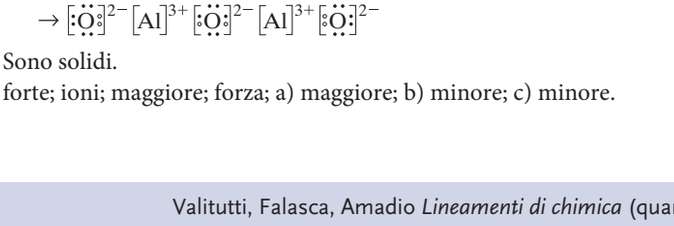
22



23 a)



b)



c)

d)

24 Sono solidi.

25 forte; ioni; maggiore; forza; a) maggiore; b) minore; c) minore.

26 Gli ioni Mg^{2+} hanno raggio minore degli ioni Ca^{2+}; gli ioni Mg^{2+} e O^{2-} sono quindi più vicini tra loro e la forza del legame è maggiore.

27 La deformazione porta a contatto ioni di uguale carica che si respingono. Interviene la forza di attrazione elettrostatica.

28 Ogni ione Cs^+, dato il raggio maggiore, è circondato da 8 ioni Cl^-. Gli ioni Cl^- per ogni ione Na^+ sono invece 6. Entrambe le celle elementari sono cubiche; in a Cs^+ si trova al centro della cella, in b si trova a un vertice.

29 A

30 Ca perde 2 $e^- \rightarrow 2+$

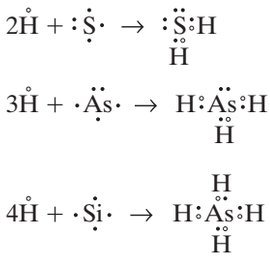
31 a) V; b) V; c) F; d) F; e) F

32 D

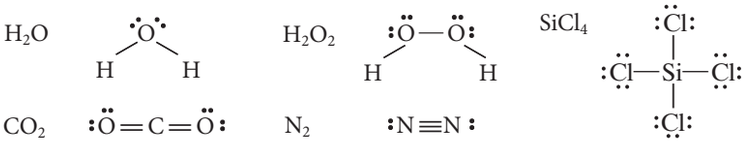
33 Sia i 2 nuclei sia i 2 elettroni si respingono con forza repulsiva perché possiedono la stessa carica.

34 Perché ha 2 e^- spaiati e non ha l'ottetto completo.

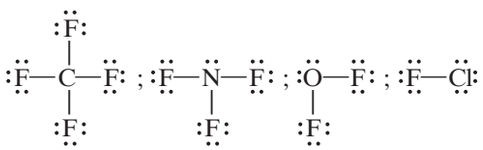
35



36

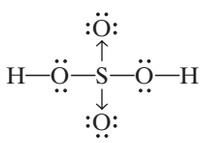


37

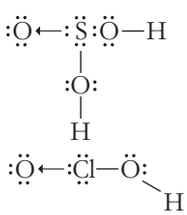


39 Acido ipobromoso (HBrO) HO—Br:; acido bromoso ($HBrO_2$) HO—Br⟶O
acido bromico ($HBrO_3$) HO—Br⟶O
↓
O

40



41



42 L'elettronegatività misura la forza di attrazione di un atomo sugli elettroni messi in comune nel legame covalente.

43 La polarità dei legami covalenti è dovuta alla differenza di elettronegatività tra gli elementi che si combinano e al formarsi quindi di un dipolo nella molecola.

44 a) F; b) S; c) O; d) C

46 a) Covalente polare; b) covalente polare; c) ionico; d) ionico; e) covalente polare; f) debolmente polare.
[***N.B.***: nel caso f), la differenza di elettronegatività fra N e O è esattamente 0,4, quindi, secondo la regola illustrata nel testo, il legame sarebbe da considerare covalente puro, anche se i due atomi sono diversi; tuttavia il legame è chiaramente polare.]

47 Certamente non polari: O_2, I_2, S_8, P_4; polari: CuO, LaH_3, AgCl, Al_2O_3, Fe_2O_3.

48 $NH_3 > PH_3 > AsH_3$. N, P e As appartengono allo stesso gruppo: procedendo dall'alto al basso lungo il gruppo l'elettronegatività diminuisce e si avvicina a quella dell'idrogeno, rendendo meno polari i legami con quest'ultimo.

49 Nelle formule l'idrogeno compare in posizioni diverse perché gli elementi vengono scritti in ordine di elettronegatività crescente.

Elettronegatività: →

CuH (H) (Cu)

δ−.....δ+

LiH (H) (Li)

δ−.....δ+

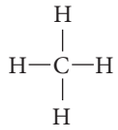
HF (F) (H)

δ−.....δ+

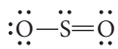
HCl (Cl) (H)

δ−.....δ+

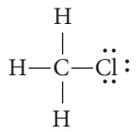
50

a) 

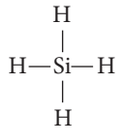
$\Delta_e = 0{,}4$ 4%

b) 

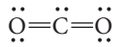
$\Delta_e = 1$ 22%

c) 

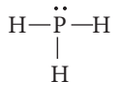
C—H $\Delta_e = 0{,}4$ 4%
C—Cl $\Delta_e = 0{,}5$ 6%

d) 

$\Delta_e = 0{,}3$ 2%

e) 

$\Delta_e = 1$ 22%

f) 

$\Delta_e = 0$ non polare

51 Perché il legame covalente consente di soddisfare contemporaneamente la loro richiesta di acquistare elettroni per completare l'ottetto.

52 Con elementi del I, II e con alcuni del III gruppo; con elementi del IV, V, VI, VII e con alcuni del III gruppo.

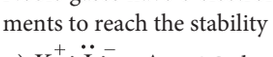
53 Con elementi del VII, VI, V e con alcuni del IV gruppo.

54

Primo elemento	Secondo elemento	Tipo di legame
Na	Cl	ionico
Ca	Br	ionico
H	S	covalente polare
Mg	O	ionico
F	F	covalente puro
Cu	H	covalente polare
Fe	Fe	metallico
C	H	covalente polare
N	H	covalente polare

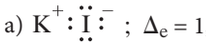
Laboratorio delle competenze

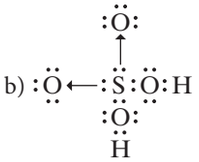
55 In a solution, or in melt phase, ions are free to move. On the contrary, in solid phase, ions are bonded to each other and they don't conduct electricity.

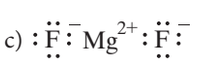
56 

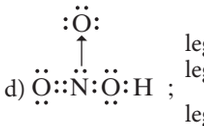
57 Electrostatic forces.

58 Noble gases have 8 electrons in their valence shell, so they don't need to combine themselves with other elements to reach the stability (8 electrons in the valence shell).

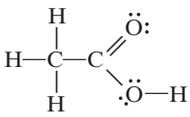
59 a)  ; $\Delta_e = 1{,}8$; legame ionico

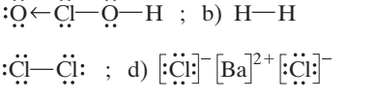
b)  ; legame S—O: $\Delta_e = 0{,}9$; legame covalente polare; legame O—H: $\Delta_e = 1{,}2$; legame covalente polare

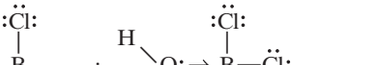
c)  ; $\Delta_e = 2{,}7$; legame ionico

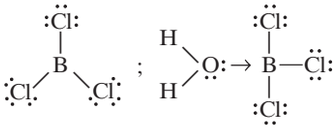
d)  ; legame O—H: $\Delta_e = 1{,}2$; legame covalente polare; legame N—O: $\Delta_e = 0{,}4$; legame covalente polare

60 Perché nei solidi metallici gli elettroni del mare elettronico sono mobili, mentre nei solidi ionici no.

61 

62 a)  ; b) H—H

c) ; d) 

63 

64 Perché in questi ioni la regola dell'ottetto non è rispettata e il livello più esterno non è completo.

65 a) Covalente puro. $\Delta_e = 0{,}35$, CH_4; b) covalente puro. $\Delta_e = 0{,}38$, H_2S; c) ionico. $\Delta_e = 2{,}55$, BaO; d) covalente puro. $\Delta_e = 0$, Br_2.

66 $CaCl_2$; ionico.

Capitolo 10 La forma delle molecole e le forze intermolecolari

Hai capito?

pag. 191 Non polare. Perché viene estratta da CO_2 apolare.
pag. 194 La separazione in idrogeno e ossigeno.

Test

1 D; **2** B; **3** D; **4** A; **5** B; **6** A; **7** B

Quesiti e problemi

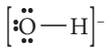
8 *Vedi* definizioni pagg. 183-184.

9 B

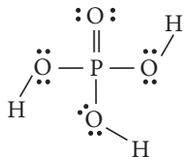
10 A

11 A; C

12 Alla maggiore distanza possibile l'una dall'altra.

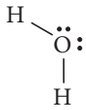
13  Intorno all'atomo di ossigeno si trovano una coppia elettronica di legame e tre coppie di elettroni liberi.

15 a)



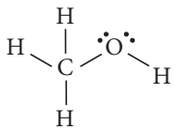
tetraedrica

b)



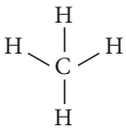
angolare

c)



tetraedrica

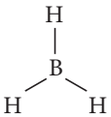
d)



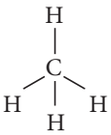
tetraedrica

16 Li —H

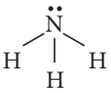
H —Be —H lineare



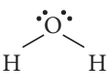
triangolare planare



tetraedrica



piramidale triangolare

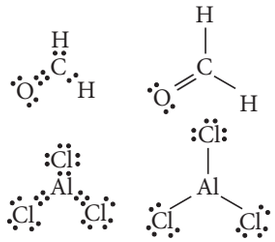


piegata

17 BH_3 è triangolare planare; NH_3 è piramidale.

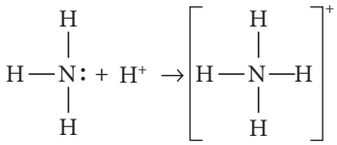
18 C

19



Sono entrambe molecole triangolari planari.

20 NH_4^+



Piramidale. Tetraedrica.

21 Il momento dipolare μ caratterizza il dipolo elettrico in una molecola, una grandezza vettoriale che ha intensità maggiore quanto sono maggiori *q* (carica parziale) e *d* (distanza fra le cariche parziali). *Vedi* teoria pag. 189.

22 Sì, quando a causa della geometria tutti i dipoli si annullano.

23 Perché PH_3 ha una coppia di legame libera.

24 Perché H_2S ha struttura piegata, mentre CS_2 ha struttura lineare.

25 Perché entrambi hanno geometria tetraedrica, ma in CF_4 i legami sono tutti equivalenti e i dipoli si annullano, mentre in CF_2Cl_2 no.

26 I_2 è apolare come CCl_4.

27 Con l'esperimento della bacchetta elettrizzata.

28 C

29 Polari: CH_2Cl_2 - CO - H_2S - PCl_3 - HI; apolari: CH_3CH_3 - Br_2.

30 CCl_4; CO_2; I_2

31 C

32 Gli stati condensati della materia sono lo stato solido e quello liquido.

33 Dipolo-dipolo.

34 Si possono formare dipoli istantanei e la forza di attrazione viene detta «di London».

35 *Vedi* teoria pag. 192.

36 Si presentano fra molecole con dipoli molecolari permanenti, quindi costituite da atomi diversi e con una geometria tale da non annullare la polarità.

37 Perché l'ossigeno ha dimensioni maggiori dell'azoto e quindi forze di Van der Waals più intense.

38

Gas nobile	T_{eb} (°C)
He	−269
Ne	−246
Ar	−186
Kr	−152
Xe	−107
Rn	−62

Al crescere delle dimensioni atomiche aumenta la temperatura di ebollizione.

39 *Vedi* teoria pag. 193.

40 Nel ghiaccio, le molecole d'acqua formano ciascuna il massimo numero di legami a idrogeno con le molecole vicine. Nella struttura cristallina si creano così degli spazi vuoti.

41 NH_3

42 B

43 Miscuglio eterogeneo, perché l'acqua (polare) e il benzene (apolare) sono immiscibili.

44 *Vedi* teoria pag. 194.

45 C_6H_{14} ha massa molecolare e dimensioni maggiori di C_4H_{10}.

46 HF dà legami a idrogeno (i legami intermolecolari più forti), per cui la coesione fra le molecole è maggiore.

47 Perché evaporando l'alcol sottrae calore alla pelle e lo utilizza per rompere i legami a idrogeno tra le sue molecole.

48 CH_4, H_2S, H_2O, NaF

49 *Vedi* teoria pag. 195.

50 *Vedi* definizione e teoria pag. 195.

51 Per i legami a idrogeno fra le molecole, più forti delle interazioni di London in CCl_4.

52 A maggiore energia cinetica corrisponde un numero maggiore di molecole che possono vincere le forze intermolecolari.

53 B

54 B

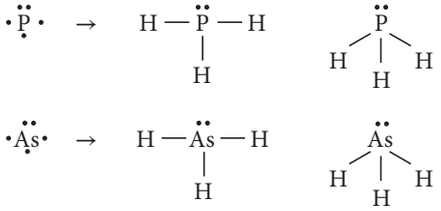
55 L'acqua, perché è più polare e presenta maggiore adesione nei confronti del vetro.

56 I detersivi diminuiscono il valore della tensione superficiale.

Laboratorio delle competenze

57 Yes, if the central atom has no free electron pairs.

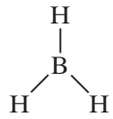
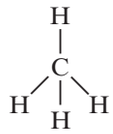
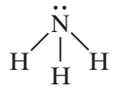
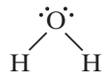
58



Si possono mettere in relazione con NH_3.

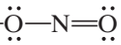
59 Sì, all'aumentare del numero atomico aumenta la lunghezza di legame, in quanto il raggio atomico diventa più grande.

60

Formula bruta	Formula di struttura di Lewis	Geometria
LiH	Li—H	lineare
BeH_2	H—Be—H	lineare
BH_3		trigonale planare
CH_4		tetraedrica
NH_3		piramidale triangolare
H_2O		piegata
HF		lineare

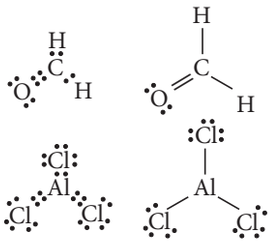
61 B

62 BH_3 è triangolare planare; NH_3 è piramidale.

63 

64 NH_4^+. Tetraedrica.

65



Sono entrambe molecole triangolari planari.

66 H—C≡C—H
lineare

Capitolo 11 La solubilità e le soluzioni

Hai capito?

pag. 207 15 mg
pag. 211 m = 0,048 mol/kg; $t_{c\ soluz.}$ = –0,3 °C

Test

1 B; **2** A; **3** D; **4** B; **5** D; **6** D; **7** D

Quesiti e problemi

8 *Vedi* teoria pag. 201.
9 Il solvente è il liquido presente in quantità maggiore.
10 *Vedi* teoria pag. 201.
11 *Vedi* teoria pag. 201.
12 *Vedi* teoria pag. 201.
13 La misurazione della conducibilità della soluzione.
14 Le molecole d'acqua allentano i legami a idrogeno così come si indebolisce il legame ionico tra K^+ e Cl^-; lo ione K^+ viene circondato dalla parte con parziale carica negativa delle molecole d'acqua, mentre la parte con parziale carica positiva circonda lo ione Cl^-.
15 In H_2O: sale, zucchero, aceto; nell'olio: burro, pepe, trielina.
16 *Vedi* teoria pag. 203.
17 Perché a bassa temperatura è maggiore la concentrazione di O_2 disciolto nell'acqua di mare.
18 D
19 Natura del soluto; natura del solvente; temperatura; pressione (nel caso della solubilità dei gas).
20 La solubilità di un solido in genere aumenta all'aumentare di *T* ed è indipendente dalla pressione. La solubilità di un gas diminuisce all'aumentare di *T* e al diminuire della pressione.
21 Se cambiano le condizione esterne il soluto in eccesso può precipitare; nel tempo, la concentrazione aumenta per evaporazione del solvente e si forma un precipitato.
23 10,2% *m*/*m*
24 55,2 g
25 1,44% *m*/*m*
26 $8{,}8 \cdot 10^2$ g
27 5,00 ppm
28 0,15 μg
29 13 mg
30 % *m*/*m* = 4,00; % *m*/*V* = 4,80 g/mL
31 Se il valore della densità fosse minore di 1.
32 a) 0,05 M; b) 1,500 M; c) 1,5 M; d) 0,300 M
33 2 g
34 0,18% *m*/*V*; 4,7 M
36 0,50 L
37 250 mL
38 0,5 M
39 a) 200 mL; b) 33 mL; c) 31 mL
40 a) 7,2 m; b) 12 m; c) 0,43 m; d) 1,5 m
41 0,6 mol
42 $3{,}6 \cdot 10^{-4}$ M
43 a) 0,225 mol; b) 17,6 g; c) 0,05 mol; d) 1,60 mol
44 5,0 m
45 245 g
46 Quando la soluzione è molto diluita.
47 a) 3,4% *m*/*m*; b) 1,2% *V*/*V*; c) 1 M; d) 1,0 m
48 1,7 m
49 Il processo di evaporazione del solvente è ostacolato dalle particelle di soluto.
50 *Vedi* teoria pag. 211.
51 t_c = –2,4 °C
52 t_{eb} = 100,3 °C, t_c = –0,9 °C

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Laboratorio delle competenze

53 4,34 m; 16,7% *m*/*m*
54 1.6 g
55 1 M
56 100,7 °C; 1,4 m
57 101,0 °C
58 Le molecole d'acqua attraversano le bucce ed entrano nelle prugne, in quanto tendono a migrare verso la soluzione più concentrata.
59 N_2 75,4%; O_2 23,2%; Ar 1,24%; CO_2 0,046%; Ne 0,049%; O_3 0,016% (percentuali espresse in *m*/*m*).
60 0.83 M
61 Che ha una concentrazione inferiore.
62 No, le sue cellule si disidraterebbero.
63 Sì.
64 Per espellere lentamente le bolle di gas (prevalentemente azoto) respirato dalle bombole. Risalendo in superficie la pressione sul sub diminuisce e le bolle potrebbero causare embolie.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 12 Classificazione e nomenclatura dei composti

Hai capito?

pag. 219 a) Cu; b) Mg; c) F; d) N; e) Ag

pag. 223

Ossido basico	Ossido acido	Idruro	Idracido	Idrossido	Ossiacido	Sale binario	Sale ternario
Na_2O	N_2O_3	CaH_2	HF	$Mg(OH)_2$	H_3PO_4	$MgBr_2$	KNO_3

pag. 227

Idruri metallici	Idruri covalenti	Idracidi
NaH; CaH_2	NH_3	HBr; H_2S

- +4
- Tetraidruro di carbonio; tetraidruro di silicio; triidruro di azoto; triidruro di fosforo; triidruro di arsenico.

pag. 236

n.o.	Prefisso	Suffisso anidride	Suffisso acido	Suffisso sale
+1	ipo…	…osa	…oso	…ito
+3		…osa	…oso	…ito
+5		…ica	…ico	…ato
+7	per…	…ica	…ico	…ato

Test

1 C; **2** D; **3** C; **4** B; **5** C; **6** D; **7** D; **8** D

Quesiti e problemi

9 Lavoisier.

10 Associazione internazionale con lo scopo di razionalizzare la nomenclatura dei composti chimici.

11 L'insieme delle regole che permettono di assegnare il nome corretto a una sostanza.

12 La valenza di un atomo è il numero di legami che esso è in grado di formare.

13 Il numero di ossidazione rappresenta la carica formale che ogni atomo (in una molecola o in uno ione poliatomico) assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.

14 I legami covalenti (puri o omopolari) si formano tra atomi aventi la stessa elettronegatività.

15 +2; la carica è indicata da un numero seguito dal segno positivo o negativo; il numero di ossidazione, dal segno seguito da un numero.

16 Sono a sinistra e hanno comportamento metallico; il n.o. è sempre positivo perché perdendo elettroni raggiungono la stabilità dell'ottetto.

17 L'idrogeno assume n.o. –1 quando si combina con elementi meno elettronegativi, mentre ha n.o. +1 se si combina con gli alogeni, che hanno elettronegatività maggiore.

18 Perché il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno e quindi assume n.o. –1, mentre l'ossigeno +2.

19 +3

20 a) +2; –2; +1; b) +2; –2; c) +2; +6; –2; d) +3; –2; e) +1; –1; f) +5; –2; g) –3; +1; h) +4; –2; i) +1; +4; –2; j) +5; –2; k) +1; +7; –2; l) +2; –1; m) +1; +5; –2; n) +3; –2; o) +1; +4; –2; p) +2; +6; –2; q) +5; –2; r) +6; –2; s) +3; –2; t) +5; –2

21 a) +1; b) –2; c) +4; d) +1; e) +4; f) +4; g) +1; h) +2; i) 0; j) +4; k) +3; l) +2; m) –2; n) –3; o) +2

22 Cl_2O monossido di cloro; Cl_2O_3 triossido di dicloro; Cl_2O_5 pentossido di dicloro; Cl_2O_7 eptossido di dicloro.

23 CrO monossido di cromo; Cr_2O_3 triossido di dicromo; CrO_3 triossido di cromo.

24 N_2O monossido di diazoto; NO monossido di azoto; N_2O_3 triossido di diazoto; NO_2 diossido di azoto; N_2O_5 pentossido di diazoto.

25 a) SF_6 esafluoruro di zolfo; b) CO monossido di carbonio; c) CsCl cloruro di cesio.

26 Ossidi basici: a, b, d, f, g; ossidi acidi: c, e, h, i.

27 Idruri metallici: b, d, e; idruri covalenti: a, g; idracidi: c, f, h, i.
[Nota: Gli idruri salini (di tipo ionico) sono quelli dei metalli alcalini e alcalino-terrosi. Gli idruri metallici sono formati da metalli quali Ti, V, Cr, Pd e altri, grazie alla loro capacità di adsorbire o includere idrogeno, in misura variabile, entro gli interstizi del reticolo cristallino (si suppone che l'idrogeno sia presente in forma non ionica). Gli idruri covalenti si formano con i non metalli.]

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

28 a) Ossido basico; b) ossiacido; c) sale ternario; d) idrossido; e) sale binario; f) idruro metallico.

29 a) Ossido acido; b) idruro covalente; c) ossiacido; d) idracido; e) ossido basico; f) sale ternario; g) sale binario; h) ossido covalente; i) idrossido; j) idruro metallico; k) idruro covalente; l) sale ternario.

30 a) Fe_2S_3; b) SF_6; c) LiH; d) As_2S_3; e) HBr; f) H_2S; g) BN; h) Mg_2Si; i) GaSe

31

	Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura secondo Stock	Nomenclatura IUPAC
a)	$FeBr_2$	bromuro ferroso	bromuro di ferro(II)	dibromuro di ferro
b)	$SnCl_2$	cloruro stannoso	cloruro di stagno(II)	dicloruro di stagno
c)	$SnCl_4$	cloruro stannico	cloruro di stagno(IV)	tetracloruro di stagno
d)	CaF_2	floruro di calcio	fluoruro di calcio	difluoruro di calcio

32 a) Ioduro di rame(II); b) ioduro di mercurio(I); c) solfuro di cobalto(III); d) idruro di nichel(II).

33 a) Bromuro di idrogeno; b) trisolfuro di dicromo; c) monosolfuro di ferro; d) tricloruro di antimonio.

34 a) HCl; b) H_2S; c) HF; d) HBr

35 SnF_2

36 $CaCl_2$

37 a) Cloruro di sodio;
b) fluoruro di sodio;
c) dibromuro di magnesio;
d) ioduro d'argento;
e) triidruro di fosforo;
f) tetraidruro di silicio;
g) esafluoruro di xenon;
h) tetracloruro di silicio;
i) diioduro di piombo;
j) tetraidruro di carbonio;
k) esaidruro di diboro;
l) tricloruro di alluminio.

38 NH_3

39

	Composto	Classe	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale
a)	NH_3	idruro covalente	triidruro di azoto	ammoniaca
b)	KCl	sale binario	cloruro di potassio	cloruro di potassio
c)	AsH_3	idruro covalente	triidruro di arsenico	arsina
d)	BaH_2	idruro metallico	diidruro di bario	idruro di bario
e)	HCl	idracido	cloruro di idrogeno	acido cloridrico
f)	BF_3	sale binario	trifluoruro di boro	fluoruro di boro
g)	LiH	idruro metallico	idruro di litio	idruro di litio
h)	$FeBr_3$	sale binario	tribromuro di ferro	bromuro ferrico
i)	SiH_4	idruro covalente	tetraidruro di silicio	idruro di silicio
j)	HBr	idracido	bromuro di idrogeno	acido bromidrico
k)	HI	idracido	ioduro di idrogeno	acido iodidrico
l)	CuH	idruro metallico	monoidruro di rame	idruro rameoso
m)	PH_3	idruro covalente	triidruro di fosforo	fosfina
n)	ZnH_2	idruro metallico	diidruro di zinco	idruro di zinco
o)	NaF	sale binario	fluoruro di sodio	fluoruro di sodio
p)	CaH_2	idruro metallico	diidruro di calcio	idruro di calcio
q)	PbI_2	sale binario	diioduro di piombo	ioduro piomboso
r)	K_2S	sale binario	solfuro di dipotassio	solfuro di potassio
s)	CH_4	idruro covalente	tetraidruro di carbonio	idruro di carbonio
t)	H_2S	idracido	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico
u)	HF	idracido	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
v)	$SiCl_4$	sale binario	tetracloruro di silicio	cloruro di silicio
w)	NiO	ossido basico	monossido di nichel	ossido nicheloso
x)	CS_2	sale binario	disolfuro di carbonio	solfuro di carbonio

41 a) Cr_2O_3; b) V_2O_5; c) CoO; d) Cl_2O_5

42 a) NiO; b) Fe_2O_3; c) Cu_2O; d) PbO_2
43 a) CO_2; b) N_2O_5; c) Cl_2O_7; d) B_2O_3
44 CO_2 diossido di carbonio.
45

	Composto	Classe	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura di Stock
a)	CO_2	ossido acido	diossido di carbonio	anidride carbonica	
b)	CuO	ossido basico	monossido di rame	ossido rameico	ossido di rame(II)
c)	SrO	ossido basico	ossido di stronzio	ossido di stronzio	ossido di stronzio
d)	SO_2	ossido acido	diossido di zolfo	anidride solforosa	
e)	P_2O_5	ossido acido	pentaossido di difosforo	anidride fosforica	
f)	H_2O_2	perossido	perossido di idrogeno	acqua ossigenata	
g)	Ni_2O_3	ossido basico	triossido di dinichel	ossido nichelico	ossido di nichel(III)
h)	Na_2O_2	perossido	perossido di sodio	perossido di sodio	perossido di sodio
i)	Cl_2O	ossido acido	monossido di dicloro	anidride ipoclorosa	

46 Fosforo.
47 Na_2S solfuro di disodio.
48 $Ca(OH)_2$ diidrossido di calcio.
49 a) $Ca(OH)_2$; b) $Fe(OH)_2$; c) $Fe(OH)_3$; d) $Ba(OH)_2$; e) NaOH; f) $Cu(OH)_2$
50 Con un idracido.
51 La cartina all'indicatore universale assume colore blu.
52 a) H_2CO_3; b) HNO_2; c) $HClO_4$; d) H_2CrO_4; e) H_2MnO_4; f) $HMnO_4$; g) HNO_3; h) $HAsO_2$
53 a) H_2MnO_4; b) H_2AsO_3; c) H_2SeO_3; d) $FeCO_3$; e) $CuSO_4$
54 HBrO; HIO_3; HIO_4
55

	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
a)	H_2CO_3	acido carbonico	acido triossocarbonico(IV)
b)	HNO_2	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
c)	HNO_3	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
d)	H_2SO_3	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
e)	H_2SO_4	acido solforico	acido tetrossosolforico(VI)
f)	HClO	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
g)	$HClO_2$	acido cloroso	acido diossoclorico(III)
h)	$HClO_3$	acido clorico	acido triossoclorico(V)
i)	$HClO_4$	acido perclorico	acido tetrossoclorico(VII)

56 a) Anidride o ossido acido; b) ossido basico.
57 SiO_4^{4-}; Mg: +2; Si: +4; O: –2
58 3; $Ca_3(PO_4)_2$
60 a) LiClO; b) $HClO_4$; c) $CoCO_3$; d) K_2SO_3; e) KIO_3; f) $Cr_2(SO_4)_3$
61 a) $BaSO_4$; b) KNO_3; c) $MgCO_3$; d) NaClO; e) $Ca_3(PO_4)_2$
62 a) Na^+ e HCO_3^-; b) Ca^{2+} e $2HSO_4^-$; c) Mg^{2+} e $2H_2PO_4^-$; d) Ba^{2+} e $2HSO_3^-$
63

	Composto	Nome tradizionale	Nome IUPAC
a)	$BaSO_4$	solfato di bario	tetrossosolfato(VI) di bario
b)	KNO_3	nitrato di potassio	triossonitrato(V) di potassio
c)	NaClO	ipoclorito di sodio	monossoclorato(I) di sodio
d)	$Ca_3(PO_4)_2$	fosfato di calcio	tetrossofosfato(V) di tricalcio

64 a) F, solo gli acidi poliprotici; b) F, i sali acidi, per esempio, contengono quattro elementi; c) V; d) V.

Laboratorio delle competenze

65 a) Diossido carbonico → diossido di carbonio; b) anidride disolforica → anidride solforica; c) ossido di calcio(II) → ossido di calcio.
66 Carattere metallico maggiore ed energia di ionizzazione minore rispetto agli altri elementi del gruppo.

67 a) Ossido rameico (n.o. Cu = +2); b) nitrato di potassio (n.o. N = +5); c) cloruro di ferro(II) (n.o. Fe = +2); d) pentossido di diazoto (N ha pedice 2); e) perossido di potassio (altrimenti sarebbe stato K_2O); f) idrossido di bario (ha solo n.o. +2); g) acido solforico (n.o. S = +6); h) acido bromidrico (è un idracido); i) carbonato acido di sodio (H indica che è acido).

68 $Cr_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Cr(OH)_3$, ossido di cromo + acqua → idrossido cromoso; $Cr_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_4 \rightarrow$ $\rightarrow 2HCrO_2$, ossido di cromo + acqua → acido cromoso.

69 a) Solfuro ferroso; b) cloruro cobaltoso; c) nitrito di sodio.

70 a) $Mn(NO_2)_2$; b) FeF_3; c) $Ba(OH)_2$; d) Cl_2O_7

71 a) $Zn(NO_2)_2$; b) Na_2SO_3; c) $AlPO_4$; d) $LiClO_3$; e) $KMnO_4$; f) $Ca(HSO_4)_2$; g) $Fe(HS)_2$

72 a) Acido cloridrico; b) idrossido di potassio; c) solfato di sodio; d) acido perclorico; e) idrossido stannoso; f) anidride nitrica.

73 a) Idrogenotriossosolfato(IV) di bario; b) ossido di dipotassio; c) triossosolfato(IV) di alluminio; d) triidrossido di cromo; e) triossido di zolfo; f) pentossido di difosforo; g) iodio; h) acido triossoborico(III).

74 b) Ternario, molecolare, ossiacido; c) binario, molecolare, idruro covalente; d) ternario, ionico, idrossido; e) binario, ionico, ossido basico; f) ternario, ionico, sale di ossiacido; g) binario, molecolare, idracido.

75

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H_2SO_3	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
H_2S	acido solfidrico	solfuro di diidrogeno
HClO	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
H_3PO_4	acido fosforico	acido tetrossofosforico(V)
H_2CrO_4	acido cromico	acido tetrossocromico(VI)
HNO_3	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno

76 a) HCO_3^-; b) S^{2-}; c) HSO_3^-; d) HSO_4^-; e) $H_2PO_4^-$; f) ClO_2^-

77 Idruri covalenti: NH_3 - triidruro di azoto; PH_3 - triidruro di fosforo; CH_4 - tetraidruro di carbonio.
Idracidi: H_2S - solfuro di diidrogeno; HCl - cloruro di idrogeno; HBr - bromuro di idrogeno.
Ossidi basici: Na_2O - ossido di disodio; Al_2O_3 - triossido di dialluminio; CaO - ossido di calcio.

78 a) Calcium nitrate; b) cuprous nitrate; c) potassium dichromate.

79 a) Silicon tetrafluoride; b) diphosphorous trioxide; c) tetravanadium decaoxide; d) xenon tetrafluoride.

80 P_4S_3 - trisolfuro di tetrafosforo o sesquisolfuro di fosforo; $KClO_3$ - triossoclorato(V) di potassio o clorato di potassio; Fe_2O_3 - triossido di diferro o ossido ferrico; ZnO - ossido di zinco.

81

	Nome tradizionale	Nome IUPAC
a)	carbonato acido di sodio	idrogenocarbonato(IV) di sodio
b)	carbonato di sodio	triossocarbonato(IV) di sodio
c)	ipoclorito di sodio	monossoclorato(I) di sodio
d)	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
e)	ossido piombico	diossido di piombo
f)	ossido di alluminio	triossido di dialluminio
g)	ossido di calcio	ossido di calcio
h)	idrossido di calcio	diidrossido di calcio
i)	tetraborato di sodio decaidrato	eptossotetraborato(III) di sodio decaidrato
j)	solfato di alluminio	tetraossosolfato(VI) di alluminio
k)	carburo di silicio	monocarburo di silicio
l)	idruro di azoto	triidruro di azoto
m)	idruro di carbonio	tetraidruro di carbonio

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 13 Le reazioni chimiche

Hai capito?

pag. 248 $4Cu_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cu_2O_{(s)}$

Test

1 D; **2** B; **3** A; **4** D

Quesiti e problemi

5 I reagenti sono i composti di partenza, i prodotti sono i composti finali in una reazione chimica.
6 Che il ferro è allo stato fuso; no, perché in soluzione acquosa il ferro è uno ione.
7 Alla legge di conservazione della massa.
8 a) 2; 2; 1; b) 1; 1; 1; 1; c) 6; 4; 6; 2; 3; d) 1; 3; 7; 1; 1; 3, 7
9 C; $2NH_3$
10 a) Bilanciata; b) 2; 1; 4; c) 4; 3; 2; d) 4; 7; 4; 6
11 a) 2; 15; 12; 6; b) 2; 13; 8; 10; c) 2; 31; 20; 22
12 a) 2; 2; 4; 2; b) 2; 2; 1; c) 2; 4; 2; 1
13 a) 6; 6; 1; 6; b) 3; 2; 6; 1; c) 1; 8; 5; 6; d) già bilanciata; e) 3; 1; 3; 2; f) 1; 3; 1; 1; g) 1; 1; 1; 2; h) 2; 3; 2; 2
14 H_2O; $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CO_2 + CaCl_2 + H_2O$
15 $2CH_4 + 2NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2HCN + 6H_2O$
16 a) Bilanciata; b) 1; 2; 1; 2; 2; c) 1; 6; 3; 2
17 Almeno due; almeno due.
18 Doppio scambio.
19 $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
20 a) 2Li; 1; 1; b) 1; 1; H_2CO_3; c) 2; $3I_2$; 2; d) SO_2; 1; 1
21 a) 2; 1; 2CaO; calcio + ossigeno → ossido di calcio
b) 2; 1; 2NaCl; sodio + cloro → cloruro di sodio
c) 1; 1; $MgCl_2$; cloro + magnesio → cloruro di magnesio/dicloruro di magnesio
d) 1; 3; $2NH_3$; azoto + idrogeno → ammoniaca/triidruro di azoto
22 Da $CaCO_3$ si ottengono CaO e CO_2; dai carbonati, in generale, l'ossido del metallo e CO_2.
23 $(NH_4)_2Cr_2O_{7(s)} \rightarrow N_{2(g)} + Cr_2O_{3(s)} + 4H_2O_{(g)}$
24 Perché si decompone in acqua, liberando ossigeno gassoso.
25 La decomposizione è una reazione chimica e come tale riguarda gli elettroni di valenza degli atomi, la fissione è una trasformazione del nucleo che genera nuovi elementi.
26 $2Mg_{(s)} + CO_{2(g)} \rightarrow 2MgO_{(s)} + C_{(s)}$
27 a) $Al(NO_3)_{3(aq)} + 3Ag_{(s)}$; (1; 3)
b) $2NaOH_{(aq)} + H_{2(g)}$; (2; 2)
c) $BeCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$; (1; 2)
d) $MgO_{(s)} + Cd_{(s)}$; (1; 1)
28 A; D; E
29 a) $AgNO_3 + KI \rightarrow KNO_3 + AgI_{(s)}$
b) $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow 2NaCl + BaSO_{4(s)}$
c) $Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightarrow 2KNO_3 + PbCrO_{4(s)}$
30 a) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ sintesi
b) $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ decomposizione
c) $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ scambio semplice
d) $Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow 2KNO_3 + PbI_2$ scambio doppio
31 7/2 equivale a considerare 7 atomi di O; moltiplicando tutti i coefficienti per 2.
32 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 4-1-2-2; 3 mol.
33 1,0 mol_{FeCl_3}; 1,5 mol_{H_2O}
34 16 mol_{FeSO_4}; 4,0 mol_{O_2}
35 0,25 $mol_{Al_2O_3}$; 0,75 mol_{H_2O}
37 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 3-1-2-3; 35,99 g di C e 159,5 g di Fe_2O_3.
38 $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$; 5,81 g

39 107 g
40 6,3 g
41 0 g_{SiO_2}; 0 g_C; 28 g_{Si}; 56 g_{CO}
42 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-2-1-1; ossido di calcio/monossido di calcio + acido cloridrico → cloruro di calcio/dicloruro di calcio + acqua; 159 g_{CaCl_2}.
43 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-2-1-2; metano/tetraidruro di carbonio + ossigeno → anidride carbonica/diossido di carbonio + acqua; 88 g_{CO_2}.
44 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-3-1-3; 169 g di H_2O e 350 g di Fe.
45 49 $g_{Zn_3(PO_4)_2}$
46 11 g_{O_2}
47 4,5 L
48 20,82 g
49 Quello che si esaurisce per primo in una reazione chimica.
50 Dai rapporti stechiometrici e dalla quantità di reagente limitante.
51 R_E: resa effettiva di una reazione chimica; R_P: resa percentuale di una reazione chimica; $R_P = R_E/R_T \cdot 100$.
52 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2; 3; 2. 58,0%.
54 Bilanciata. HCl; 75 g_{HCl}
55 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1; 3; 1; 3. HCl; 53 g_{AlCl_3}; 22 g_{H_2O}
56 Br_2; 2,7 g_{FeBr_3}
57 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-1-1-2; 13,4 g; no.
58 $1{,}8 \cdot 10^2$ g

Laboratorio delle competenze

59 $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$; reazione di decomposizione.
60 $4FeSO_4 + O_2 \rightarrow 4SO_3 + 2Fe_2O_3$; $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
61 a) $Ca(ClO_3)_{2(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + 3O_{2(g)}$; b) $Na_2CO_{3(aq)} + CoCl_{2(aq)} \rightarrow CoCO_{3(s)} + 2NaCl_{(aq)}$;
c) $4Li_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Li_2O_{(s)}$
62 a) $2HCl + MgO \rightarrow MgCl_2 + H_2O$;
acido cloridrico + ossido di magnesio → cloruro di magnesio + acqua;
b) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$;
anidride fosforica + acqua → acido metafosforico;
c) $Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$;
calcio + cloro → cloruro di calcio;
d) $2HClO_3 + CaO \rightarrow Ca(ClO)_3 + H_2O$;
acido clorico + ossido di calcio → clorato di calcio + acqua;
e) $Ag_2O + 2HNO_3 \rightarrow 2AgNO_3 + H_2O$;
ossido di argento + acido nitrico → nitrato di argento + acqua
63 Insolubili, altrimenti verrebbero sciolti dai fenomeni meteorologici.
64 $CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)}$
65 39,2 kg
66 Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1; 2; 1; 2. $1{,}1 \cdot 10^2$ L
67 $2O_3 \rightarrow 3O_2$; 107 g_{O_2}
68 76%
69 79 kg
70 È la reazione di decomposizione di $CaCO_3$ da cui si ottiene la calce.
72 1.08 mol_{O_2}; 2.62 $mol_{Al_2O_3}$; 1.99 $mol_{Al_2O_3}$
73 49.0 g_{O_2}; 748 g_{KClO_3}; 12.6 g_{KCl}
74 $Cu + 4HNO_3 \rightarrow 2NO_2 + Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$

Capitolo 14 La termodinamica

Hai capito?

pag. 264
- Si può adoperare una beuta chiusa con un palloncino o un altro recipiente sigillato; si può inserire il recipiente di reazione in una tazza di polistirolo o in una busta di materiale isolante; un tappo di gomma forato con una siringa permette di valutare la quantità di gas prodotto.
- No, la bevanda è libera di evaporare.
-

Tipo di sistema	Materia	Calore	Lavoro	Esempio
aperto	sì	sì	sì	
chiuso	no	sì	sì	
isolato	no	no	no	

pag. 271
- Abbassare la temperatura.
- Esotermica, è la diminuzione di entalpia a rendere spontanea la reazione.

Test

1 D; **2** C; **3** B; **4** C; **5** B; **6** B; **7** D; **8** B

Quesiti e problemi

9 Chiamiamo *sistema* il corpo che intendiamo studiare, e ambiente tutto ciò che lo circonda.
10 Il sistema è aperto, l'effervescenza produce uno scambio di materia con l'ambiente.
11 Il sistema chiuso scambia con l'ambiente energia, ma non materia. Un sistema isolato non scambia né energia né materia. Esempi: lattina di aranciata e thermos.
12 a) A; b) A; c) I; d) A
13 Bisogna verificare come varia la temperatura del sistema.
14 Endotermico.
15 $1{,}2000 \cdot 10^5$ kJ
16 $Q_{metano} = 3{,}68 \cdot 10^4$ kJ/kg;
$Q_{acetilene} = 5{,}40 \cdot 10^4$ kJ/kg
17 393,24 kJ/mol
18 È maggiore a 50 °C.
19 Subito; 223 kJ.
20 40 J
21 –14 kJ
22 Sì. Per il primo principio della termodinamica $\Delta U = Q + W$. Il calore prodotto dal sistema ha segno negativo, il lavoro è considerato positivo se viene compiuto dal sistema e negativo se viene svolto sul sistema; quindi, se viene svolto lavoro sul sistema, anche se questo produce calore, la sua energia interna può aumentare.
23 D
24 L'energia interna.
25 Diminuisce.
26 Negativo.
27 La facilità con cui avviene una reazione dipende dalla tendenza a formare legami più forti e sistemi con maggior disordine.
28 Lo stato solido.
29 Un gas occupa tutto lo spazio a disposizione, tendendo così alla massima entropia.
30 Una reazione risulta spontanea se $\Delta G < 0$.
31 Minore.
32 No.
33 $\Delta S > 0$; se $\Delta S < 0$, ΔH deve essere minore di $T\Delta S$; solo in questo caso la reazione, spontanea alle basse temperature, avviene con diminuzione di energia libera.
34 Dipende dai valori di H e S.
35 $\Delta G = +41$ kJ; la reazione non è spontanea.

Laboratorio delle competenze

36 Nella sbarra A.
37 La reazione è esotermica, per cui si formano legami più forti rispetto ai reagenti.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

38 $T\Delta S > 3{,}6$ kcal/mol

39 Esotermica.

40 100 g di biscotti corrispondono a 506 kcal (cioè 2118 J). Un singolo biscotto, di 10,2 g, equivale a 51,6 kcal (216 kJ). La composizione è la seguente: proteine 7,1%, carboidrati 63,4%, grassi 24,3%. Si trascurano gli altri componenti. Considerando il consumo di 5 biscotti, l'apporto calorico è di 258 kcal (1080 kJ), il cui smaltimento richiede circa 1 ora di cammino.

41 Se il processo di dissoluzione del gas O_2 in acqua è esotermico ($\Delta H < 0$) e l'entropia diminuisce ($\Delta S < 0$), dall'equazione $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$ si nota come all'aumentare della temperatura ΔG diventi sempre più positivo, quindi il processo sarebbe sfavorito.

42 L'olio è apolare (idrofobo) e pertanto l'acqua (polare) non riesce a spezzare i suoi legami.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 15 Cinetica ed equilibrio

Hai capito?

pag. 281 Gli urti efficaci sono solo una piccola percentuale di tutti gli urti che avvengono tra le molecole in una reazione; E_a è la differenza di energia tra complesso attivato e reagenti mentre ΔH è la differenza di energia tra prodotti e reagenti; lo stato di transizione è una fase intermedia della reazione e il complesso attivato è il composto che si forma a questo stadio; una reazione a più stadi procede attraverso stadi elementari; una reazione catalizzata segue un percorso alternativo che prevede stadi con energia di attivazione minore rispetto alla reazione non catalizzata; un catalizzatore omogeneo opera nella stessa fase dei reagenti mentre un catalizzatore eterogeneo si trova in una fase diversa.

pag. 283 I vapori violetti di iodio riempiono in modo uniforme lo spazio nel pallone e alcuni cristalli rimangono allo stato solido; alcune molecole di iodio sublimano e altrettante molecole di iodio passano dallo stato aeriforme allo stato solido; $I_{2(s)} \rightleftarrows I_{2(g)}$

pag. 287 $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$; verso i prodotti.

pag. 290 ■ a, b, spostandosi verso i prodotti; c, spostandosi verso i reagenti; d, nessun effetto.
■ Aggiungendo uno dei due reagenti si ha la formazione del prodotto e questo può avvenire solo se l'altro reagente è presente.

Test

1 A; **2** A; **3** A; **4** C; **5** B; **6** A; **7** B

Quesiti e problemi

8 La velocità di reazione si ricava dalla diminuzione della quantità di un reagente o dall'aumento della quantità di un prodotto nell'intervallo di tempo Δt.

9 Misuro il volume di CO_2 formato nel tempo; misuro la quantità di $CaCO_3$ che si trasforma.

10 C

11 Alla produzione di azoto gassoso.

12 $1{,}4 \cdot 10^{-5}$ mol/(L · s)

14 a) Natura dei reagenti; b) concentrazione; c) temperatura; d) superficie di contatto; e) catalizzatore. L'aumento di b, c, e incrementa il numero degli urti fra reagenti e accelera la reazione; anche i catalizzatori rendono le reazioni più veloci.

15 Oltre al costo energetico, la temperatura accelera tutte le reazioni possibili.

16 Gli ioni, in soluzione, sono distanziati fra loro e i reagenti espongono così la massima superficie con aumento del numero degli urti nell'unità di tempo.

17 Perché in questo modo si aumenta la superficie di contatto.

18 *Vedi* teoria e definizione pag. 282.

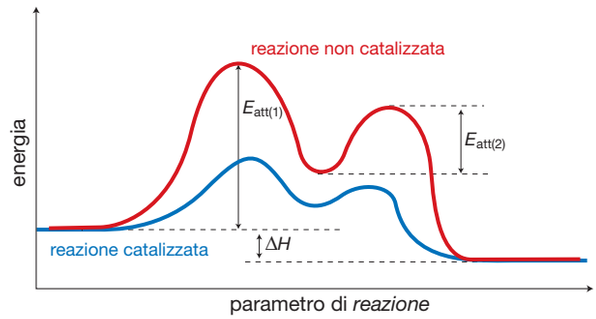
19 *b*

20 *b*

21 a) F; b) F; c) V; d) V; e) F

22 Primo stadio; reazione esotermica.

23



24 *Vedi* teoria pag. 282.

25 Le reazioni diretta e inversa avvengono in continuazione, con le stesse velocità.

26 Sì.

27 La solubilizzazione e la precipitazione dello zucchero in acqua avvengono alla stessa velocità, le molecole di zucchero che passano in soluzione nell'unità di tempo corrispondono a quelle che precipitano.

28 L'emoglobina si lega all'ossigeno; l'ossigeno lascia l'emoglobina per raggiungere i tessuti.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

29 TI e T_2; ogni molecola conterrebbe solo ^{131}I.
30 *Vedi* teoria pag. 284.
31 A
32 *Vedi* teoria pag. 284 (in particolare pag. 287).
33 $2CH_4 \rightleftarrows 3H_2 + C_2H_2$
34 a) $K_{eq} = \frac{[H_2O]^6 \cdot [N_2]^2}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}$

b) $K_{eq} = \frac{[HF]^4 \cdot [CF_4]}{[CH_4] \cdot [F_2]^4}$

35 0,00461
36 $5{,}0 \cdot 10^{-2}$
37 $K_{eq} = \frac{[Cl_2] \cdot [SO_2]}{[SO_2Cl_2]} = \frac{1{,}30 \cdot 10^{-1} \cdot 2{,}17 \cdot 10^{-1}}{1{,}47 \cdot 10^{-1}} = 1{,}92 \cdot 10^{-1}$ 1
38 Perché K_{eq} cresce al crescere della temperatura e aumenta la quantità di prodotto.
39 La costante di equilibrio aumenta con l'aumentare della temperatura nelle reazioni endotermiche, diminuisce con l'aumentare della temperatura nelle reazioni esotermiche.
41 0,0090 M
42 $K_{eq} = [N_2O_4] / ([NO]^2[O_2])$; $7{,}45 \cdot 10^{-1}$ M
43 No.
44 No; la reazione non comporta variazione nel numero di moli di sostanze gassose.
45 L'aggiunta di prodotto sposta l'equilibrio verso sinistra perché la K_{eq} è la stessa e la relazione $K_{eq} = \frac{[p]}{[r]}$ deve essere mantenuta. Le velocità delle reazioni diretta e inversa cambiano fino al raggiungimento del nuovo equilibrio, quando saranno nuovamente uguali. $r \rightleftarrows p$; nuovo equilibrio $r \rightleftarrows p$.
46 Endotermico.
47 Rimane uguale.
48 Verso sinistra.
49 Verso destra.
50 Aumentare la concentrazione di A; diminuire la temperatura; aumentare la concentrazione di B.
51 a) A destra; b) a sinistra; c) a sinistra; d) a destra; e) nessuno spostamento.
52 Esotermico.
53 Eliminando completamente il corpo di fondo viene a mancare la fase solida e, di conseguenza, l'equilibrio fra solido e soluto.
54 a) $K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2$; b) $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}]$; c) $K_{ps} = [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$; d) $K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [NH_4^+] \cdot [PO_4^{3-}]$
55 *Vedi* teoria pag. 292.
56 No.
57 $1{,}10 \cdot 10^{-10}$
58 No.
59 L'equilibrio si sposta verso sinistra e precipita altro CaS.

Laboratorio delle competenze

60 Per la presenza di enzimi che ne permettono la demolizione a 37 °C.
61 $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$;

$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$; $K_p = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$;

a bassa temperatura; perché la sintesi di NH_3 non è favorita da alte temperature; verso i prodotti.
62 No.
63 Perché l'aumento di pressione favorisce la reazione di fusione.
64 L'equilibrio si sposta verso i prodotti perché sono condizioni che favoriscono l'aumento della CO_2 in soluzione; l'equilibrio si sposta verso sinistra; l'equilibrio si sposta verso sinistra perché l'aumento di temperatura diminuisce la concentrazione di anidride carbonica. Le stalattiti e le stalagmiti si formano a seguito della precipitazione di $CaCO_3$; l'anticalcare sposta l'equilibrio in modo tale da evitare la precipitazione di $CaCO_3$.

Capitolo 16 Acidi e basi si scambiano protoni

Hai capito?

pag. 302 a) Si dissocia; base; $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$; b) si ionizza; acido; $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$;
c) si ionizza; acido; $HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$; d) si dissocia; base; $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$

pag. 305 a) $Br^- + H_3O^+$; acido 1 + base 2 → base 1 + acido 2
b) $NH_4^+ + OH^-$; base 1 + acido 2 → acido 1 + base 2
c) $SO_4^{2-} + H_3O^+$; acido 1 + base 2 → base 1 + acido 2

pag. 306 Il fluoro atomico non ha il livello di valenza completo.

pag. 307 $2{,}2 \cdot 10^{-13}$ M; la soluzione è acida.

pag. 312 ■ HNO_3 in acqua è ionizzato al 100%.
■ A: il volume non influenza l'acidità della soluzione.

pag. 313 $C_2H_5NH_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows C_2H_5NH_{3\,(aq)}^+ + OH^-_{(aq)}$; $K_b = \dfrac{[C_2H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_2H_5NH_2]}$; $B_1 + A_2 \rightleftarrows A_1 + B_2$

pag. 316 Rosso.

Test

1 D; **2** D; **3** C; **4** D; **5** A; **6** C; **7** C

Quesiti e problemi

8 Ad Arrhenius; nel 1884.

9 Aceto, succo di limone, succo di pomodoro; una sostanza basica è amarognola (quando si può assaggiare), solitamente viscida al tatto e colora di blu la cartina indicatrice.

10 Perché si combina istantaneamente con una molecola d'acqua con cui, attraverso la formazione di un legame dativo, forma lo ione idronio H_3O^+.

11 Sono composti ionici; elettronegatività.

12 Reazione di ionizzazione. No, le basi dei metalli alcalini e alcalino-terrosi si dissociano, le basi in cui i legami sono covalenti polari si ionizzano.

13 $H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$; $HSO_4^- \rightarrow H^+ + SO_4^{2-}$

14 a) Arrhenius; b) Brønsted; c) Brønsted; d) Brønsted; e) Brønsted; f) Arrhenius.

15

Acido coniugato	Base coniugata
HI	I^-
HS^-	S^{2-}
NH_4^+	NH_3
HNO_3	NO_3^-
HCl	Cl^-
HSO_4^-	SO_4^{2-}
H_2SO_4	HSO_4^-

16 $HSO_3^- + H_2O \rightarrow H_2SO_3 + OH^-$

17 H_3O^+; HSO_4^-; H_2CO_3

18 a) OH^-; b) NO_2^-; c) PO_4^{3-}; d) NH_3

19 a) Acido 1 + base 2 → base 1 + acido 2;
b) acido 1 + base 2 → acido 2 + base 1;
c) base 1 + acido 2 → acido 1 + base 2;
d) base 1 + acido 2 → acido 1 + base 2.

20 $HCO_3^- + H_3O^+ \rightarrow H_2CO_3 + H_2O$; $HCO_3^- + OH^- \rightarrow CO_3^{2-} + H_2O$; sì; in $CO_2 + H_2O$

21 Perché può accettare un doppietto elettronico.

22 A

23 a) A: H^+; B: PH_3; b) A: Cu^{2+}; B: NH_3; c) A: $FeCl_3$; B: Cl^-; d) A: BF_3; B: NH_3

24 È la costante di equilibrio della reazione di autoionizzazione dell'acqua.

25 Una soluzione è neutra quando $[H^+] = [OH^-]$.

26 In ambiente acido $[H^+] > [OH^-]$; in ambiente basico $[OH^-] > [H^+]$.

27 a) Basico; b) acido; c) acido; d) neutro; e) acido; f) acido.

28

K_w	$[H^+]$	$[OH^-]$
$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	$1{,}00 \cdot 10^{-2}$ mol/L	$1{,}00 \cdot 10^{-12}$ mol/L
$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	$1{,}00 \cdot 10^{-8}$ mol/L	$1{,}00 \cdot 10^{-6}$ mol/L
$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	$1{,}00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1{,}00 \cdot 10^{-8}$ mol/L
$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	$6{,}8 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1{,}46 \cdot 10^{-9}$ mol/L
$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	$1{,}92 \cdot 10^{-3}$ mol/L	$5{,}21 \cdot 10^{-12}$ mol/L

29 Il pH è il logaritmo di base dieci, cambiato di segno, della $[H^+]$.
30 Gli acidi forti si ionizzano completamente, gli acidi deboli raggiungono un equilibrio in soluzione.
31 pH = 4,110; pOH = 9,890; acida.
32 a) 9,70; basica; b) 9,0; basica; c) 11,0; basica; d) 5,0; acida; e) 3,3; acida; f) 11,0; basica; g) 1,60; acida.
34 a) $[H^+] = 10^{-6}$ M; $[OH^-] = 10^{-8}$ M
b) $[H^+] = 10^{-8}$ M; $[OH^-] = 10^{-6}$ M
c) $[H^+] = 10^{-13}$ M; $[OH^-] = 10^{-1}$ M
d) $[H^+] = 10^{-3}$ M; $[OH^-] = 10^{-11}$ M
e) $[H^+] = 10^{-10}$ M; $[OH^-] = 10^{-4}$ M
f) $[H^+] = 10^{-1}$ M; $[OH^-] = 10^{-13}$ M
35 $3{,}8 \cdot 10^{-7}$ M; debolmente basica.
36 c; b; a
37 $ClO^- + H_2O \rightarrow HClO + OH^-$; $K_b = [HClO] \cdot [OH^-]/[ClO^-]$
38 c; b; a
39 e; d; b; a; c
41 a) 0,010; b) 0,020; c) 0,0030; d) $1{,}0 \cdot 10^{-12}$; e) $5{,}0 \cdot 10^{-12}$
42 a) 2,00; acida; b) 1,70; acida; c) 2,52; acida; d) 12,0; basica; e) 11,30; basica.
43 1,55
44 pH = 10,8
46 pH = 3,4; $[H_3O^+] = 3{,}7 \cdot 10^{-4}$ mol/L
47 a) 3,40; b) 4,9; c) 4,5; d) 5,1; e) 2,34
48 a) 10,8; b) 7,2; c) 11,9; d) 11,39
49 Incolore.
50 60 mL
51 50 mL
52 4 M
53 0,50 M
54 10 mL
55 125 mL
56 20 mL

Laboratorio delle competenze

57 0.45 M
58 2.3
59 –0.3
60 Endotermico. Il principio di Le Châtelier.
61 $HCO^-_{3(aq)} + H^+_{(aq)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$; $HCO^-_{3(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + CO^{2-}_{3(aq)}$
62 CO_2 è un acido di Lewis ⇒ pH_{oceani} diminuisce.
Aumentando la concentrazione di un reagente allo stato gassoso o acquoso, la nuova posizione di equilibrio sarà maggiormente spostata a destra.
La nuova posizione di equilibrio sarà maggiormente spostata a destra.
63 $D_2O \rightarrow D^+ + OD^-$; $[D^+] = [OD^-] = 2{,}9 \cdot 10^{-8}$ M; pD = pOD = 7,54
64 2,5%
65 Blu di bromotimolo.
66 Perché la reazione fra gli ingredienti sviluppa $CO_{2(g)}$; gli ingredienti vanno pesati esattamente perché siano nel giusto rapporto stechiometrico fra loro.

Capitolo 17 Le ossido-riduzioni e l'elettrochimica

Hai capito?

pag. 325 C passa da n.o. 4 a n.o. 0; O passa da n.o. –2 a n.o. 0; C si riduce, O si ossida.

pag. 327 **A** $2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H^+ \rightarrow 5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O$

pag. 327 **B** $7OH^- + 4Zn + NO_3^- \rightarrow 4ZnO_2^{2-} + NH_3 + 2H_2O$

pag. 328
- $2Ag^+ + Cu \rightarrow 2Ag + Cu^{2+}$
- Non avviene alcuna reazione.

pag. 331 (–) $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$, (+) $Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$; reazione complessiva: $Cu + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2Ag$

pag. 332
- Forma ridotta; ossidante; O_2; Al.
- Au ha un elevato potenziale redox (+1,50 V) e quindi non ha nessuna tendenza a ossidarsi; Na, al contrario, ha un bassissimo valore (–2,71 V) e quindi un'elevata tendenza a ossidarsi.

pag. 334 –2,31 V.

Test

1 B; **2** B; **3** C; **4** B; **5** B; **6** A; **7** A

Quesiti e problemi

8 L'elettrochimica è la parte della chimica che studia i fenomeni che si manifestano per trasferimento di elettroni.

9 Trasferimento di e^-.

10 Da +6 a +3.

11 Sodio. Idrogeno.

12 b

13 C

14 Cl_2

15 Cr metallico.

16 a; c

17 a) Diminuisce di 3;
b) diminuisce di 3;
c) aumenta di 2.

19

a)	Reazione redox: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$	
Elemento	Na: 0	H: +1
Che cosa fa	Si ossida a Na: +1	Si riduce a H_2: 0
Che cosa rappresenta	Riduce H: +1	Ossida Na
	La forma ridotta coniugata di Na^+	La forma ossidata coniugata di H_2
Come varia il suo n.o.	Aumenta	Diminuisce

b)	Reazione redox: $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$	
Elemento	Fe: 0	O_2: 0
Che cosa fa	Si ossida a Fe: +3	Si riduce a O: –2
Che cosa rappresenta	Riduce O_2: 0	Ossida Fe
	La forma ridotta coniugata di Fe^{3+}	La forma ossidata coniugata di O_2
Come varia il suo n.o.	Aumenta	Diminuisce

c)	Reazione redox: $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$	
Elemento	H_2: 0	Cl_2: 0
Che cosa fa	Si ossida a H: +1	Si riduce a Cl: –1
Che cosa rappresenta	Riduce Cl_2: 0	Ossida H_2
	La forma ridotta coniugata di H^+	La forma ossidata coniugata di Cl^-
Come varia il suo n.o.	Aumenta	Diminuisce

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

20 a) $8Cr^{3+}_{(aq)} + 3IO^{-}_{4(aq)} + 2OH_2O \rightarrow 8CrO^{2-}_{4(aq)} + 3I^{-}_{(aq)} + 4H^{+}$
b) $4Zn_{(s)} + NO^{-}_{3(aq)} + 10H^{+} \rightarrow 4Zn^{2+}_{(aq)} + NH^{+}_{4(aq)} + 3H_2O$
c) $3Cu_{(s)} + 2NO^{-}_{3(aq)} + 8H^{+} \rightarrow 2NO_{(g)} + 3Cu^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
d) $4MnO^{-}_{4(aq)} + 5C_{(s)} + 12H^{+} \rightarrow 5CO_{2(g)} + 4Mn^{2+}_{(aq)} + 6H_2O$

21 a) $MnO^{-}_{4(aq)} + NO_{2(g)} + 2OH^{-} \rightarrow NO^{-}_{3(aq)} + MnO^{2-}_{4(aq)} + H_2O$
b) $4Zn_{(s)} + NO^{-}_{3(aq)} + 7OH^{-} \rightarrow 4ZnO^{2-}_{2(aq)} + NH_{3(g)} + 2H_2O$
c) $H_2CO_{(aq)} + 2Ag^{+}_{(aq)} + 3OH^{-} \rightarrow HCOO^{-}_{(aq)} + 2Ag_{(s)} + 2H_2O$
d) $6KOH_{(aq)} + 2Al_{(s)} \rightarrow 2K_3AlO_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$

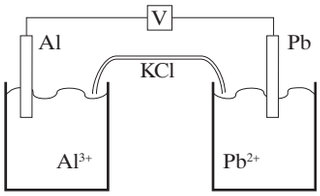
22 a) $2I^{-}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} + 4H^{+} \rightarrow I_{2(s)} + SO_{2(g)} + 2H_2O$;
b) $8I^{-}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} + 10H^{+} \rightarrow 4I_{2(s)} + H_2S_{(g)} + 4H_2O$;
c) $3As_2O_{3(s)} + 4NO^{-}_{3(aq)} + 7H_2O \rightarrow 6AsO^{3-}_{4(aq)} + 4NO_{(g)} + 14H^{+}$;
d) $Cr_2O^{2-}_{7\,(aq)} + 3S^{2-}_{(aq)} + 14H^{+} \rightarrow 3S_{(s)} + 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O$;
e) $3As_2O_{3(s)} + 2IO^{-}_{3(aq)} + 18\,OH^{-} \rightarrow 6AsO^{3-}_{4(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} + 9H_2O$

23 *Vedi* teoria pag. 328.

24 Cu^{2+}

25 Anodo: $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$;
catodo: $Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Fe_{(s)}$;
$Mg_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)}$

26

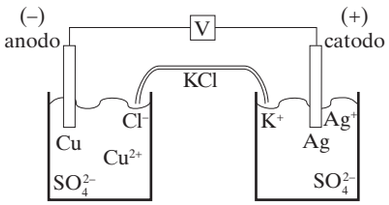


anodo: $Al_{(s)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3e^{-}$;
catodo: $Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Pb_{(s)}$;
(–) $Al_{(s)}$ / $Al^{3+}_{(aq)}$ (1 M) // $Pb^{2+}_{(aq)}$ (1 M) / $Pb_{(s)}$ (+)

27 *Vedi* teoria pag. 329.

28 Senza ponte salino il circuito resta aperto e non vi è passaggio di corrente elettrica.

29



riduzione: $Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightarrow Ag_{(s)}$;
ossidazione: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$;
$Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Ag_{(s)}$;
(–) $Cu_{(s)}$ / $Cu^{2+}_{(aq)}$ (1 M) // $Ag^{+}_{(aq)}$ (1 M) / $Ag_{(s)}$ (+)

30 Il polo positivo della pila è quello dove avviene la riduzione (catodo; a destra)
Anodo: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$
Catodo: $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Ni_{(s)}$
Reazione globale: $Zn_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Ni_{(s)}$

31 *Vedi* teoria pag. 331.

32 *Vedi* teoria pag. 331.

33 a) Au^{3+}; b) MnO^{-}_{4}; c) H^{+}; d) Cu^{2+}

34 a) Co; b) H_2; c) K; d) Cu^{+}

35 1,08 V

36 $fem = E^{\circ}_{catodo} - E^{\circ}_{anodo}$; E°_{anodo} è comunque positivo, essendo preceduto dal segno meno e, in valore assoluto, è maggiore di E°_{catodo}.

37

Anodo (ossidazione) \ Catodo (riduzione)	Ag^+/Ag	Cu^{2+}/Cu	Zn^{2+}/Zn	Pb^{2+}/Pb	Al^{3+}/Al	Au^{3+}/Au	Sn^{2+}/Sn	Pd^{2+}/Pd
Ag^+/Ag	–	–	–	–	–	+	–	+
Cu^{2+}/Cu	+		–	–	–	+	–	+
Zn^{2+}/Zn	+	+		+	–	+	+	+
Pb^{2+}/Pb	+	+	–		–	+	–	+
Al^{3+}/Al	+	+	+	+		+	+	+
Au^{3+}/Au	–	–	–	–	–		–	–
Sn^{2+}/Sn	+	+	–	≈+	–	+		+
Pd^{2+}/Pd	–	–	–	–	–	+	–	

38 $E_{Ag} - E_{Cu} = 0{,}46$ V; $E_{Ag} - E_{Zn} = 1{,}56$ V; $E_{Ag} - E_{Pb} = 0{,}93$ V;
$E_{Ag} - E_{Al} = 2{,}46$ V; $E_{Ag} - E_{Sn} = 0{,}94$ V; $E_{Cu} - E_{Zn} = 1{,}10$ V;
$E_{Cu} - E_{Pb} = 0{,}47$ V; $E_{Cu} - E_{Al} = 2{,}00$ V; $E_{Cu} - E_{Sn} = 0{,}48$ V;
$E_{Zn} - E_{Al} = 0{,}90$ V; $E_{Pb} - E_{Zn} = 0{,}63$ V; $E_{Pb} - E_{Al} = 1{,}53$ V;
$E_{Pb} - E_{Sn} = 0{,}01$ V; $E_{Au} - E_{Ag} = 0{,}70$ V; $E_{Au} - E_{Cu} = 1{,}16$ V;
$E_{Au} - E_{Zn} = 2{,}26$ V; $E_{Au} - E_{Pb} = 1{,}63$ V; $E_{Au} - E_{Al} = 3{,}16$ V;
$E_{Au} - E_{Sn} = 1{,}64$ V; $E_{Au} - E_{Pd} = 0{,}55$ V; $E_{Sn} - E_{Zn} = 0{,}62$ V;
$E_{Sn} - E_{Al} = 1{,}52$ V; $E_{Pd} - E_{Ag} = 0{,}15$ V; $E_{Pd} - E_{Cu} = 0{,}61$ V;
$E_{Pd} - E_{Zn} = 1{,}71$ V; $E_{Pd} - E_{Pb} = 1{,}08$ V; $E_{Pd} - E_{Al} = 2{,}61$ V;
$E_{Pd} - E_{Sn} = 1{,}09$ V

39 No, Al riduce Ag^+. Sì, Al^{3+} non può ossidare Ag.

40 a) $F_{2(g)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow F_{2(g)} + 2Cl^-_{(aq)} \rightarrow 2F^-_{(aq)} + Cl_{2(g)}$
b) $Br_{2(l)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow$ non avviene
c) $Br_{2(l)} + I^-_{(aq)} \rightarrow Br_{2(l)} + 2I^-_{(aq)} \rightarrow 2Br^-_{(aq)} + I_{2(s)}$
d) $I_{2(s)} + Cl^-_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

41 Per migliorare la conducibilità elettrica.

42 2 : 1

43 All'anodo: Br^-; Cl^-; F^-;
al catodo: Mg^{2+}; Ca^{2+}; K^+

44 39 g di Cl_2 e 26 g di Na

45 $2{,}8 \cdot 10^3$ C

Laboratorio delle competenze

46 $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$;
$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$;
si ossidano; l'idrogeno di H_2O: da +1 a 0.

47 $2PbS + 3O_2 \rightarrow 2PbO + SO_2$;
$PbO + C \rightarrow Pb + CO$;
S si ossida e O si riduce;
C si ossida e Pb si riduce.

48 $S_2O_3^{2-} + 4Cl_2 + 5H_2O \rightarrow 8Cl^- + 2SO_4^{2-} + 10H^+$

49 Nulla, perché la reazione non è spontanea. La lamina di Zn si ricopre di Ni; $Ni^{2+} + Zn \rightarrow Ni + Zn^{2+}$.

50 Oxidation.

51 The value $E° = -0.76$ V represents the electromotive force of the half cell Zn^{2+}/Zn compared to the standard electrode H^+/H_z.

52 Anodo: Fe; catodo: Cu;
$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$;
dall'anodo al catodo;
K^+ verso il catodo e NO_3^- verso l'anodo;
(–) $Fe_{(s)}$ / $Fe^{2+}_{(aq)}$ // $Cu^{2+}_{(aq)}$ / $Cu_{(s)}$ (+);
fem = +0,79 V

53 $O_{2(g)} + 2H_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$;
+1,23 V

54 $-2 \rightarrow -1 \rightarrow 0 \rightarrow +4$

55 La prima è redox, la seconda è acido-base; Ag_2S; Al; H_2S; $NaHCO_3$.

56 N: è una reazione di dismutazione.

Capitolo 18 Il mondo del carbonio

Hai capito?

pag. 349 C_7H_{16}
pag. 351 Cicloottano
pag. 352 $CH_3CH_2CHCl_2$, $ClCH_2CH_2CH_2Cl$, $CH_3CCl_2CH_3$, $ClCH_2CHClCH_3$; isomeria di posizione.
pag. 353 No.

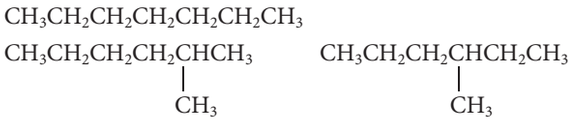
Test

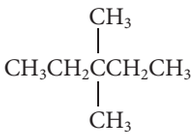
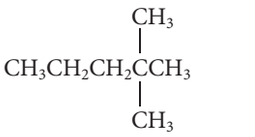
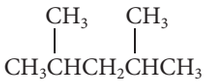
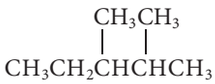
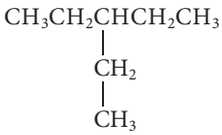
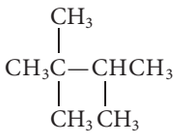
1 B; **2** D; **3** C; **4** C; **5** A; **6** D; **7** C; **8** D

Quesiti e problemi

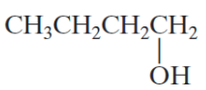
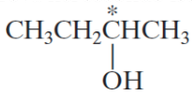
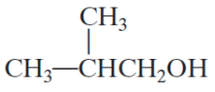
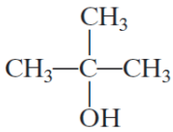
9 *Vedi* teoria pag. 347.
10 *Vedi* teoria pag. 347.
11 7; 10
12 A
13 Ogni atomo forma 4 legami con altrettanti atomi o gruppi atomici.
14 Il passaggio da ciascun termine al successivo avviene per aggiunta di un gruppo —CH_2—. Per la chiusura ad anello della catena.
15 Un gruppo —CH_2—.
16 C_6H_{12}; la struttura del carbonio è tetraedrica, con angoli di legame tendenti a 109,5°.
17 A
18 D
19 C
20 B
21 In ciascun isomero la catena principale è la catena orizzontale di atomi di carbonio più lunga.

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$



22 L'unico stereocentro si trova nel secondo isomero ed è contraddistinto da un asterisco (*).

$CH_3—O—CH_2CH_2CH_3$

$CH_3CH_2—O—CH_2CH_3$

23 No.
24 A
25 *Vedi* teoria pag. 354.
26 Respingono l'acqua, nella quale sono insolubili, impedendo che il frutto marcisca. Forze di London.
27 B; C
28 L'*n*-eptano, perché ha peso molecolare maggiore e instaura maggiori forze intermolecolari.
29 Perché tra le lunghe catene idrocarburiche si instaura un numero maggiore di interazioni intermolecolari.
30 Un alchene ha almeno un doppio legame carbonio-carbonio, un alchino almeno un triplo legame carbonio-carbonio.
31 Perché il doppio legame impedisce la libera rotazione degli atomi di carbonio insaturi. Quindi, se a questi sono legati gruppi sostituenti, essi possono trovarsi o dalla stessa parte rispetto al doppio legame (isomero *cis*) o da parti opposte (isomero *trans*) e i composti non sono interscambiabili, anzi possono presentare proprietà chimico-fisiche molto diverse.
32 A
33 C; D
34 L'1-pentene ha il carbonio del doppio legame collegato a due atomi di idrogeno, identici tra loro. Al contrario, il 2-pentene ha i due carboni del doppio legame collegati a due gruppi diversi.
35 La formula bruta indica che si può trattare o di un alchene o di un cicloalcano.
36 Perché ci sono sei elettroni di legame che risultano delocalizzati sull'anello.
37 D
38 Alla stabilità della molecola, conseguenza della delocalizzazione elettronica.
39 $C_{14}H_{10}$
40 Gli elettroni non sono legati in modo stretto agli atomi di carbonio, ma si trovano dispersi in una nuvola elettronica localizzata sopra e sotto il piano formato dall'anello.
41 a) Alcoli; b) ammine; c) acidi carbossilici; d) aldeidi; e) alogenuri; f) eteri; g) esteri; h) chetoni.
42 O; N; S; alogeni.
43 a) Alcoli ed eteri contengono un solo legame carbonio-ossigeno; aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, esteri e ammidi contengono un legame doppio carbonio-ossigeno; b) sì, acidi carbossilici ed esteri; c) ammidi e ammine; d) –X (alogeno).
44 Gas naturale, carbone, petrolio.
45 *Vedi* teoria pag. 358.
46 Sì, il propene potrebbe essere utilizzato come monomero in una reazione di polimerizzazione per addizione grazie alla presenza dell'insaturazione (a patto di disporre di un iniziatore radicalico).

Laboratorio delle competenze

47 The butanol is an alcohol, so it shows —OH group. This makes the molecules more acid than the corresponding alkan, with a greater boiling point due to the hydrogen bond.
48 *See* theory pag. 358.
49 Isomeria ottica e geometrica.
50 Aromatic compounds.
51 Alkanes (and cycloalkanes).
52 Addition and condensation.
53 a) L'ammoniaca; b) è una diammina; c) è un derivato della purina (ossipurina), quindi un composto eterociclico aromatico con un anello di pirimidina e uno imidazolico.
54 No, perché il nome sarebbe scritto al contrario.
55 a) L'*n*-pentano è lineare, per cui le molecole riescono a impaccarsi meglio tra loro; l'isopentano presenta invece una ramificazione, quindi la temperatura di fusione è più bassa dell'*n*-pentano. Il neopentano, con una doppia ramificazione sul carbonio centrale, ha una struttura compatta e simmetrica che facilita la formazione della struttura cristallina, per cui la temperatura di ebollizione è maggiore.
b) Il neopentano forma un numero inferiore di legami intermolecolari rispetto agli altri due (forze di London), quindi bolle a una temperatura inferiore.

Capitolo 19 Le basi della biochimica

Test

1 B; **2** C; **3** D; **4** A; **5** B; **6** A; **7** C

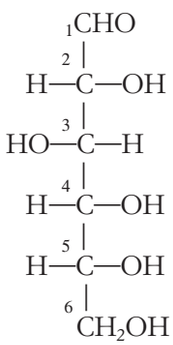
Quesiti e problemi

8 Carboidrati, proteine, lipidi, acidi nucleici

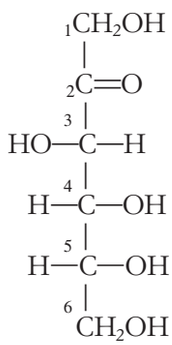
9 Proteine: 11,2 kg; lipidi: 9,1 kg; carboidrati: 0,7 kg; acqua: 45,5 kg; sali minerali 3,5 kg.

10 Costituiscono una fonte di energia. Inoltre la superficie di molte cellule presenta catene polisaccaridiche indispensabili per l'interazione tra le cellule stesse e fra cellule e virus/batteri.

11

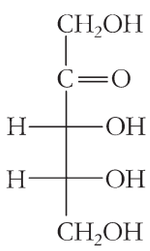


D-glucosio
(aldoesoso)

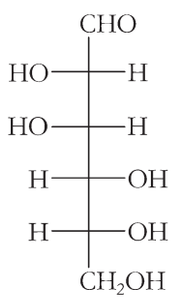


D-fruttosio
(chetoesoso)

12



D-ribulosio
(chetoso)



D-mannosio
(aldoso)

13 a), b), c) e d): glucosio

14 Per il fatto di possedere un carbonio chirale in posizione 2.

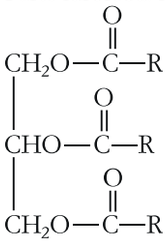
15

Zucchero	Tipo	Monosaccaridi	Origine
saccarosio	disaccaride	glucosio e fruttosio	vegetale
amilosio	polisaccaride	glucosio	vegetale
cellulosa	polisaccaride	glucosio	vegetale
lattosio	disaccaride	glucosio e galattosio	animale
glicogeno	polisaccaride	glucosio	animale

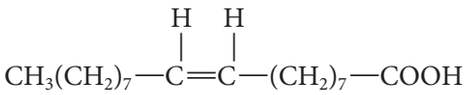
16 I lipidi svolgono diversi ruoli: di riserva energetica, strutturale e funzionale.

17 Parte idrofoba: le code idrocarburiche polari; parte idrofila: la testa ionica.

18

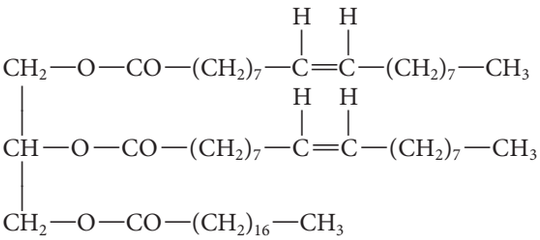


19



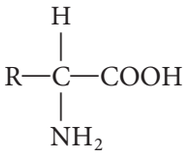
acido oleico

20



21 Quando sono presenti doppi legami le molecole sono più rigide perché la rotazione attorno a questi ultimi risulta impedita, e formano meno interazioni di Van der Waals con le altre catene idrocarburiche.

22



struttura acido-base struttura ionica-dipolare

23 Amminico $-NH_2$ e carbossilico –COOH.

24 Sia da acidi sia da basi.

25 Si possono formare 6 tripeptidi:
Val-Ala-Lys
Val-Lys-Ala
Ala-Val-Lys
Ala-Lys-Val
Lys-Ala-Val
Lya-Val-Ala

26 Struttura primaria: sequenza degli amminoacidi nella catena e localizzazione degli eventuali ponti disolfuro. Struttura secondaria: descrizione del modo (α-elica o foglietto β-pieghettato) con cui alcune porzioni della catena si ripiegano.

27 No, solo nel caso in cui una proteina sia costituita da più di una catena polipeptidica.

28 No. Le proteine globulari, infatti, assumono questa conformazione dopo essersi ripiegate in modo tale da rivolgere il massimo numero di gruppi polari verso l'esterno (ambiente acquoso).

29 Il sangue è un sistema acquoso così come i liquidi extra e intracellulari.

30 Possono inattivare la funzione di alcuni enzimi.

31 Le proteine fibrose sono insolubili in acqua e hanno una struttura robusta grazie ai ponti disolfuro che uniscono le catene; hanno quindi funzione prevalentemente strutturale. Le proteine globulari sono costituite da catene polipeptidiche che si avvolgono su se stesse assumendo così una forma prevalentemente sferica; sono solubili in acqua e svolgono la loro funzione nell'ambiente acquoso intra o extracellulare; un esempio è dato dagli enzimi.

32 Sono catalizzatori.

33 Perché intervengono su un substrato specifico.

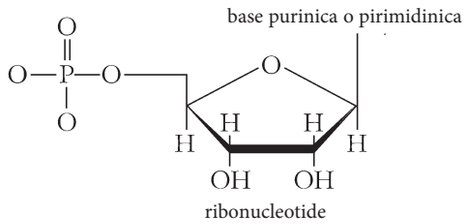
34 Il sito attivo è la regione dell'enzima coinvolta nell'attività catalitica ed è costituita quasi sempre da una ripiegatura della sua superficie.

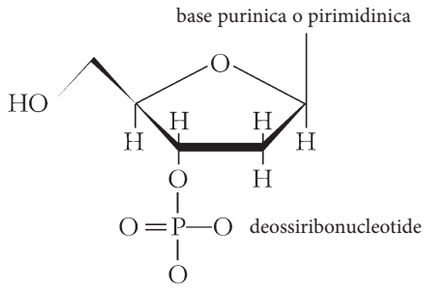
35 No, il gas nervino compete con il substrato posizionandosi nel sito attivo dell'enzima in quanto ha struttura simile.

36 Nell'elastina c'è una maggiore prevalenza di struttura secondaria ad α-elica.

37 La valina è meno polare dell'acido glutammico, che possiede un gruppo —COOH, e gli amminoacidi si trovano sulla superficie dell'emoglobina; quindi una sostituzione dell'acido glutammico con la valina porta alla formazione di un'emoglobina meno solubile nei globuli rossi.

38





39

	DNA	RNA
È formato da	doppio filamento	singolo filamento
Zucchero	desossiribosio	ribosio
Basi azotate	A, T, C, G	A, U, C, G

40 Timina → adenina; citosina → guanina.

Laboratorio delle competenze

41 The three tipes of carbohydrates are: monosaccharides, oligosaccharides and polysaccharides. The simplest type is monosaccharides.

42 Lipids are not soluble in polar solvents such as water but will dissolve in organic non polar solvents.

43 Amino group —NH2 and carboxyl group -COOH.

44 An enzyme is a protein which acts as a catalyst to bring out a specific biochemical reaction.

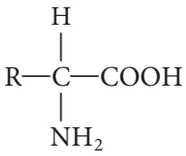
45 The products of protein synthesis are proteins.

46 DNA carries hereditary information. It is necessary for the production of proteins, the regulation, the metabolism and the reproduction of the cell.

47

```
                |--- ACIDO GRASSO
                |
GLICEROLO       |--- ACIDO GRASSO
                |
                |--- ACIDO GRASSO
```

48



49 Prima figura a sinistra: In alto: testa polare; in basso: code apolari; in basso in fondo: modello molecolare
Figura a destra, in alto: testa; sotto: code; sotto in fondo: rappresentazione semplificata

50 In alto a sinistra: outside the cell
In alto a destra: proteins
In basso a sinistra: inside the cell
In basso a destra: phosphoglycerides

51 Un polimero ha un'unità ripetitiva (monomero) che si ripete all'interno della struttura.

52 Due amminoacidi si legano fra di loro mediante formazione di un legame ammidico tra il gruppo carbossilico di un amminoacido e il gruppo amminico di un altro; la reazione comporta la perdita di una molecola di acqua. Tale legame prende il nome di legame peptidico.

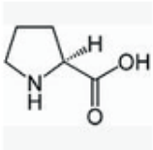
53 È il differente tipo di interazioni che i tre diversi tipi di classe di composti stabiliscono con l'acqua.

54 Non esistono a causa della formazione, da parte di ciascuna catena polimerica, di legami a ponte di idrogeno intermolecolari con catene adiacenti, le quali, essendo lunghe, hanno elevata massa molare media.

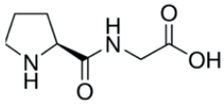
55 No, occorre la presenza nella molecola di una testa polare (gruppo fosfato) e di una coda lipofila.

56 La combustione di 100 g di carboidrati libera circa 170 kJ, la combustione di 100 g di lipidi libera circa 380 kJ.

57 Prolina:



dipeptide Pro-Gly:



Perché grazie al gruppo NH la prolina è in grado di formare legami a idrogeno permettendo il ripiegamento delle catene.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 20 I minerali

Test

1 A; **2** C; **3** A; **4** C; **5** D; **6** D; **7** C; **8** B; **9** D; **10** B; **11** D; **12** B; **13** C; **14** A; **15** D; **16** B; **17** A; **18** D; **19** A; **20** A; **21** A; **22** A; **23** B

Quesiti e problemi

24 *Vedi* teoria pag. 385.

25 I processi endogeni sono la manifestazione di un'attività dinamica che ha origine all'interno della Terra, come terremoti ed eruzioni vulcaniche; i processi esogeni sono processi fisici e chimici causati dai continui scambi tra atmosfera, idrosfera, biosfera e litosfera.

26 I continui scambi tra atmosfera, idrosfera, biosfera e litosfera.

27 *Vedi* teoria e definizione pag. 386.

28 Elementi, composti e, più raramente, miscele isomorfe.

29 Un solido amorfo non ha una forma esterna geometrica e specifica, mentre un solido cristallino ha una forma esterna poliedrica.

30 Delimitata da superfici piane.

31 Il reticolo cristallino è la struttura interna, invisibile, del cristallo; è caratterizzato da una geometria ben definita e in esso si può sempre identificare un'unità interna tridimensionale, detta cella elementare, formata da un preciso numero di particelle e che si ripete sempre uguale nello spazio.
L'abito cristallino è invece la forma esterna caratteristica, visibile, del minerale.
Come esempio, *vedi* figura 20.4 pag. 388.

32 Dipendono da natura e geometria dei legami chimici, e da tipo e dimensioni delle particelle.

33 La forma può essere differente, in quanto la velocità di accrescimento di ciascuna faccia può essere diversa.

34 Le formule usate per descrivere le miscele isomorfe riportano gli ioni vicarianti separati da una virgola, cosa che non accade nelle formule chimiche in senso stretto.
Per esempio, la formula mineralogica dell'olivina è $(Mg,Fe)_2SiO_4$, a indicare che essa può avere una composizione variabile in quanto gli ioni vicarianti possono sostituirsi l'un l'altro nella medesima struttura cristallina.

36 La plasticità è la proprietà di certi minerali (come quelli argillosi) di modificare permanentemente la loro forma senza rompersi, in seguito a sollecitazioni di forze; l'elasticità è la proprietà di certi minerali (come le miche) di deformarsi sotto l'azione di una forza ma di riprendere la forma originaria al cessare di tale sollecitazione.
La durezza è la misura della resistenza alla scalfittura o all'abrasione, la densità è il rapporto tra massa e volume.
La sfaldatura è la proprietà di certi materiali di rompersi, in seguito a urti, più facilmente lungo certi piani di minor resistenza; la frattura è la rottura non piana e irregolare di un minerale in più parti, in seguito ad azioni meccaniche, e in genere avviene dove non esistono piani di sfaldatura.

37 La proprietà di essere facilmente sfaldabile in lamine: la sua struttura a piani reticolari sovrapposti, legati tra loro da legami chimici di tipo debole (forze di van der Waals), la rende particolarmente friabile e quindi adatta a lasciare tracce su un foglio di carta per azione della semplice pressione della mano.

38 L'opale è un minerale amorfo, mentre il quarzo ha struttura cristallina; inoltre l'opale, a differenza del quarzo, contiene una percentuale di acqua.

39 Perché la calcite è birifrangente, ovvero è in grado di sdoppiare un fascio di luce che la attraversa.

40 a. massa; b. durezza; c. sfaldatura; d. frattura; e. fili.

41 I minerali vengono classificati, in base alla loro composizione chimica, in otto classi o famiglie, ciascuna delle quali comprende diverse specie mineralogiche. Ogni specie è caratterizzata da una formula chimica e da una struttura cristallina specifiche.

42 Silicati, ossidi, solfuri, solfati, carbonati, alogenuri, fosfati, elementi nativi.

43 Comprende minerali formati da un solo elemento chimico (come oro, ferro ecc.); sono rari perché la maggior parte degli elementi chimici si combina facilmente con ossigeno, zolfo o acqua.

44 a. gruppi silicato, un atomo, silicio, quattro atomi, ossigeno, covalente polare, ossigeno, quattro; b. cationi metallici, negative, ossigeno, tectosilicati, ossigeno, positivi.

45 Il silicio è un elemento chimico con simbolo Si, la silice è un composto del silicio con formula SiO_2, un silicato è un composto di silicio e ossigeno contenente (tranne silice e quarzo) uno o più elementi metallici.

46 *Vedi* teoria pag. 394.

47 *Vedi* teoria pag. 395.

48 *Vedi* teoria pag. 395.

49 I silicati femici sono scuri e densi, quelli sialici sono più chiari e meno densi.

50 I silicati femici contengono quantità importanti di ferro e magnesio e per questo motivo sono più scuri e densi di quelli sialici, che contengono spesso alluminio.
51 I silicati femici, che hanno una bassa percentuale di tetraedri silicato e un'alta percentuale di ioni metallici.
52 Perché caratteristica dei fillosilicati è la facile sfaldatura lamellare, lungo piani paralleli agli strati dei tetraedri.
53 *Vedi* teoria pag. 395.
54 a. 1) solidificazione diretta di magma o lava, 2) precipitazione di sostanze disciolte in una soluzione sovrassatura, 3) sublimazione di un vapore, 4) alterazione; b. 1) solidificazione diretta di magma o lava, 2) matasomatismo.
55 Sì, ne sono un esempio l'opale (amorfo) e il quarzo (cristallino). La formazione dei vetri è favorita dal raffreddamento veloce di materiale fuso.
56 Il quarzo, minerale cristallino. Perché se le variazioni di temperatura e pressione sono lente e senza sbalzi improvvisi si genera un minerale macrocristallino, mentre in caso contrario la struttura del minerale è microcristallina o disordinata.

Laboratorio delle competenze

Collega

57 Gli ioni vicarianti, per potersi sostituire l'uno con l'altro nella medesima struttura cristallina senza alterarla, devono avere dimensioni e/o carica simili, requisiti più facilmente soddisfatti dai cationi in quanto monoatomici.
58 Nei cristalli ionici vi sono legami ionici. Nonostante la loro durezza, i solidi ionici sono fragili e si sfaldano facilmente: un colpo dato lungo un piano della struttura determina uno scorrimento tra due piani del reticolo cristallino, che mette in relazione ioni dello stesso segno, creando forze repulsive tali da provocare la rottura del cristallo. Un cristallo metallico se sollecitato meccanicamente non si frattura perché gli elettroni liberi permettono agli ioni positivi di scivolare gli uni sugli altri senza che tra essi aumentino le forze di repulsione, come invece avviene nei solidi ionici.
59 Più del 90% della crosta terrestre è formato da minerali appartenenti al gruppo dei silicati, così come gli esseri viventi sono costituiti prevalentemente da composti del carbonio.
Eseguire una ricerca su internet per portare esempi.

Confronta

60 Biotite, olivina, spinello.

Ipotizza

61 Rutilo: ossido; piromorfite: fosfato; zolfo: elemento nativo; silvite: alogenuro; corindone: ossido; molibdenite: solfuro; barite: solfato; quarzo: silicato; magnesite: carbonato; celestina: solfato; calcopirite: solfuro.
62 Fenacite: nesosilicato; microclino: tectosilicato; talco: fillosilicato; tremolite: inosilicato; piropo: nesosilicato; diopside: inosilicato.

Analizza

63 *Vedi* teoria pag. 397 punto 6.
64 Si riconoscono due fasi della silice; per prima si è formata quella più interna.

Deduci

65 Gli atomi d'oro sono legati tra loro tramite legame metallico; nel legame metallico; gli ioni metallici positivi occupano posizioni quasi fisse e tutti gli elettroni più esterni passano liberamente da un atomo all'altro, la nube elettronica avvolge e tiene uniti tutti i cationi metallici. Le proprietà tipiche dei metalli, come la malleabilità, sono proprio dovute alla libertà di movimento degli elettroni più esterni: tali elettroni mobili consentono agli ioni positivi del metallo di «scivolare» gli uni sugli altri, senza che si creino le forze repulsive responsabili della frattura dei solidi ionici.
66 Nel diamante ogni atomo di carbonio si lega ad altri quattro con forti legami covalenti, formando una struttura tridimensionale in cui gli atomi di carbonio si trovano ai vertici di un tetraedro; ciò conferisce particolare durezza alla struttura.
Nel talco l'intensità fra i legami delle particelle è molto minore: esso è infatti costituito da strati di tetraedri uniti fra loro da forze di van der Waals.
67 I minerali illustrati nelle foto si sono formati in superficie. I cristalli di zolfo si sono formati per sublimazione, i depositi di salgemma per evaporazione del solvente.

Capitolo 21 Le rocce magmatiche

Test

1 B; **2** D; **3** B; **4** A; **5** D; **6** C; **7** C; **8** B; **9** D; **10** D; **11** D; **12** B; **13** A; **14** C; **15** C; **16** B; **17** C; **18** A; **19** D; **20** C; **21** D; **22** C; **23** B

Quesiti e problemi

24 I minerali sono corpi naturali, per lo più solidi e inorganici, con composizione chimica definita, o variabile in un campo ristretto, e proprietà fisiche e chimiche caratteristiche e costanti; quasi sempre hanno struttura cristallina.
Le rocce sono aggregati naturali di minerali, sono quindi in genere eterogenee.

25 Hanno origine endogena le rocce magmatiche e le rocce metamorfiche.

26 Le caratteristiche che definiscono la struttura di una roccia sono l'aspetto, la forma, la grana dei diversi minerali, la presenza di cristalli o materiali amorfi, la forma e l'orientamento dei cristalli.

27 Le rocce magmatiche si originano in seguito alla solidificazione di una miscela fusa detta magma.
Vedi teoria pag. 409.

28 La solidificazione del magma può avvenire a diverse profondità.

29 Un magma è una miscela di sostanze allo stato fuso, in prevalenza silicati, associati a vapore d'acqua e gas che si forma all'interno della terra. La lava è un magma privo di gas.
Quando il magma fuoriesce in superficie perde totalmente o in gran parte i componenti volatili e quindi si trasforma in lava.

30 Le rocce ipoabissali derivano dalla solidificazione di piccole masse di magma in prossimità della superficie; l'ambiente in cui si formano è caratterizzato da condizioni chimico-fisiche intermedie, simili a quelle che portano alla formazione di rocce effusive.
Le rocce ipoabissali si presentano come piccoli corpi intrusivi, a differenza dei grandi ammassi di rocce intrusive.

31 La struttura di una roccia magmatica è condizionata dalla velocità del raffreddamento e dalla quantità di gas disciolti nel magma.

32 Le rocce intrusive hanno struttura olocristallina, cioè tutti i minerali che le compongono sono visibili a occhio nudo in forma di cristalli di dimensioni circa uguali, con colorazioni e forma definite.
Le rocce effusive possono avere struttura vetrosa o porfirica; se la struttura è vetrosa la roccia non contiene cristalli ed è una miscela di materiali amorfi in cui non è possibile distinguere un minerale dall'altro, se la struttura è porfirica sono presenti cristalli visibili a occhio nudo immersi in una massa microcristallina o vetrosa.

33 Per la presenza di grandi quantità di gas nel magma da cui si formano.

34 *Vedi* teoria pag. 412.

35 Per tenore di silice si intende la percentuale in silice presente nella roccia.

36 I componenti principali delle rocce magmatiche sono gli stessi del magma di provenienza, e sono tutti silicati.

37 Le rocce sialiche hanno un tenore di silice superiore al 66%, le rocce femiche compreso fra il 52% e il 45%.

38 Nel caso di rocce effusive con struttura vetrosa dove tutti i componenti sono mescolati in maniera caotica.

39 *Vedi* teoria pag. 414.

40 Hanno medesima composizione mineralogica.

41 *Vedi* teoria pag. 419.

42 magma, variabile, progressivo, gas, struttura, interno della litosfera, prossimità, superficie, porfirica, aplitica, pegmatitica, intrusive, cristalli di dimensioni pressoché uguali, 66%, silice, silice, 52%, 45%, silice, 45%.

43 Entrambe hanno un tenore di silice superiore al 66%. Le rocce intrusive hanno struttura olocristallina, le rocce effusive possono avere struttura vetrosa o porfirica.

44 femica, intermedie, struttura, composizione, fluida, viscosi, più, composizione, basalti.

Laboratorio delle competenze

Collega

45 *Vedi* teoria pag. 411.

CONFRONTA

46 *Vedi* teoria pag. 418.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Ipotizza

47 • Il magma, durante la risalita, va incontro a processi di differenziazione che ne modificano la composizione.
• Sono alimentati da un magma primario inizialmente femico.

Analizza

48 *Vedi* teoria pag. 415.
• Per definire il nome di una roccia occorre sapere quali minerali contiene e la loro percentuale in volume.
• Per stabilire se una roccia è intrusiva o effusiva (es. granito o riolite) occorre analizzarne la struttura.
• Occorre conoscere la percentuale in volume dei diversi minerali.

Deduci

49 • Gabbro.
• Riolite.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Capitolo 22 Le rocce sedimentarie e metamorfiche

Test

1 A; **2** D; **3** D; **4** B; **5** C; **6** D; **7** C; **8** A; **9** C; **10** A; **11** C; **12** A; **13** B; **14** B; **15** B; **16** A; **17** A; **18** A; **19** D; **20** C; **21** A; **22** A; **23** D; **24** D.

Quesiti e problemi

25 Perché derivano da rocce preesistenti che vengono trasformate.

26 *Vedi* teoria pag. 426.

27 Nella degradazione meccanica delle rocce (o degradazione fisica), si producono frammenti con la stessa composizione della roccia madre. Nel disfacimento (o degradazione chimica) alcuni o tutti i minerali della roccia vengono trasformati in minerali differenti, per azione di acqua, diossido di carbonio o ossigeno.

28 *Vedi* scheda pag. 429.

29 Si ha stratificazione quando le rocce formano serie di strati subparalleli, con spessori anche molto diversi fra loro.

30 I fossili sono resti o tracce di esseri viventi vissuti in passato nell'ambiente in cui è avvenuta la sedimentazione.

31 a. loro genesi, tre, detritiche o clastiche, di deposito chimico, organogene. b. calcari, dolomie. c. piroclastica.

32 Le evaporiti sono solubili, le rocce residuali scarsamente solubili.

33 *Vedi* teoria pag. 433.

34 Il calcare è costituito da carbonato di calcio, la dolomia da carbonato di calcio e magnesio.

35 Sono rocce sedimentarie organogene, derivano da accumulo e trasformazione di materiali organici in particolari ambienti di sedimentazione e possono bruciare con l'ossigeno producendo energia.

36 Perché sono prodotte a partire da resti biologici, mediante un processo simile alla diagenesi.

37 La percentuale di carbonio.

38 *Vedi* teoria pag. 435.

39 Una roccia metamorfica è una roccia che ha subito un cambiamento di struttura o composizione mineralogica conseguentemente a fenomeni e reazioni che comunque non ne hanno cambiato lo stato solido.

40 Il metamorfismo può avvenire conseguentemente a sensibili variazioni di temperatura e/o pressione.
I processi più significativi si hanno quando una massa rocciosa è a contatto con un magma che risale, quando le rocce vengono spinte in profondità, quando le masse rocciose vengono coinvolte nell'increspamento della crosta terrestre o nella formazione di catene montuose.

41
- Fusione, struttura, composizione.
- Temperatura, pressione, profondità.
- Litostatica.

42
- Al crescere della temperatura la roccia subisce ricristallizzazione e aumento della grana.
- Per azione della pressione orientata nella roccia si ha un'orientazione preferenziale dei minerali.

43 Sì, nei processi metamorfici spesso cambia la composizione della roccia. Si possono avere nuove associazioni di minerali e scambi con l'ambiente circostante.

44 I marmi derivano dal metamorfismo di rocce calcaree, i cristalli di cui sono formati sono più grandi e di dimensioni simili fra loro.

45 Gli gneiss si formano in condizioni di temperatura e pressione molto elevate. Le ardesie hanno subito debole metamorfismo.

46 *Vedi* teoria pag. 438.

47 Il ciclo delle rocce non è un processo chiuso, la crosta riceve materiale dalle zone profonde della Terra e interagisce con atmosfera, idrosfera e biosfera.

Laboratorio delle competenze

Collega

48
- *Vedi* tabella 22.1 pag. 427.
- *Vedi* teoria pag. 427.
- *Vedi* teoria pag. 428.

Confronta

49 *Vedi* teoria pag. 438.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna

Ipotizza

50 Arenaria arcosa.

Analizza

51
- Si tratta di calcari.
- Si sono formate in ambiente marino; nella prima sono visibili resti di conchiglie, nella seconda di coralli.
- I frammenti si sono depositati sul posto.

Deduci

52 Nell'affioramento si possono osservare differenti strati. Questo indica che i vari tipi di roccia presenti sono il risultato di antichi processi di deposizione e sedimentazione avvenuti in successione. La differente composizione degli elementi depositati nelle varie epoche ha portato, attraverso cementazione e compattazione, a tipologie differenti di rocce sedimentarie. Successivamente i movimenti della litosfera terrestre hanno fatto riaffiorare una porzione di crosta terrestre mettendo in mostra questa stratificazione.

Valitutti, Falasca, Amadio *Lineamenti di chimica* (quarta edizione) © Zanichelli Editore, Bologna