

Capitolo 1 Le misure e le grandezze

Hai capito?

pag. 3 Massa, volume, temperatura.

pag. 4 $17,3 \cdot 10^9 \text{ W} = 1,73 \cdot 10^{10} \text{ W}$

pag. 5 $5,32 \cdot 10^2 \text{ nm}$; $5,32 \cdot 10^3 \text{ \AA}$

pag. 6 $200 \text{ cm}^3 = 200 \text{ mL}$

pag. 8 **A**

	Massa, m	Peso, P
definizione	misura dell'inerzia di un corpo	massa \times 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
relazione	$P = m \cdot g$	

pag. 8 **B** $P = m \cdot g$

pag. 8 **C** Vedi teoria pagg. 1 e 8; platino; piombo.

pag. 10 ■ b.

■ Maggiore; 1 g di argento.

pag. 13 ■ Giove.

■ 255 K.

■ a

pag. 15 a) F; b) V; c) F; d) V

pag. 16 **A** ■ a) 4; b) 4; c) 2; d) 3; e) 4

■ a) 56,5 cm; b) 8,54 g; c) 7,70 m; d) 46,0 g

pag. 16 **B** a) 7,5 cm; b) 2,6 m/s

Quesiti e problemi

1 La chimica è la scienza che studia gli aspetti sia macroscopici sia microscopici o particellari della materia.

2 Vedi teoria pag. 1.

3

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

4 a) $0,000000153 \text{ m}$ ($1,53 \cdot 10^{-8} \text{ m}$); b) $0,074 \text{ m}$ ($7,4 \cdot 10^{-2} \text{ m}$); c) 50 m; d) 9,68 m

5 a) 4,5 kg; b) $8 \cdot 10^{-10} \text{ kg}$; c) 7,8 kg; d) $1,35 \cdot 10^{-5} \text{ kg}$

6

7 a) $6,00 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$; b) $3,0 \cdot 10^{10} \text{ m}^3$; c) $9 \cdot 10^5 \text{ m}^3$; d) $4,5 \cdot 10^{-8} \text{ m}^3$

8 a) $1,35456 \cdot 10^3$; b) $5,68 \cdot 10^{-3}$; c) 0,00011; d) 798

9 No, il numero è negativo.

10 Sono intensive le proprietà fisiche di un materiale che non dipendono dalle dimensioni del campione (es. temperatura di ebollizione, densità); sono estensive quelle che dipendono dalla dimensione del campione (es. massa, peso).

11 $5 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ e $1,0 \cdot 10^{-8} \text{ m}$; 50 Å e 100 Å

12 a) $0,186 \text{ m}^3$; b) $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$; c) $5,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}^3$; d) $2,50 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$

13 La massa è la misura della resistenza che un corpo oppone alla variazione del suo stato di quiete o di moto; il peso di un corpo dipende dalla sua massa ma anche dall'accelerazione di gravità. Sulla Luna la massa del tuo corpo non varierebbe, mentre il peso si ridurrebbe a un sesto di quello misurato sulla Terra.

14 0,025 N

15 No. Basti considerare il rapporto tra massa e volume.

- 16 Sì
- 17 La densità varia con la temperatura.
- 18 a) F, a parità di volume possono avere massa diversa se le densità dei materiali sono diverse; b) F, la densità, essendo data dal rapporto tra massa e volume, è costante e indipendente dalla quantità di materia che si considera; c) V, hanno densità diversa se sono costituite da materiali diversi fra loro; d) F, le biglie potrebbero essere costituite dallo stesso materiale, quindi avere la stessa densità.
- 19 La sfera di ferro, perché il ferro ha densità minore rispetto al rame e all'oro.
- 20 A Non corretta, all'aumentare del diametro aumenta anche la massa e il rapporto tra massa e volume rimane costante; B corretta; C corretta; D non corretta, il quesito precisa che la forma è sferica e, in ogni caso, la densità non dipende dalla forma, ma solo dalla quantità di materia dell'oggetto.
- 21 Biglia di argento, di zinco, di alluminio.
- 22 Il diossido di carbonio è più denso dell'aria; nella grotta stratifica fino all'altezza del ginocchio.
- 23 L'olio è meno denso dell'acqua.
- 24 Sì, conoscendo il volume del corpo e il valore di g .
- 25 $0,873 \text{ g/cm}^3$
- 26 $0,883 \text{ g/cm}^3$
- 27 $0,0893 \text{ g/L}$
- 28 $0,78 \text{ cm}^3$
- 29 $9,90 \text{ g}$
- 30 $5,7 \cdot 10^2 \text{ cm}^3$

32

Oggetto	Dimensioni	Massa
blocco di ghiaccio	12 m^3	$1,1 \cdot 10^7 \text{ g}$
piano cucina in granito	$60 \text{ cm} \times 120 \text{ cm} \times 4,0 \text{ cm}$	da $7,2 \cdot 10^4 \text{ g}$ a $8,8 \cdot 10^4 \text{ g}$
olio di oliva	$1,0 \text{ L}$	$9,2 \cdot 10^2 \text{ g}$
aria in una stanza	$4,0 \text{ m} \times 4,5 \text{ m} \times 2,7 \text{ m}$	$6,3 \cdot 10^4 \text{ g}$

- 33 $1,28 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$
- 34 212 g
- 36 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.

37

	$t \text{ (}^\circ\text{C)}$	$T \text{ (K)}$
ghiacciolo	-18	255
minestra	80	353
azoto liquido	-203	70
lava	800	1073
fotosfera solare	5511	5784

- 38 Il calore è una proprietà estensiva.
- 39 $t \text{ (}^\circ\text{C)} = (-40 \text{ }^\circ\text{F} - 32)/1,8$; $t \text{ (}^\circ\text{C)} = -40 \text{ }^\circ\text{C}$
- 40 $t \text{ (}^\circ\text{C)} = (-40 \text{ }^\circ\text{F} - 32)/1,8$; $t \text{ (}^\circ\text{C)} = 4,4 \text{ }^\circ\text{C}$
- 41 Perché ha inizio dalla temperatura più bassa possibile.
- 42 No, si ottiene dalla differenza fra due valori misurati.
- 43 I rilevamenti sono stati compiuti con strumenti non adeguati.
- 44 B
- 45 A Più precisa; C più accurata.
- 46 a) 4; b) 6; c) 5; d) 3; e) 3; f) 7
- 47 C
- 48 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; d) $5,67 \cdot 10^5$, 3 cifre significative; e) $5,5 \cdot 10^5$, 2 cifre significative; f) 300, 3 cifre significative
- 49 $\bar{x} = 11,2083 \text{ g}$; $e_a = 0,04 \text{ g}$; $\bar{x}_{\text{arrotondato}} = 11,21 \text{ g}$; intervallo = $11,21 \pm 0,04 \text{ g}$; $e_r = 0,004$. Quattro.
- 50 C
- 51 a) 624 cm^2 ; b) $10,3 \text{ kg}$; c) 14 g/mL ; d) 14 m/s

Il laboratorio delle competenze

- 1 $1 \cdot 10^3$ mg
- 2 a) $6,98 \cdot 10^2$; b) $8,23 \cdot 10^4$; c) $2,5 \cdot 10^{-4}$; d) $2,003 \cdot 10^0$
- 3 $T_{\text{fusione}} = 1074$ K; $T_{\text{ebollizione}} = 1686$ K
- 4 202,0 K. $T = 184,0$ K
- 5 206 g
- 6 $0,171$ cm³
- 7 No. $V_{\text{alcol etilico}} = 1000 \text{ g} / 0,79 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1,3$ dm³
- 8 Fosforo bianco.
- 9 $d = 0,79 \text{ g/cm}^3$; potrebbe essere etanolo.
- 10 Il risultato è 1,8 g; la seconda cifra decimale non è significativa.
- 12 $V_A \cdot d_A = V_B \cdot d_B \rightarrow V_B = 12$ cm³
- 13 Il primo. Ha usato più argento.

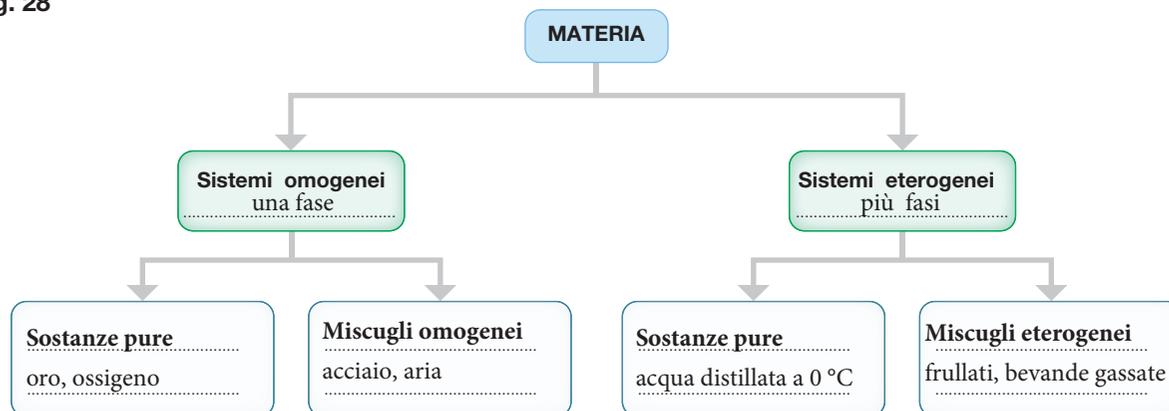
Capitolo 2 Le trasformazioni fisiche della materia

Hai capito?

pag. 24 ■ Aeriforme. ■ Liquido.

pag. 27 a) F; b) V; c) V; d) F; e) F; f) V; g) F

pag. 28



pag. 29 Miscuglio eterogeneo.

pag. 30 ■ Rimane invariata.

■ Circa 58 °C.

■ Cloruro di sodio.

pag. 31 300 g/L

pag. 32 **A** 175 g, 240 mL

pag. 32 **B** Sì

pag. 33 b

pag. 34 I cubetti di olio andranno a fondo.

pag. 37 ■

Miscuglio	Esempio	Metodo di separazione
Miscuglio eterogeneo solido/liquido	acqua e sabbia	filtrazione
Miscuglio eterogeneo solido/aeriforme	fumi	filtrazione
Miscuglio eterogeneo liquido/liquido	acqua e olio	decantazione
Miscuglio omogeneo liquido/liquido	acqua e alcol	distillazione

■ a) Cromatografia; b) centrifugazione; c) filtrazione; d) filtrazione/centrifugazione.

Quesiti e problemi

1 Stato solido: forma e volume definiti. Stato liquido: forma del recipiente e volume definito. Stato aeriforme: forma e volume del recipiente. In tutti gli stati, si considera costante la massa.

2 $V_{\text{finale}} = 3 \text{ L}$; massa = 100 g

3 Il volume diminuisce di 20 volte; a parità di massa, la densità aumenta di 20 volte.

4 V_f è pari a 10 volte quello iniziale.

5 La variazione è dovuta a un aumento del volume.

6 Il ghiaccio che si forma, essendo meno denso dell'acqua, occupa un volume maggiore.

7 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.

8 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).

9

10 a) F; b) V; c) F; d) V

11 Tre

12 Presenta le stesse proprietà intensive ma diverse proprietà estensive.

13

14 a) M; b) M; c) M; d) S; e) S; f) M

- 15 Vedi teoria pag. 26.
- 16 D
- 17 B
- 18 C
- 19 D
- 20 B
- 21 a) Solvente: azoto; soluto: ossigeno; b) solvente: etanolo; soluto: acqua; c) solvente: acqua distillata; soluto: sale da cucina.
- 22 N
- 23 Significa che 1 L di soluzione satura contiene 360 g di sale disciolto.
- 24 Il corpo di fondo è il soluto in eccesso presente in una soluzione satura.
- 25 La solubilità di quasi tutti i solidi aumenta se la temperatura aumenta, quella dei gas aumenta se la temperatura diminuisce e la pressione aumenta.
- 26 Intensiva.
- 27 La solubilità diminuisce.
- 28 Aumenta da 50 g/100 mL di acqua a 175 g/100 mL di acqua.
- 29 Sì
- 30 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.
- 31 Perché alle alte temperature i gas si liberano velocemente dalla bevanda, nella quale sono meno solubili, alterandone il gusto.
- 32 A, 2,4%; 2,5%; 2,8%; 5,0%
- 33 Le concentrazioni sono differenti, data la diversa densità, per cui a volumi e concentrazioni diverse possono corrispondere uguali quantità di soluto.
- 34 0,80% g/L
- 35 55,2 g
- 36 5,00 g
- 37 1,35% g/mL
- 38 10,2%
- 39 No, bisogna conoscere la densità della soluzione.
- 40 45,0 g
- 41 % m/m = 4,00; % m/V = 4,80 g/mL
- 42 Se il valore della densità fosse minore di 1.
- 43 9,0 mL; 4,5°
- 44 A
- 45 Il volume dei solidi è generalmente minore di quello dei liquidi, a differenza dell'acqua (da intendersi a parità di massa).
- 46 D
- 47 a-1; b-5; c-4; d-6; e-3; f-2
- 48 Al passaggio di stato da vapore a solido.
- 49 Di notte il vapore acqueo condensa; di giorno l'acqua evapora.
- 50 Evaporazione/condensazione.
- 51 Evaporazione/condensazione.
- 52 D
- 53 a) F; b) V; c) V; d) F
- 54 Perché si applicano alle masse accelerazioni superiori a quella di gravità.
- 55 Le cellule contengono organuli solidi e, comunque, la centrifugazione non si applica solo a miscele di liquidi.
- 56 a) F; b) V; c) V; d) V
- 57 L'olio sopra l'acqua; l'acqua; per decantazione o centrifugazione.

Il laboratorio delle competenze

- 1 12,0 g/100 g H₂O
- 2 See theory pag. 26.
- 3 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.
- 4 omogeneo; volatilità; evaporare; passaggi; stato; condensazione.
- 6 Per decantazione o per centrifugazione.
- 7 Con aggiunta di acqua, filtrazione, distillazione.
- 8 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.

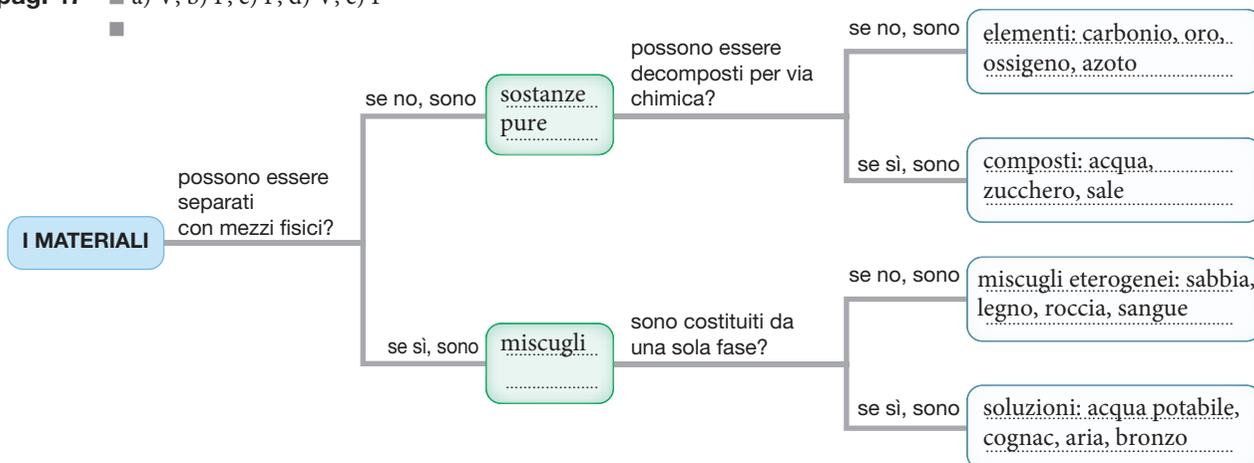
- 9** Nella stagione calda la solubilità dell'ossigeno diminuisce; inoltre, questo gas è utilizzato anche nella decomposizione della materia organica. Le zone più inquinate, infatti, ospitano spesso un maggior numero di organismi; alla loro morte, essi vanno incontro a processi putrefattivi che consumano l'ossigeno, sottraendolo alla respirazione dei viventi.
- 10** I coloranti sono consentiti dalla legge.
- 11** Separando la limatura di ferro con una calamita.
- 12** Se si aggiunge acqua, NaCl va in soluzione. A questo punto, i componenti del miscuglio possono essere separati per filtrazione.

Capitolo 3 Dalle trasformazioni chimiche alla teoria chimica

Hai capito?

- pag. 45**
- Si ha una trasformazione delle sostanze di origine con formazione di nuove sostanze.
 - Si osserva che il calcare si scioglie.
 - L'odore gradevole si sviluppa durante la cottura.

- pag. 47**
- a) V; b) F; c) F; d) V; e) F



- pag. 49**
- 11,67 g.

- Il sistema è aperto; bisogna considerare la produzione di sostanze gassose.

- pag. 50**
- 9,74 g

- pag. 51**
- 1,518; 0,6586

- 8,9 g; sempre 8,9 g

- Maggiore.

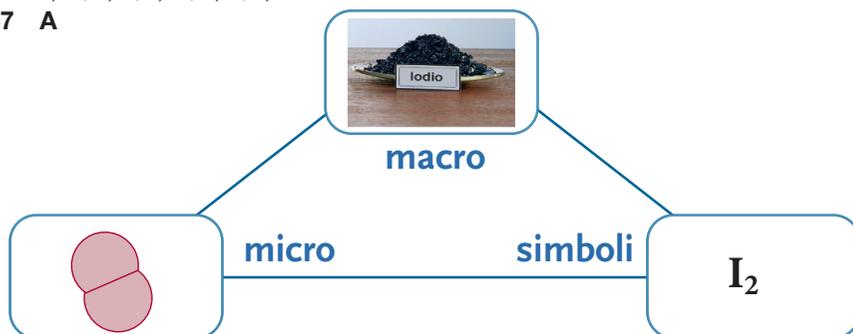
- No, si tratta di un miscuglio omogeneo.

- pag. 53**
- 2

- 7,94

- pag. 54**
- a) V; b) F; c) V; d) F; e) F. 4:2. 1:2

- pag. 57**
- A



- pag. 57**
- B 2N, 9H, 1P, 4O

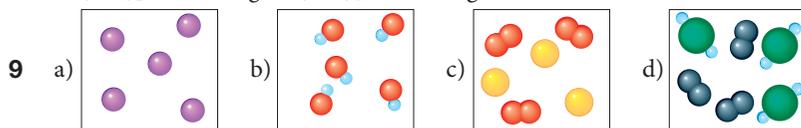
Quesiti e problemi

- 1 Una reazione chimica si rappresenta scrivendo a sinistra i reagenti e a destra i prodotti, collegati da una freccia.
- 2 Una trasformazione chimica.
- 3 a) Trasformazione chimica; b) trasformazione fisica; c) trasformazione chimica; d) trasformazione chimica.
- 4 Quattro fisiche e una chimica.
- 5 Vedi teoria pag. 43.
- 6 a) Idrogeno, zolfo, ossigeno; b) sodio, zolfo, ossigeno; c) potassio, ossigeno, idrogeno.
- 7 N azoto; P fosforo.

- 8 K potassio; Cu rame; Na sodio; N azoto; P fosforo; S zolfo; W tungsteno; Au oro; Mn manganese.
 9 Magnesio Mg; calcio Ca; piombo Pb; azoto N, fosforo P; manganese Mn; iodio I; zinco Zn; potassio K.
 10 Il ferro e lo zolfo sono elementi chimici.
 11 No, Fe ed S sono elementi.
 12 a) V; b) V; c) F; d) F
 13 Significa che la materia è costituita da microscopiche particelle chiamate atomi.
 14 La nostra idea di atomo si fonda su basi sperimentali e non su argomentazioni filosofiche.
 15 I miscugli non seguono la legge di Proust, avendo composizione variabile. Il diverso sapore delle soluzioni zuccherine ne è la dimostrazione.
 16 36 g
 17 5,9 g
 18 17,31 g
 19 8,3 g
 20 256 g
 21 3,3 g, 8,3 g
 22 0,180 g. Idrogeno = 1,240 g; bromo = 98,76 g
 23 15 g
 24 3,4 g. 68% cromo e 32% ossigeno
 25 6,7 g; 7,0 g
 26
 27 18 kg
 28 1,25 g di idrogeno; 20,0 g di zolfo.
 29 480 mg di C; 36 mg di H; 284 mg di O
 30 7,2 g. Al = 53%; O = 47%
 31 Massa N : massa O = 7:8. Con 32 g O₂ si combinano 28 g N₂.
 32 Nel secondo composto, con 1,00 g di azoto si combinano 2,28 g di ossigeno. Le quantità di ossigeno che reagiscono con 1,00 g di azoto stanno in rapporto di 1:2. È verificata la legge di Dalton.
 33 A: 7,15% ossigeno, 92,8% piombo. È rispettata la legge di Dalton.
 34 La legge di Proust.
 35 Per la massa.
 36 ;
 37 No. 1:1
 38 H₃PO₄
 39 1:2:1
 40 FeCO₃
 41 B₂O₃
 42
 43 ;

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) Sodio, cloro; b) idrogeno, ossigeno; c) carbonio, idrogeno, ossigeno; d) carbonio, idrogeno; e) azoto, idrogeno; f) sodio, carbonio, ossigeno.
 2 Trasformazione fisica.
 3 Trasformazione chimica.
 4 Trasformazione chimica.
 5 Trasformazione chimica. Si produce un gas e si forma una polvere di aspetto diverso dai cristalli iniziali.
 6 75%
 7 a) V; b) F; c) V; d) V
 8 Sn(OH)₂ = 0,223 kg; Sn(OH)₄ = 0,186 kg



- 10 a) Proprietà fisica; b) proprietà fisica; c) proprietà chimica; d) proprietà chimica; e) proprietà fisica.
 11 1,0 g
 12 480 g, 0,660 kg
 13 200 g, 22,4 g. Con 20,0 g di bromo reagiscono solo 5,0 g di calcio. Si formano 25,0 g di prodotto. Ca = 20%, Br = 80%.
 14 75%
 15 49,4 g
 16 H = 17,6%; N = 82,4%. 8,4 g

- 17** La massa di un atomo di fluoro vale 19 volte quella di un atomo di idrogeno.
- 18** Massa idrogeno = 0,714 g; massa ossigeno = 34,3 g. Massa prodotto = 45,0 g.
- 19** Trasformazione chimica. Si svolge un gas.
- 20** Solo il rame reagisce completamente, lo zolfo è in eccesso; al termine della reazione ne rimangono 0,25 g. Si formano 0,75 g di solfuro di rame.
- 21** Composto I, massa ossigeno = 11,3 g. Composto II, massa ossigeno = 33,8 g.
- 22** 2,55 g di zolfo non reagiscono; si formano 7,45 g di solfuro di zinco.
- 23** Il bromo è in eccesso. Con 30,00 g di potassio reagiscono 61,5 g di bromo; ne restano quindi 33,5 g.
- 24** Massa cloro composto I = 0,36 g, massa cloro composto II = 0,52 g
 $\frac{\text{massa Cu}}{\text{massa Cl}}$ composto I = 1,8; $\frac{\text{massa Cu}}{\text{massa Cl}}$ composto II = 0,92
- In alternativa:
 $\frac{\text{massa Cl}}{\text{massa Cu}}$ composto I = 0,56; $\frac{\text{massa Cl}}{\text{massa Cu}}$ composto II = 1,08
- $1,78/0,92 = 1,93 \approx 2$; la legge di Dalton è verificata in prima approssimazione.

■ Capitolo 4 La teoria cinetico-molecolare della materia

Hai capito?

pag. 65 a) F; b) V; c) V; d) F; e) V

pag. 66 1,42 J

pag. 70 ■ C-D; B-C.

■ 961 °C. L'argento è una sostanza pura, quindi le temperature di solidificazione e di fusione coincidono.

■ a) Alcol etilico, acqua, mercurio; b) alcol etilico, mercurio; c) 1100 K corrispondono a 827 °C, quindi è possibile fondere il sale da cucina e l'alluminio, ma non l'oro.

■ Solidificazione, sublimazione.

pag. 72 ■ Solo nei gas le particelle possono essere avvicinate.

■ Le particelle che costituiscono i corpi allo stato solido sono molto vicine.

pag. 73 Al crescere della temperatura aumenta il numero di particelle che, in corrispondenza della superficie, hanno energia sufficiente per staccarsi dalle altre.

pag. 75 **A** ■ 3340 J.

■ c

■ Aeriforme.

■ Sublimazione; molto deboli.

pag. 75 **B** Non avendo una temperatura di fusione definita, non è una sostanza pura ma una miscela di composti.

Quesiti e problemi

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

2 C

3 437,8 kcal

4 $83,6 \text{ J} = 0,0836 \text{ kJ}$

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

6 a) V; b) V; c) V; d) F; e) V; f) V

7 a) Energia cinetica; b) energia cinetica; c) energia potenziale; d) energia potenziale; e) energia potenziale.

8 a) F; b) V; c) V; d) F

9 4180 J

10 414 kJ

11 2,16 kJ

12 $458 \text{ J} = 0,458 \text{ kJ}$

13 30 °C

14 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.

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

16 B

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

18 D

19 a) V; b) F; c) F; d) F

20 A

21 933,15 K; 2600,15 K

22 Il liquido è un miscuglio.

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

24 A; D

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

26 A

27 a) V; b) V; c) F; d) F

28 No, l'energia cinetica è proporzionale alla temperatura assoluta.

29 a) F, le particelle si allontanano e la forza di attrazione diminuisce; b) F, aumenta l'energia interna del sistema, non delle singole molecole; c) V; d) V.

30 Vedi teoria pag. 72.

31 C

32 Vedi definizione pag. 74.

- 33 Stanza con aria umida.
38 Perché l'evaporazione è un processo endotermico.
39 206 kJ; 91,2 g
40 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.
41 Sono più deboli nell'etere etilico, essendo minori i valori del calore latente.

Il laboratorio delle competenze

- 1 pressione di vapore; inferiore; non si forma; supera; sulla superficie del liquido.
2 The temperature at which a liquid turns into a solid.
3 Melting point; freezing point.
4 $1,67 \cdot 10^3$ kJ
5 The boiling point is a characteristic property of each substance.
6 See theory pag. 68.
7 Vedi teoria pag. 73.
8 B; C
9 Sublimazione. B
10 Aumenta. L'energia potenziale. L'energia cinetica.
11 A
12 Vedi teoria pag. 66.

Capitolo 5 Le leggi dei gas

Hai capito?

pag. 82 a) F; b) F; c) V; d) V

pag. 84 0,0280 atm

pag. 86 11,0 atm

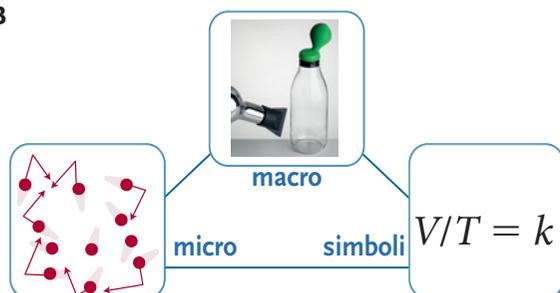
pag. 87 Gas; sì

pag. 90 395 mL

pag. 92 76,6 atm

pag. 93 A 1,96 L

pag. 93 B



pag. 96 ■ Cl₂O

■ 1,5

■ 2,53

Quesiti e problemi

1 Vedi teoria pag. 81.

2 Le particelle di un gas ideale si attraggono reciprocamente, a differenza di quelle del gas perfetto.

3 C

4 D

5 160 L

6 I gas occupano tutto il volume a disposizione in qualsiasi quantità.

7 La pressione è data dal rapporto tra la forza che agisce perpendicolarmente a una superficie e l'area della superficie stessa.

8 Atmosfera, millimetri di mercurio; pascal.

9 A; B

10 mmHg

11 Massa = 1033 g; peso = 10,1 N; pressione = 1 atm = 101 325 Pa

12 a) 851 mmHg; b) 0,0124 mmHg; c) 773 mmHg

13 a) $4,6 \cdot 10^4$ Pa; b) $1,87 \cdot 10^5$ Pa; c) $3 \cdot 10^2$ Pa; d) $8,00 \cdot 10^4$ Pa

14 a) $2,5 \cdot 10^3$ mbar; b) $1,50 \cdot 10^5$ mbar; c) 613 mbar

15 a) 2,96 atm; b) 1,78 atm; c) 0,254 atm; d) 0,69 atm

16 C

17 La pressione si riduce a un decimo del valore iniziale.

18 0,33 atm

19 50,0 mL

20 1,5 atm

21 7,6 atm; 15 L

22 C

23 A

24 Mette in relazione volume e temperatura a pressione costante.

25 $V = k \cdot t$

26 $V_{100} = V_0 + V_0 \cdot t/273$

27 La retta interseca l'asse delle ascisse a -273 °C.

28 C

29 65,4 L

30 161 K

- 31 323 mL
32 C
33 81,1 mL
34 $1,21 \cdot 10^3$ K
35 417 K (144 °C)
36 843 K (570 °C)
37 Vedi teoria pag. 89.
38 $V_2 = 1,23 V_1$
39 Sì, il palloncino ha volume 1,1 L, quindi rimane dentro la scatola.
40 $p/T = k$
41 B
42 B
43 378 K
44 $T_{H_2} = 156$ K; $T_{O_2} = 144$ K
45 20,2 atm
46 545 K (272 °C)
47 1,6 atm. Per una rapida espansione di volume.
48 694 mmHg
49 $p_t = 1,00$ atm + $1,00$ atm \times $50,0/273 = 1,18$ atm
50 273 °C; 273 °C \times 2 = 546 °C
51 819 K
52 B; D
53 363 cm³
54 203 mL. Un aumento di volume.
55 587 K (314 °C)
56 Sarebbe invariato; aumenterebbe di 4 volte.
57 È la pressione esercitata da ogni gas di una miscela in assenza degli altri.
58 4, 6, 10, 20; relazione di proporzionalità diretta.
59 a) V; b) V; c) F
60 3,8 atm
61 0,33 atm
62 Volumi uguali di gas diversi, alla stessa pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.
63 A
64 Vedi teoria pag. 94.
65 Vedi teoria pag. 94.
66 2,46 L
67 1:1; 2:1, 2:1
68 11,2 mL
69 5
70 Ossigeno all'anodo (rapporto O₂:H₂ = 1:2).
Idrogeno al catodo (rapporto O₂:H₂ = 1:2).
71 2,80 g
72 14:1
73 a) V; b) V; c) F; d) V

Il laboratorio delle competenze

- 1 0,056 L
2 D
3 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).
4 B
5 A; C
6 I volumi devono contenere lo stesso numero di particelle.
7 0,037 atm · L/K; no
8 1,15. 1,15
9 L'idrogeno è una molecola diatomica.
10 1,30 atm
11 586 cm³
12 Il volume aumenta perché la pressione diminuisce.



- 13** 0,57 atm
14 0,138 L o 138 mL
15 No
16 $p_{N_2} = 0,48$ atm; $p_{O_2} = 0,36$ atm; $p_{CO_2} = 0,36$ atm. Sarebbe invariata (*vedi* la definizione di pressione parziale).
17 Legge di Boyle.

■ Capitolo 6 La quantità di sostanza in moli

Hai capito?

pag. 104 $3,156 \cdot 10^{-26}$ kg

pag. 106 ^{11}B è più abbondante, quindi il valore sarà vicino a 11; 10,8.

pag. 107 a) 32; b) 36,46; c) 78,00; d) 310,18

pag. 109 ■ 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.

■ a) 5,5 g; b) 24 g; c) 8,0 g

pag. 111 ■ $6,022 \cdot 10^{23}$; $6,022 \cdot 10^{23}$; $2 \times 6,022 \cdot 10^{23}$

■ a) F; b) F; c) F; d) V

pag. 113 ■ 0,237 mol

■ 30,4 g

■ 20,2

■ No, neon.

pag. 114 ■ Un po' meno della metà del numero di Avogadro.

■ In 100 g di H_2O perché la sua massa molare è minore.

pag. 115 63 g

pag. 116 14 atm

pag. 117 A 50,05% di S e 49,95% di O; 1,00

pag. 117 B ■ 15,6 g

■ 12,8 g

pag. 118 H_3PO_4

pag. 119 CH_2 ; C_4H_8

Quesiti e problemi

1 A

2 a) F; b) V; c) V

3 C

4 Vedi definizione e teoria pag. 104.

5 Vedi definizioni pagg. 104 e 106.

6 a) 98,09; b) 262,87; c) 63,02; d) 238,98; e) 40,00; f) 342,17; g) 142,05; h) 164,10

7 74,55

8 16,05

9 60,06 ; 36,46 ; 62,03

10 $\text{CO}_2 = 44,01$; $\text{H}_2\text{O} = 18,016$; $\text{O}_2 = 32$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,16$. H_2O . O_2 . No

11 Considera anche l'abbondanza percentuale degli isotopi.

12 1,826:1

13 $1,056 \cdot 10^{-25}$ kg

14 3, 4, 10

15 Il vapore acqueo ha massa molecolare pari a 18 u, quindi minore densità.

16 Hanno la stessa massa molecolare.

17 Fondamentale.

18 La mole (mol).

19 grammi/moli (g/mol)

20 a) 65,39 g/mol; b) 197,0 g/mol; c) 200,6 g/mol; d) 107,9 g/mol

21 320,7 g

22 La costante di Avogadro esprime il numero di particelle contenute in una mole di sostanza.

23 a) V; b) F; c) F; d) F

24 1,70 mol

25 61,6 g

- 26 a) 0,190 mol; b) 0,178 mol; c) 0,508 mol; d) 0,162 mol
27 106,9 g/mol; 106,9
28 mol⁻¹
29 a) $9,15 \cdot 10^{23}$; b) $2,60 \cdot 10^{23}$; c) $9,03 \cdot 10^{24}$; d) $1,11 \cdot 10^{22}$
30
31 $1,0 \cdot 10^{24}$ atomi di O
32
33 $3,3 \cdot 10^{24}$; $1,2 \cdot 10^{24}$
34 164 g/mol
35 CCl₄
36 Circa quattro volte. 1:4
37 $4,215 \cdot 10^{23}$
38 Vedi teoria pag. 114.
39 $1,11 \cdot 10^3$ L
40 Il volume occupato da una mole di qualsiasi gas è lo stesso, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, e corrisponde, a STP, a 22,4 L.
41 a) 19,1 L; b) 23,1 L; c) 141 L
42 0,643 g
43 44,6 mol
44 $2,7 \cdot 10^{22}$ molecole; $5,4 \cdot 10^{22}$ atomi
45 30 g/mol
46 Cl₂
47 64,1; 64,1 g/mol
48
49 25 mol
50 2,0 mol
51 $1,4 \cdot 10^3$ L
52 6,7 L; si può applicare la legge generale dei gas perché la massa non cambia.
53 12,1 L. No, la quantità di gas resta costante.
54 28,0; $4,65 \cdot 10^{-23}$ g
55 16,1 g
56 24 K. 7,6 mol e 212 g
57 CH₄. Nessuna.
58
59 1,77 g/L; 1,96 g/L (STP)
60
61
62 Na (30,88%); Cl (47,62%); O (21,50%)
63 56,58%
64 a) SO₂; b) K₂CO₃; c) Na₂SO₄; d) N₂O
65 Na₃AlF₆
66 MgO
67 MgCl₂
68 Zn = 80,3%; O = 19,7%; ZnO
69 Al = 20,16%, Cl = 79,83%. Massa Al/massa Cl = 0,25. Massa atomica Al/3 × massa atomica Cl = 0,25
70 a) N₂O₄; b) H₂SO₄; c) NaClO₃; d) P₄O₁₀
71 C₂H₆O₂
72 b) 34,05%; d) 83,63%

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) Il volume aumenta e la densità diminuisce; b) nessun effetto; c) nessun effetto; d) aumenta; e) aumenta.
2 97,23%
3 0,73 L
4 CH₃; C₂H₆
5 2,16 mol
6 $3,01 \cdot 10^{23}$ atoms

- 7** $7,365 \cdot 10^{23}$ molecules
- 8** a) Na 42,07%; P 18,89%; O 39,04%; b) N 12,18%; H 5,26%; P 26,92%; O 55,64%; c) Fe 23,09%; N 17,38%; O 59,53%; d) Al 15,77%; S 28,12%; O 56,11%
- 9** 41,58 g Fe_2S_3
- 10** 22,94% di P; 77,06% di Cl
- 11** $\text{C}_5\text{H}_6\text{O}$; $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}_2$. 3,61 g
- 12** 31
- 13** 32%
- 14** 1, 2, 3. 0,5, 1, 1,5
- 15** Non sono specificate le condizioni di temperatura e pressione.
- 16** Al: 75,9%; Mg: 16,2%; Cu: 7,91%. 190 kg di Al; 40,4 kg di Mg; 19,7 kg di Cu. 10,5 kg di lega
- 17** CO_2
- 18** 14% H e 86% C; C_3H_6
- 19** 1 mol CO_2 . 25,7 L

■ Capitolo 7 Le particelle dell'atomo

Hai capito?

pag. 128 Quando cerchiamo di eliminare la polvere che si deposita sullo schermo del televisore.

pag. 130 a) C; b) A; c) C; d) A; e) A

pag. 131 ■ Seta.

■ Negativamente.

■ Una verrà respinta e l'altra attratta perché hanno cariche opposte.

■ $+6,41 \cdot 10^{-7} \text{ C}$

pag. 132 ■ $8,995 \cdot 10^{12} e^{-}$

■ $9,647 \cdot 10^4 \text{ C}$

pag. 134 ■ $1 \cdot 10^5 \text{ mm}$ ovvero 100 m

■ Perché rappresenta gli elettroni come pianeti attorno al Sole.

pag. 136 ■ C; 6, 6, 8

■ protoni; neutroni; elettroni; nucleoni; protoni; neutroni; numero atomico; numero di massa; isotopi; protoni; numero atomico

■ a) 11, 10, 12; b) 16, 18, 16; c) 5, 5, 6

pag. 140 a) F, nel decadimento beta, nell'emissione β^+ e nell'emissione gamma il numero di massa rimane invariato; b) V; c) F, A diminuisce di 4 unità e Z di 2; d) F, il numero atomico aumenta di 1 unità; e) F, si trasformano in nuclei di ${}^{50}_{24}\text{Cr}$; f) V.

pag. 141 $28\,650 \text{ anni} = 5 \cdot T_{1/2}$, quindi le radiazioni emesse saranno $1/32$.

Quesiti e problemi

1 L'ambra si elettrizza per strofinio.

2 Le cariche preesistono nella materia e lo strofinio le separa.

3 Lo sfregamento dell'aria sul carrello, soprattutto nelle giornate ventose e secche, provoca l'accumulo di cariche elettrostatiche sulla sua superficie, generando un potenziale.

Siccome il corpo umano si trova a un potenziale differente, la differenza di potenziale genera la scossa, cioè un lieve passaggio di corrente tra il carrello e il corpo umano. Poiché la plastica si elettrizza in misura minore rispetto al metallo, in questo caso la scossa non è percepibile.

4 L'acqua è una molecola polare, quindi presenta cariche opposte: in questo caso le sue cariche positive vengono attratte dalla bacchetta, caricata negativamente mediante lo strofinio.

5 a) F; b) F; c) V

6 Thomson, studiando l'effetto di un campo magnetico e di un ostacolo sui raggi catodici, scoprì che la radiazione emessa dal catodo consiste di particelle cariche negativamente, a cui diede il nome di elettroni.

7 Chadwick nel 1932 scoprì l'esistenza del neutrone.

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

9 B

10 Principio di conservazione della carica. Il numero degli elettroni acquistati da un oggetto deve essere uguale al numero delle cariche positive dell'altro.

11 D

12 Protoni, neutroni ed elettroni.

13 Protoni e neutroni.

14 Protoni e neutroni; perché costituiscono il nucleo dell'atomo.

15 C

16 D

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

18 $1836 e^{-}$. No. Roentgenio.

19 No, sono composte da quark.

20 A

21 B; D

22 D

23 Vedi teoria pag. 132.

24 C

- 25 A
 26 D
 27 C
 28 Il diametro dell'atomo è 150 000 volte maggiore del diametro del nucleo: $1,5 \cdot 10^5 : 1,0$.
 29 Vedi definizione pag. 134.
 30 9 elettroni.
 31 16 protoni e 16 neutroni.
 32 18 p^+ , 22 n, 18 e^-
 33 Be; Si; Al
 34 D
 35 Vedi definizione pag. 135.
 36 a) V; b) V; c) F; d) F
 37 a) Zn; b) F; c) Sb; d) Br; e) K
 38 L'idrogeno possiede 3 isotopi: pròzio ${}^1_1\text{H}$; deuterio ${}^2_1\text{H}$; trizio ${}^3_1\text{H}$.
 39 A
 40 La massa del deuterio è doppia rispetto a quella dell'idrogeno.

41

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

- 42 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.
 43 Vedi teoria pag. 137.
 44 I raggi γ ; i raggi α .
 45 Decadimento alfa, decadimento beta, emissione β^+ , emissione gamma.
 46 Particelle β .
 47 Nuclei con numero atomico > 83 e numero di massa > 220 .
 48 Il numero atomico diminuisce di 2 unità, il numero di massa diminuisce di 4 unità.
 49 Emissione di elettroni positivi β^+ ; cattura di e^- .
 50 ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$
 51 Particella β^- .
 52 ${}^{222}_{86}\text{Rn} \rightarrow {}^{218}_{84}\text{Po} + {}^4_2\text{He}$
 53 D
 54 28 giorni
 55 0,5 g
 56 17 190 anni
 57 Perché l'esame si realizza in breve tempo e si scelgono elementi la cui radioattività si esaurisce rapidamente per evitare che rimangano troppo a lungo nel corpo.
 58 L'elemento A. $2 \cdot 10^6$ anni. Elemento A = $3 \cdot 10^{23}$ atomi; elemento B = $2 \cdot 10^{23}$ atomi.
 59 L'energia in gioco in una trasformazione nucleare è circa un milione di volte più grande di quella in gioco in una reazione chimica.
 60 Nel decadimento radioattivo un nucleo instabile tende a emettere alcune particelle, mentre nella fissione nucleare un nucleo pesante si scinde in due o più nuclei più leggeri.
 61 2 neutroni
 62 $3 {}^1_0\text{n}$

Il laboratorio delle competenze

- 1 11 protons; 11 electrons
 2 $A = 27$
 3 54 neutrons
 4 A
 5 A
 6 A
 7

	p^+	e^-	n
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	17	18
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	17	20

8

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

9 6,25 g

10 Metodi fisici.

11 ☐; con la provenienza geografica variano le percentuali degli isotopi di uno stesso elemento.

12 Emissione β^+ ; 2, 1; D (deuterio).13 ${}_{-1}^0\text{e}$

Capitolo 8 La struttura dell'atomo

Hai capito?

pag. 151 A $4,29 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

pag. 151 B $10^{20} \text{ Hz} \div 10^{16} \text{ Hz}; \approx 10^{10} \text{ Hz}$. Radiazione violetta.

pag. 152 ■ $2,26 \cdot 10^{16} \text{ Hz}; 1,33 \cdot 10^{-8} \text{ m}; \text{no}$.

■ Il fotone della luce blu.

pag. 154 ■ La radiazione con $\lambda = 410 \text{ nm}$ perché energia e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali; $4,85 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 4,59 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}; 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

■ onde elettromagnetiche; inversamente; 400 nm; 700 nm; direttamente; inversamente; spettro continuo; spettro a righe.

pag. 156 ■ 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. 158 ■ 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. 159 ■ $2 \times 3^2 = 18$ elettroni; 6 elettroni

■ 3 sottolivelli: s, p, d; 3d

pag. 162 A $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6; 3d^{10} 4s^2 4p^3$

pag. 162 B $1s^2 2s^2 2p^6$

pag. 162 C Il potassio, K.

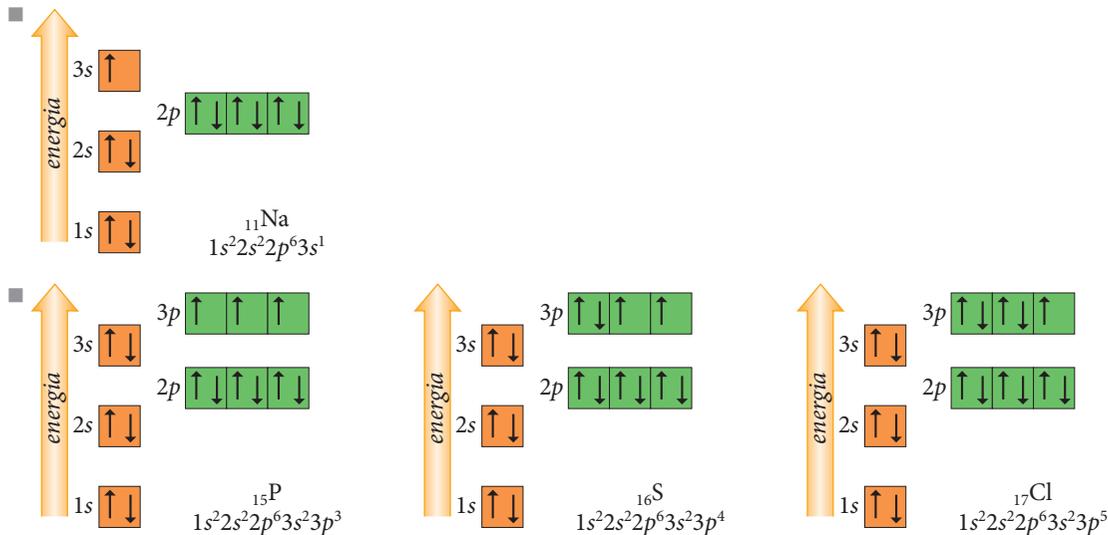
pag. 165 ■ 0, 1, 2

■ $n = 2$ e $l = 1$

pag. 166 ■ -2, -1, 0, 1, 2

■ 8 e^-

pag. 168 ■



Quesiti e problemi

1 A; D

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

3 Perché si compone di più lunghezze d'onda a ciascuna delle quali corrisponde un colore.

4 Fotoni.

5 La frequenza. È aumentata la frequenza.

6 $3 \cdot 10^4 \text{ m}$

7 A; B

8 A

9 $3,4 \cdot 10^{-26} \text{ J}$

- 10 $3,8 \cdot 10^{-19}$ J
 11 $1,57 \cdot 10^6$ J
 12 Colore azzurro. $E = 4,42 \cdot 10^{-19}$ J
 13 ;
 14 $E = 3,60 \cdot 10^{-19}$ 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).
 15 $1,51 \cdot 10^{14}$ s⁻¹; 263 nm. Appartiene all'UV.
 16 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.
 17
 18
 19
 20 Vedi teoria pag. 154.
 21 Descrive il livello energetico dell'orbita dell'elettrone per l'atomo di idrogeno.
 22
 23 No, solo l'orbita stazionaria con $n = 1$ corrisponde allo stato fondamentale.
 24 Il «salto» può non essere diretto e avvenire passando per i livelli intermedi.
 25 ;
 26 Sono 3: dal IV al III, dal III al II, dal II al I.
 27 a) V; b) F; c) V; d) F
 28 a) F, l'energia richiesta è minore, essendo l'elettrone più lontano dal nucleo; b) F, la lunghezza d'onda della radiazione assorbita nel passaggio da $n = 1$ a $n = 3$ è uguale a quella emessa nel passaggio inverso; c) V; d) V.
 29 Vedi definizione pag. 157. kJ/mol
 30 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.
 31
 32 Libera.
 33 No, per allontanare qualsiasi elettrone da un nucleo occorre sempre spendere energia.
 34 $2 \cdot n^2$
 35 18 elettroni
 36 3
 37 14 elettroni
 38 $2p^6$; $3p^1$
 39 5 sottolivelli; di fatto gli elettroni occupano $5s$, $5p$, $5d$, $5f$ ma non $5g$.
 40
 41 Il sottolivello $3d$; il terzo e il quarto livello.
 42 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; il primo salto corrisponde al passaggio dal terzo al secondo livello, il secondo salto al passaggio dal secondo al primo.
 43 a) Sì; b) non esiste $2d$; compare per $n \geq 3$; c) l'orbitale s non può contenere 3 e⁻, al massimo 2; d) non esiste $n = 8$ nello stato fondamentale.
 44 a) $Z = 7 \Rightarrow$ azoto; b) $Z = 25 \Rightarrow$ manganese; c) $Z = 34 \Rightarrow$ selenio
 45 ; l'orbitale p non può contenere 8 e⁻.
 46
 47

Numero atomico	Numero di neutroni	Numero di massa	Simbolo isotopo	Configurazione elettronica
$Z = 31$	$n = 38$	$A = 69$	${}^{69}_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$Z = 53$	$n = 74$	$A = 127$	${}^{127}_{53}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
$Z = 15$	$n = 16$	$A = 31$	${}^{31}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
$Z = 11$	$n = 12$	$A = 23$	${}^{23}_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
$Z = 19$	$n = 21$	$A = 40$	${}^{40}_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$Z = 23$	$n = 28$	$A = 51$	${}^{51}_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

- 48 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.
 49 Stessa configurazione. 8 e⁻
 50 La posizione e la quantità di moto, istante per istante.
 51 Così facendo rimane indeterminata la posizione.
 52 Il fotone cede energia all'elettrone, la cui velocità aumenta.
 53

- 54 L'elettrone.
 55 $J \cdot s / \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = \text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{s} / \text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-1} = \text{m}$
 56 $\lambda = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ m}$
 57 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.
 58 Da 3 numeri quantici: n, l, m .
 59 Alla rotazione oraria e antioraria dell'elettrone.
 60 Vedi teoria pag. 167.
 61 A
 62 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.
 63 Sono 6 e corrispondono ai sottolivelli $2p$ e $3p$.
 64 Due. Regola di Hund.
 65 Neon.
 66 Azoto.
 67 ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$; ${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; ${}_{34}\text{Se}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$. Hanno la stessa configurazione elettronica esterna $s^2 p^4$.
 68 B
 69 ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; ${}_{52}\text{Te}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$
 71 A; D

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) F, per definire il tipo di orbitale bisogna conoscere il valore di l ; b) F, n, l, m danno indicazioni sulla probabilità di presenza dell'elettrone in un punto; c) V; d) V.
 2 D; E; F
 3 Il principio di Aufbau è una delle tre regole di riempimento degli orbitali.
 4 ${}_{19}\text{K}^+: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; ${}_{8}\text{O}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6$
 5 O e Al
 6 ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 7 9
 8 $18 e^-$
 9 a) $2p$; b) $1s$; c) impossibile; d) $4f$; e) impossibile; f) $5d$
 10 ${}_{28}\text{Ni}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
 11 $E_i(\text{I}) = 737,7 \text{ kJ/mol}$; $1,225 \cdot 10^{-17} \text{ J}$; no, per ionizzare più volte lo stesso atomo sono necessarie quantità di energia crescenti.
 12 Il cesio, perché la frequenza di soglia cade nel visibile.
 13 B
 14 11
 15 $7,7 \cdot 10^{24} e^-$
 16 492 nm. Visibile.
 17 $5,09 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$. $2,03 \cdot 10^5 \text{ J}$
 18 a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; b) $1s^2 2s^2 2p^6$

Capitolo 9 Il sistema periodico

Hai capito?

- pag. 179** $1s^2 2s^2 2p^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$;
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$; appartengono allo stesso gruppo (VI) gli elementi con $Z = 8$, $Z = 16$,
 $Z = 52$.
- pag. 181** a) Periodo 3, gruppo VII (17); b) vanadio; c) arsenico; d) periodo 3, gruppo VI (16); e) 5 elettroni; sotto-
livelli s e p ; f) $5s$ e $4d$.
- pag. 182** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$; $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
- pag. 183** $\text{K} \cdot \cdot \text{Ca} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Al}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{P}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Br}}} \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Kr}}}$
- pag. 186** 1-f; 2-d; 3-a; 4-c; 5-b; 6-e.
- pag. 187** a) Ca, perché scendendo lungo un gruppo il raggio atomico aumenta; b) Na, perché procedendo da sini-
stra a destra lungo un periodo il raggio atomico diminuisce.
- pag. 188** a) K, perché scendendo lungo un gruppo l'energia di prima ionizzazione diminuisce; b) Ca, perché pro-
cedendo da sinistra a destra lungo un periodo l'energia di prima ionizzazione aumenta.
- pag. 191** a) Rb, K, Na, Li; b) Na, Mg, Si, S, Cl.
- pag. 193** ■ Gli elettroni di valenza di questi metalli occupano i sottolivelli s e p .
■ Liquidi: Hg, Br₂; aeriformi: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂.

Quesiti e problemi

- Secondo il peso atomico crescente.
- Dopo sette elementi, con l'ottavo si ripresentano proprietà simili a quelle del primo della serie precedente.
- La tavola periodica di Mendeleev ordina gli elementi in base alla massa atomica crescente.
- Eka-alluminio* sottolinea la posizione (una casella dopo l'alluminio) e le somiglianze presunte di comportamen-
to chimico con l'alluminio. Nella tavola periodica attuale è il gallio ($Z = 31$).
- Secondo il peso atomico crescente.
- Per disporre nella stessa colonna elementi simili.
- Il numero di elettroni nel guscio di valenza identifica il gruppo di appartenenza di un elemento.
- Gruppo VI (16); quarto periodo.
-
-
- ;
- C, Si, Ge, Sn, Pb
- I (1), II (2), III (13), IV (14), V (15), VI (16), VII (17), VIII (18)
- Dal gruppo 3 al gruppo 12.
-
- Nel gruppo 1.
-
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; è lo zolfo, che ha 6 elettroni di valenza.
- Cd, cadmio; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$; blocco d .
- a) V; b) F, il sottolivello $6s$ è seguito dal sottolivello $4f$; c) F, ha inizio il riempimento del sottolivello $4d$;
d) aumenta il numero quantico n del livello di valenza; e) V.
- $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{C}}} \cdot$
- $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{I}}} \cdot \cdot \text{Ca} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Kr}}} \cdot \cdot \text{Be} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{S}}} \cdot \text{Na} \cdot \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} \cdot \text{K} \cdot$
- $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{X}}}$
- $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{X}}}$
- Appartengono rispettivamente al gruppo VII, V, II e IV.
- 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^- : $1s^2 2s^2 2p^5$
 $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Mg}}}^{2+}$ $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}^-$ $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Na}}}^+$ Ca^+ $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{O}}}^-$
- Al mercurio e agli elementi che lo seguono.
- ; ;
- Sottolivello $7p$.

- 30 a) F, formano anioni con una sola carica elettrica; b) V; c) F, hanno alta energia di ionizzazione; d) F, solo fluoro e cloro sono gas.
- 31 a) Na; b) Xe; c) Lr; d) Ba; e) Lu; f) F; g) I
- 32 A
- 33 Il fatto di avere proprietà molto simili.
- 34 A
- 35 C
- 36 C
- 37 Allo stato aeriforme.
- 38 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. kJ/mol. Aumenta da sinistra a destra e dal basso verso l'alto.
- 39 D
- 40 Gruppo IV.
- 41 C
- 42 Energia di affinità elettronica.
- 43 Aumenta da sinistra verso destra e dal basso verso l'alto.
- 44 Energia di ionizzazione, energia di affinità elettronica, elettronegatività
- 45 A
- 46 C
- 47 Grafite.
- 48 C
- 49 Al, Si, O sono non metalli del blocco *p*; K è un metallo del blocco *s*.
- 50 Y e La sono metalli del blocco *d*; Tb, Pa, Eu, Dy, Gd sono metalli del blocco *f*.
- 51 D
- 52 I primi hanno bassa energia di ionizzazione, i secondi le maggiori energie di affinità elettronica.
- 53 Br; I

Il laboratorio delle competenze

1	Simbolo	Z	Gruppo	Periodo	Metallo, non metallo, semimetallo	Elettroni di valenza	Simbolo di Lewis
	Ar	18	VIII	3	non metallo	8	$:\ddot{\text{Ar}}:$
	I	53	VII	5	non metallo	7	$:\ddot{\text{I}}\cdot$
	K	19	I	4	metallo	1	$\text{K}\cdot$

- 2 See definition pag. 157.
- 3 An atom that has high electronegativity attracts electrons toward itself in a bond.
- 4 Electron affinity increases from left to right across a period.
- 5 B
- 6 B^{3+} : $1s^2$; F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$; P : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$; $\cdot\text{B}^{3+}$ $:\ddot{\text{F}}:^-$ $\cdot\ddot{\text{P}}\cdot$
- 7 Cl^-
- 8 a) Fe^{2+} ; b) K; c) Cl^- ; d) Sr

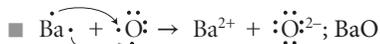
Capitolo 10 | I legami chimici

Hai capito?

pag. 201 Ar; S

pag. 203 ■ A4, B3, C1, D2

■ Mg deve perdere 2 elettroni per assumere la configurazione di Ne e ogni atomo di cloro può acquistare solo 1 elettrone.



pag. 205 ■ I granelli saranno attratti da entrambe le bacchette.

■ BaO; KCl

pag. 206 ■ Bassa, perché devono mettere a disposizione gli elettroni di valenza.

■ $3 e^-$; $3+$

pag. 207 solidi; variabili; lucenti; opachi; visibile; Conducono; elettroni; malleabili; duttili; simbolo

pag. 209 ■ Perché non hanno una composizione costante.

■ Sostituzionale, perché sono vicini nella tavola periodica e quindi le dimensioni degli atomi sono simili.

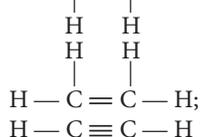
■ 15 carati.

pag. 211 A ■ $\cdot \ddot{\text{F}} \cdot + \cdot \ddot{\text{F}} \cdot \rightarrow :\ddot{\text{F}} - \ddot{\text{F}}:$

■ 2; 2

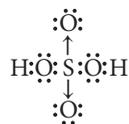
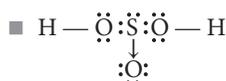
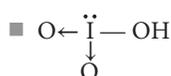
■ 3; $\text{H}:\ddot{\text{P}}:\text{H}$; PH_3

pag. 211 B ■ $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ | \quad | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad | \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$;



■ $\text{H}:\text{C}::\text{N}$; $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$

pag. 213 ■ 1; 3; 5; 7



pag. 214 ■ Aumenta dal basso verso l'alto e da sinistra a destra.

■ Non polari: F_2 , N_2 . Più elettronegativi: Br, O, Cl, Br, S.



pag. 215 a) Covalente puro; b) ionico; c) metallico; d) covalente polare.

Quesiti e problemi

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

2 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.

3 243 kJ/mol

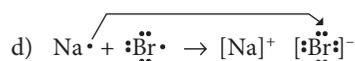
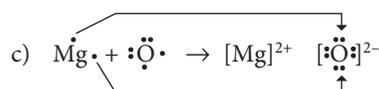
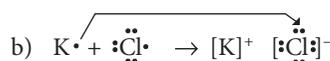
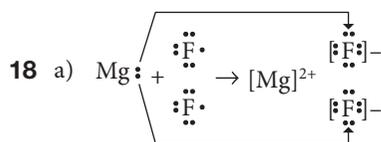
4 Un atomo è particolarmente stabile quando ha 8 elettroni nello strato di valenza.

5

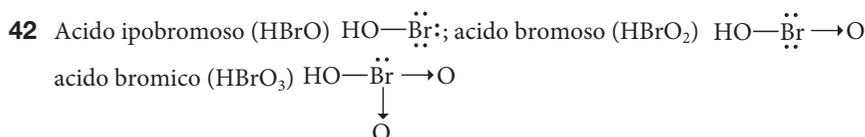
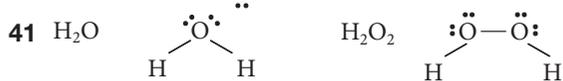
6

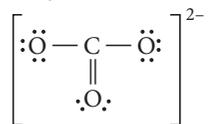
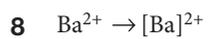
7 Tre

- 8 Deve acquistare un elettrone.
 9 $1s^2 2s^2 2p^6$; 2° ; $8 e^-$ di valenza.
 10 Perché hanno già lo strato di valenza completamente riempito.
 11 a) Cede $2 e^-$; b) acquista $2 e^-$; c) non acquista, né cede; d) acquista $1 e^-$. a) e b) Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$; c) He $1s^2$; d) Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
 12 Mg, magnesio. Metallo. Cede $2 e^-$ per raggiungere l'ottetto.
 13 Ne; Ne; Ne; Kr; Ar; Ne; Xe
 14 Rappresenta il numero di elettroni che un atomo guadagna, perde o mette in comune quando si lega ad altri atomi.
 15 2 elettroni; 1 elettrone; 1 atomo di ossigeno si combina con 2 atomi di potassio.
 16
 17 Un atomo Al, che diventa ione Al^{3+} , si lega con tre atomi F, che diventano ioni F^- .



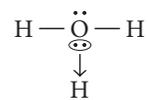
- 19 A_2C ; AD; BC; BD_2
 20 Sono solidi.
 21 Bisogna vincere la forza di attrazione elettrostatica.
 22 forte; ioni; maggiore; forza; a) maggiore; b) minore; c) minore.
 23 Gli ioni Mg^{2+} hanno raggio minore degli ioni Ca^{2+} ; gli ioni Mg^{2+} e O^{2-} sono quindi più vicini tra loro e la forza del legame è maggiore.
 24 KCl; K^+ ha raggio minore di Rb^+ , e a minore raggio corrisponde una forza di attrazione maggiore.
 25 La deformazione porta a contatto ioni di uguale carica che si respingono. Interviene la forza di attrazione elettrostatica.
 26 Ogni ione Cs^+ , dato il raggio maggiore, è circondato da 8 ioni Cl^- . Gli ioni Cl^- per ogni ione Na^+ sono invece 6.
 27
 28 Ca perde $2 e^- \rightarrow 2+$
 29
 30 a) V; b) V; c) F; d) F; e) F
 31 Au, giallo; Cu, rosso.
 32
 33
 34
 35 È un metallo troppo tenero.
 36 a) F; b) V; c) F; d) V
 37 Il carbonio; ostacola lo slittamento dei piani del reticolo; lega interstiziale.
 38
 39



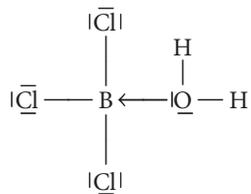


9 La regola dell'ottetto non è rispettata e il livello più esterno non è completo.

10 Ione idronio.



11



12 Il composto ionico rende l'acqua conduttrice di elettricità.

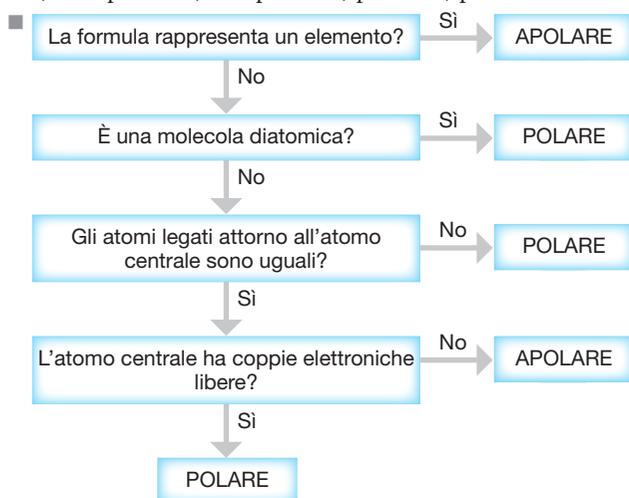
Capitolo 11 La forma delle molecole e le forze intermolecolari

Hai capito?

pag. 222 $\text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H}$ 4; 3; 1
 H

pag. 227 a) Piegata; b) tetraedrica; c) triangolare planare. A-1; B-5; C-4; D-3; E-2

pag. 230 ■ a) Non polare; b) non polare; c) polare; d) polare.



■ Non polare.

pag. 232 ■ H_2S perché è polare.

■ Le forze intermolecolari fra le molecole di *n*-esano sono più intense dato il maggior numero di atomi della molecola. È quindi necessaria più energia per vincere queste interazioni.

pag. 234 a) Non polare, forze di London; b) polare, forze dipolo-dipolo; c) polare, legame a idrogeno.

pag. 237 La separazione in idrogeno e ossigeno.

Quesiti e problemi

1 Vedi definizioni pag. 222.

2 0; 4

3 B

4 A

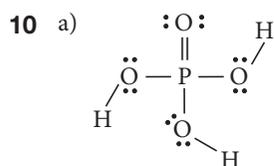
5 A; C

6 C

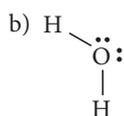
7 B

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

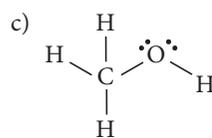
9 A



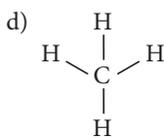
tetraedrica



angolare



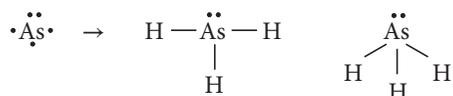
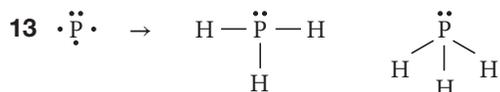
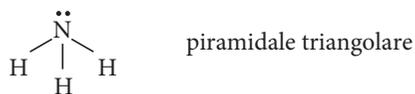
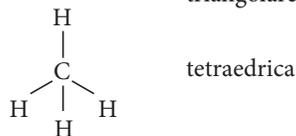
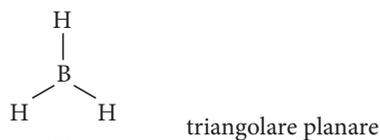
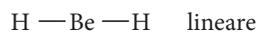
tetraedrica



tetraedrica

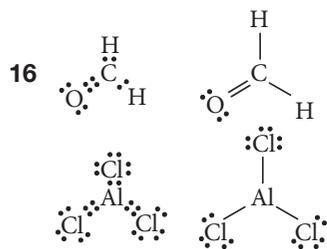
11 BH_3 è triangolare planare; NH_3 è piramidale.

12 $\text{Li}-\text{H}$



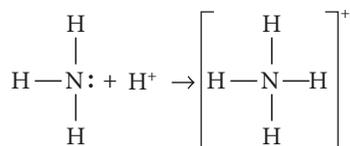
14

15 $\ddot{\text{S}}::\text{C}::\ddot{\text{S}}$ a) V; b) V; c) F, S ha valenza II perché ciascun atomo partecipa al legame con due elettroni; d) F, la molecola è lineare come CO_2 .



Sono entrambe molecole triangolari planari.

17 NH_4^+



Piramidale. Tetraedrica.

18

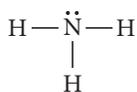
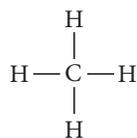
19 I_2 è apolare come CCl_4 .

20

21

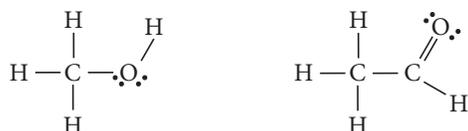
22 a), c), d), e) sono molecole polari; b) è apolare.

23 CH_4 tetraedrica apolare $\quad \text{NH}_3$ piramidale polare



24 Apolare: Br_2 .

- 25 CCl_4 ; CO_2 ; I_2
 26 Vedi teoria pag. 230.
 27 D
 28 a) Intermolecolare; b) intermolecolare; c) interatomico; d) interatomico; e) intermolecolare.
 29 Gli stati condensati della materia sono lo stato solido e quello liquido.
 30 Dipolo-dipolo.
 31 Si possono formare dipoli istantanei e la forza di attrazione viene detta «di London».
 32 Il dipolo indotto si origina per la vicinanza di un dipolo temporaneo; è anch'esso temporaneo.
 33 Vedi teoria pag. 232.
 34 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.
 35 Perché, pur avendo una minore massa molecolare, l'acqua può formare legami a idrogeno.
 36 A
 37 D
 38 HF dà legami a idrogeno (i legami intermolecolari più forti) per cui la coesione fra le molecole è maggiore.
 39 L'ottano, in quanto ha MM maggiore.
 40 C_6H_{14} ha massa molecolare e dimensioni maggiori di C_4H_{10} (vedi anche es. 41).
 41 A
 42 Il metanolo può dare legami a idrogeno mentre l'etanale non può darne.

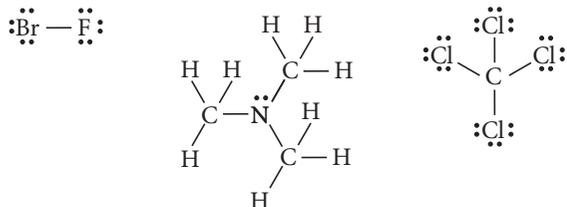


- 43 HF è il più altobollente perché dà legami a idrogeno. Per i rimanenti idruri il fattore discriminante è la massa molecolare.
 44 1. CH_4 non dà legami a idrogeno e quindi è il più bassobollente.
 2. H_2O può dare quattro legami a idrogeno, così come NH_3 , ma l'ossigeno è più elettronegativo dell'azoto e quindi l'acqua bolle a una temperatura maggiore di quella a cui bolle l'ammoniaca.
 3. HF, anche se teoricamente potrebbe dare quattro legami a idrogeno, ne forma solo due perché le molecole possono legarsi o secondo una struttura lineare a zig zag o secondo una struttura esagonale. Quindi, pur essendo il fluoro più elettronegativo dell'ossigeno, l'acqua è più altobollente del fluoruro di idrogeno.
 4. Nel confronto HF/ NH_3 , la maggiore elettronegatività di F prevale sul maggiore numero di legami a idrogeno che può dare l'ammoniaca.
 45 CH_4 , H_2S , H_2O , NaF
 46 Vedi teoria pagg. 203, 206, 214, 234.
 47 In genere, le soluzioni dei solidi molecolari contengono molecole, non ioni, condizione necessaria per condurre corrente.
 48 Molecolare polare
 49 B
 50 D
 51 A
 52 Perché le forze da rompere sono forze di London, le più deboli.
 53 B
 54 Una sostanza polare si può riconoscere: i) se si elettrizza per strofinamento; ii) se si scioglie in solventi polari.
 55 Vedi teoria pag. 236.
 56 A
 57 D
 58 In un liquido le forze coesive sono più importanti dell'agitazione termica, in un gas l'agitazione termica è dominante.
 59 I legami covalenti sono legami interatomici, dovuti a una condivisione di elettroni. Gli atomi legati sono molto vicini. I legami a idrogeno sono intermolecolari, non c'è condivisione di elettroni e gli atomi interessati sono più lontani.
 60 a) Non polari; b) forze di London; c) CS_2 ; d) CS_2 .
 61 Vedi teoria pag. 237.
 62 Vedi definizione e teoria pag. 237.
 63 Per i legami a idrogeno fra le molecole, più forti delle interazioni di London in CCl_4 .
 64 Perché non hanno struttura cristallina.
 65 A maggiore energia cinetica corrisponde un numero maggiore di molecole che possono vincere le forze intermolecolari.
 66 C

- 67 a) V; b) F; c) F; d) V
 68 Il glicole etilenico.
 69

Il laboratorio delle competenze

- 1 Ice has a density that is lower than water.
 2 They have both a linear shape. HBr is more polar, because of the electronegativity difference between H and Br.
 3 Hydrogen bonds.
 4 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.
 5 Electrostatic forces.
 6 Yes, if the central atom has no free electron pairs.
 7 Il legame a idrogeno è importante per solvatare i soluti e per favorire la dissoluzione in acqua.
 8 a) BrF b) N(CH₃)₃ c) CCl₄



- 9 a) Molecolare; b) metallico; c) molecolare; d) ionico.
 10 Le lave delle Eolie.
 11 a) Legami a idrogeno; b) legami ionici; c) legami metallici; d) forze di London.
 12 Vinegar molecules are polar, oil molecules are not polar.
 13 No, perché sarebbe una struttura simmetrica.
 14 Naftalina e iodio sono solidi molecolari apolari con deboli forze di London; il sale è un solido ionico, lo zucchero è molecolare polare.
 15
 16 CS₂ è apolare.
 17 a) Pyramidal; b) linear; c) pyramidal; d) folded.
 18 Legami a idrogeno, ogni molecola di acqua ne forma quattro.
 19

■ Capitolo 12 Classificazione e nomenclatura dei composti

Hai capito?

pag. 246 -1/2

pag. 247 a) Cu; b) Mg; c) F; d) N; e) Ag

pag. 248 a) +1, -2; b) +1, +5, -2; c) +5, -2; d) +3, -2

pag. 250 a) KF; b) H₂S; c) CaI₂; d) Ag₂O

pag. 251

Ossido basico	Ossido acido	Idruro	Idracido	Idrossido	Ossiacido	Sale binario	Sale ternario
Na ₂ O	N ₂ O ₃	CaH ₂	HF	Mg(OH) ₂	H ₃ PO ₄	MgBr ₂	KNO ₃

pag. 254

Formula grezza	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura di Stock
FeBr ₃	tribromuro di ferro	bromuro ferrico	bromuro di ferro(III)
PbS ₂	disolfuro di piombo	solfo piombico	solfo di piombo(IV)
SnCl ₂	dicloruro di stagno	cloruro stannoso	cloruro di stagno(II)
All ₃	triioduro di alluminio	ioduro di alluminio	ioduro di alluminio

pag. 255 ■

Idruri metallici	Idruri covalenti	Idracidi
NaH; CaH ₂	NH ₃	HBr; H ₂ S

■ +4

■ Tetraidruo di carbonio; tetraidruo di silicio; triidruo di azoto; triidruo di fosforo; triidruo di arsenico.

pag. 258

Formula grezza	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale
Cl ₂ O ₅	pentossido di dicloro	anidride clorica
CrO ₃	triossido di cromo	anidride cromica
MnO ₂	diossido di manganese	ossido manganoso

pag. 259 IUPAC: a) idrossido di cesio; b) tetraidrossido di piombo; c) idrossido di argento; d) diidrossido di bario.

Tradizionale: a) idrossido di cesio; b) idrossido piombico; c) idrossido di argento; d) idrossido di bario.

Stock: a) idrossido di cesio; b) idrossido di piombo(IV); c) idrossido di argento; d) idrossido di bario.

pag. 261 ■ +6; è il maggiore; acido cromico; acido tetrossocromico(VI).

■ N₂O₅; HNO₃; anidride nitrica e acido nitrico; pentossido di diazoto e acido triossonitrico(V).

pag. 262 HAsO₃; H₄As₂O₇; H₃AsO₄; acido metaarsenico; acido piroarsenico; acido ortoarsenico.

pag. 263 Tre; Cu(ClO₂)₂

pag. 265

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

Quesiti e problemi

- 1 Lavoisier.
- 2 L'insieme delle regole che permettono di assegnare il nome corretto a una sostanza.
- 3 Associazione internazionale con lo scopo di razionalizzare la nomenclatura dei composti chimici.
- 4 +5; -2
- 5 +4
- 6 a) Ca: +2; O: -2; H: +1; b) Mg: +2; S: +6; O: -2; c) Fe: +3; O: -2; d) H: +1; O: -1; e) V: +5; O: -2; f) N: -3; H: +1; g) Mn: +4; O: -2; h) H: +1; C: +4; O: -2; i) P: +5; O: -2; l) K: +1; Mn: +7; O: -2; m) Pb: +2; I: -1; n) K: +1; N: +5; O: -2; o) H: +1; Si: +4; O: -2; p) Mn: +6; O: -2; q) Sb: +3; S: -2; r) I: +5; O: -2
- 7 NH_3
- 8 +6
- 9 a) 0; b) H: +1; O: -2; c) 0; d) S: +6; O: -2; e) P: -3; H: +1; f) Cl: +7; O: -2; g) C: -4; H: +1; h) Li: +1; H: -1; i) C: +2; O: -2; l) Cu: +1; O: -2; m) Ag: +1; Cl: -1; n) Na: +1; S: -2; o) -1; p) S: +6; O: -2; q) +2; r) Mn: +7; O: -2
- 10 a) +1; b) -2; c) +1; d) +4; e) +1; f) +2; g) 0; h) +4; i) -2; l) -3
- 11 In generale: i metalli tendono a trasformarsi in cationi e i non metalli in anioni.
- 12 a) +1; b) +4; c) +4; d) -3; e) +5; f) +6; g) +7; h) -3; i) +5; l) +6
- 13 Tre cariche positive.
- 14 +3
- 16 No, potrebbero avere entrambi due o tre cariche.
- 17 a) KI; b) SCL_2 ; c) SrH_2 ; d) H_2S
- 18 CO_2
- 19 a) B; b) B; c) A; d) A; e) B; f) A; g) B; h) A; i) B; l) A; m) A; n) B
- 20 a) C; b) M; c) M; d) M; e) C; f) C; g) C; h) M; i) M; l) C
- 21 a) IA; b) IA; c) ID; d) ID; e) IA; f) IA; g) ID; h) ID; i) IA
- 22 a) O; b) I; c) I; d) O; e) O; f) O; g) I; h) I; i) I; l) O
- 23 a) ST; b) ST; c) O; d) O; e) ST; f) O; g) O; h) ST; i) ST; l) O
- 24 a) Ossido acido; b) idruro; c) ossiacido; d) idracido; e) ossido basico; f) sale ternario; g) sale binario; h) ossido acido; i) ossido basico; l) idruro metallico; m) idrossido; n) idruro metallico; o) idruro covalente; p) sale ternario; q) ossiacido; r) idrossido; s) ossido acido; t) idracido.
- 25 A
- 26 Gli ossidi acidi, gli idruri covalenti, gli idracidi. Nei composti molecolari gli atomi sono uniti da legami covalenti più o meno polarizzati.
- 27 C; E
- 28 H sostituito da Me.
- 29 a) Covalente; b) ionico; c) ionico; d) covalente; e) ionico; f) ionico.
- 30 a) -1; b) -1; c) +1; d) +1; e) +1; f) -1; g) -1; h) -1
- 31 SnF_2
- 32 CaCl_2
- 33 a) Ioduro di rame(II); b) ioduro di mercurio(I); c) solfuro di cobalto(III); d) idruro di nichel(II).
- 34 a) HCl; b) H_2S ; c) HF; d) HBr
- 35 BaF_2 , difluoruro di bario (IUPAC).
- 37 a) SF_6 , esafluoruro di zolfo; b) CCl_4 , tetracloruro di carbonio; c) CsBr, bromuro di cesio.
- 38 a) AlF_3 ; b) BaH_2 ; c) Ni_2S_3 ; d) TiH_4
- 39 a) Triossido di diarsenico; b) pentossido di dibismuto; c) bromuro di idrogeno; d) trisolfuro di dicromo; e) monosolfuro di ferro; f) tricloruro di antimonio.
- 40 $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; le proprietà acide dipendono dalla presenza degli ioni H^+ .
- 41 a) CoO; b) Cl_2O_5 ; c) Cl_2O_7 ; d) As_2O_3
- 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 LiCl cloruro di litio; Li_2O ossido di litio; Li_3N nitruro di litio; CaCl_2 dicloruro di calcio; CaO ossido di calcio; Ca_3N_2 dinitruro di tricalcio; AlCl_3 tricloruro di alluminio; Al_2O_3 triossido di dialluminio; AlN nitruro di alluminio.

46

Formula	Classe	Nome IUPAC	Nome tradizionale	Nome Stock
NH ₃	idruro covalente	triidruro di azoto	ammoniaca	idruro di azoto(III)
KCl	sale binario	monocloruro di potassio	cloruro di potassio	cloruro di potassio
AsH ₃	idruro covalente	triidruro di arsenico	idruro arsenioso	idruro di arsenico(III)
BaH ₂	idruro ionico	diidruro di bario	idruro di bario	idruro di bario
HCl	idracido	cloruro di idrogeno	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
BF ₃	sale binario	trifluoruro di boro	fluoruro di boro	fluoruro di boro
SiH ₄	idruro covalente	tetraidruro di silicio	idruro di silicio	idruro di silicio
HBr	idracido	bromuro di idrogeno	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	idracido	ioduro di idrogeno	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
CuH	idruro ionico	idruro di rame	idruro rameoso	idruro di rame(I)
PH ₃	idruro covalente	triidruro di fosforo	fosfina	idruro di fosforo(III)
ZnH ₂	idruro ionico	diidruro di zinco	idruro di zinco	idruro di zinco
PbI ₂	sale binario	diioduro di piombo	ioduro piomboso	ioduro di piombo(II)
K ₂ S	sale binario	solfo di dipotassio	solfo di potassio	solfo di potassio
CH ₄	idruro covalente	tetraidruro di carbonio	metano	idruro di carbonio(IV)
H ₂ S	idracido	solfo di diidrogeno	acido solfidrico	solfo di idrogeno
HF	idracido	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
NiO	ossido basico	ossido di nichel	ossido nicheloso	ossido di nichel(II)

47

Formula	Classe	Nome IUPAC	Nome tradizionale	Nome Stock
CO ₂	ossido acido	diossido di carbonio	anidride carbonica	ossido di carbonio(IV)
CuO	ossido basico	ossido di rame	ossido rameico	ossido di rame(II)
SrO	ossido basico	ossido di stronzio	ossido di stronzio	ossido di stronzio
SO ₂	ossido acido	diossido di zolfo	anidride solforosa	ossido di zolfo(IV)
P ₂ O ₅	ossido acido	pentossido di difosforo	anidride fosforica	ossido di fosforo(V)
H ₂ O ₂	perossido	perossido di idrogeno	acqua ossigenata	perossido di idrogeno
Ni ₂ O ₃	ossido basico	triossido di dinichel	ossido nichelico	ossido di nichel(III)
Na ₂ O ₂	perossido	perossido di sodio	perossido di sodio	perossido di sodio

48 La cartina all'indicatore universale assume colore blu.

49 a) Ca(OH)₂; b) Fe(OH)₂; c) Al(OH)₃; d) RbOH; e) Sn(OH)₄

50 $X_2O + H_2O \rightarrow 2 XOH$; $XO + H_2O \rightarrow X(OH)_2$

51 $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$; $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$; $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$; $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

52 a) Anidride o ossido acido; b) ossido basico.

53

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H ₂ CO ₃	acido carbonico	acido triossocarbonico(IV)
HNO ₂	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
HNO ₃	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
H ₂ SO ₃	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
H ₂ SO ₄	acido solforico	acido tetrossosolforico(VI)
HClO	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
HClO ₂	acido cloroso	acido diossoclorico(III)
HClO ₃	acido clorico	acido triossoclorico(V)
HClO ₄	acido perclorico	acido tetrossoclorico(VII)
HBrO	acido ipobromoso	acido monossobromico(I)
HBrO ₂	acido bromoso	acido diossobromico(III)
HBrO ₃	acido bromico	acido triossobromico(V)
HIO	acido ipoiodoso	acido monossoiodico(I)
HIO ₃	acido iodico	acido triossoiodico(V)
HIO ₄	acido periodico	acido tetrossoiodico(VII)

- 54 a) H₂MnO₄; b) H₃AsO₃; c) H₂SeO₃; d) HMnO₄; e) H₂SO₃
 55 Essendo la formula H₂B₄O₇, gli anioni sono due: HB₄O₇⁻ e B₄O₇²⁻.
 56 a) P₂O₅ + 2H₂O → H₄P₂O₇; b) SiO₂ + 2H₂O → H₄SiO₄; c) As₂O₅ + 3H₂O → 2H₃AsO₄; d) B₂O₃ + H₂O → 2HBO₂
 57 Almeno da tre elementi.
 58 a) 3Na⁺; BO₃³⁻; b) K⁺; ClO₄⁻; c) Mg²⁺; SO₃²⁻; d) 3Na⁺; PO₄³⁻; e) Ba²⁺; CO₃²⁻
 59 A

60

Composto	Tradizionale	IUPAC
BaSO ₄	solfo di bario	tetrossosolfato(VI) di bario
KNO ₃	nitrate di potassio	triossonitrato(V) di potassio
NaClO	ipoclorite di sodio	monossoclorato(I) di sodio
Ca ₃ (PO ₄) ₂	fosfato di calcio	tetrossosolfato(V) di tricalcio

- 61 a) LiClO₄; b) HClO₄; c) CoCO₃; d) K₂SO₃; e) KIO₃; f) Cr₂(SO₄)₃; g) FeCO₃; h) CuSO₄
 62 a) F, solo gli acidi poliprotici; b) F, i sali acidi, per esempio, contengono quattro elementi; c) V; d) V.

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) Solfuro ferroso; b) cloruro cobaltoso; c) nitrito di sodio; d) clorite di potassio.
 2 a) Mn(NO₂)₂; b) FeF₃; c) Ba(OH)₂; d) Cl₂O₇; e) KMnO₄; f) Ca(HSO₄)₂; g) Fe(HS)₂
 3 a) Acido cloridrico; b) idrossido di potassio; c) solfato di sodio; d) acido perclorico; e) idrossido stannoso; f) anidride nitrica; g) idrossido di alluminio; h) ipoclorite di calcio.
 4 a) Binario; b) ternario; c) binario; d) ternario.
 5 a) Cloruro di sodio; b) ossido di diidrogeno; c) ossido di calcio; d) fluoruro di sodio; e) ioduro di argento; f) triidruro di fosforo; g) dibromuro di magnesio; h) triossido di diboro; i) tetraidruro di silicio; l) monossido di carbonio; m) trisolfuro di diantimonio; n) esafluoruro di xenon; o) diioduro di piombo; p) esaidruro di diboro; q) tetracloruro di silicio; r) tetraidruro di carbonio; s) triclorigli di alluminio; t) pentossido di dicloro; u) diossido di diidrogeno (o perossido di idrogeno).
 6 a) Idrogenosolfato(VI) di sodio; b) diidrogenofosfato(V) di rame(I); c) tetrossosolfato(VI) di ferro(II); d) triossonitrato(V) di piombo(II); e) tetrossocromato(VI) di manganese(II); f) cianuro di potassio.
 7 a) Al(ClO₄)₃; b) KIO₃; c) (NH₄)₂S; d) K₂Cr₂O₇; e) Zr(NO₃)₄
 8 a) Idrogenosolfato(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 biatomico; h) acido triossoborico(III).
 9 a) HCO₃⁻; b) S²⁻; c) HSO₃⁻; d) HSO₄⁻; e) H₂PO₄⁻; f) ClO₂; g) ClO₄⁻; h) NO₂

10

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H ₂ SO ₃	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
H ₂ S	acido solfidrico	solfo di diidrogeno
HClO	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
H ₃ PO ₄	acido fosforico	acido tetrossofosforico(V)
H ₂ CrO ₄	acido cromatico	acido tetrossocromico(VI)
HNO ₃	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno

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

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

■ Capitolo 13 Le proprietà delle soluzioni

Hai capito?

pag. 276 ■ a) Non elettrolita; b) dissociazione; c) dissociazione; d) ionizzazione; e) non elettrolita; f) ionizzazione.

pag. 278 A Acidi: sapore acidulo; rosso; liberano ioni H^+ ; sì, sono elettroliti.

Basi: sapore amaro; blu; liberano ioni OH^- ; sì, sono elettroliti.

pag. 278 B a) V; b) F; c) F; d) V; e) F; f) V

pag. 280 ■ 80 g; 44%

■ La solubilità di CO_2 diminuisce all'aumentare della temperatura.

pag. 281 ■ 3,02 g/mL %; 2,77%

■ 14,9 mL; 11,7 g

pag. 282 15 mg

pag. 284 30,0 mL

pag. 285 ■ 0,040 M

■ 12,5 mL

■ Prelevando 1 mL e portando a 100 mL oppure prelevando 10 mL e usando un matraccio da 1 L.

pag. 286 ■ 0,376 kg

pag. 289 0,13 °C

pag. 290 10 atm

Quesiti e problemi

1 Vedi teoria pag. 273.

2 Il solvente è il liquido presente in quantità maggiore.

3 Gassosa: l'aria; liquida: acqua e alcol etilico; solida: una lega metallica.

4 Vedi teoria pag. 274.

5 Vedi teoria pag. 275.

6

7 Un composto ionico si dissocia e conduce l'elettricità. Un composto molecolare polare può ionizzarsi (HCl) oppure sciogliersi sotto forma di molecole neutre ($C_6H_{12}O_6$). Solo nel primo caso la soluzione è conduttrice. Se non è polare non si miscela nemmeno con l'acqua.

8 a) V; b) F, HCl è un elettrolita forte; c) F, i sali sono elettroliti forti, indipendentemente dalla solubilità; d) F, le sostanze molecolari apolari non sono solubili nell'acqua.

9 È una sostanza apolare.

10 In H_2O : sale, zucchero, aceto; nell'olio: burro, pepe, trielina.

11 a) Sì; b) sì; c) no; d) no.

12 a) F, può essere un elettrolita debole; b) F, è un composto molecolare polare; c) V. d) V.

13 Si spezza il legame covalente polare $O-H$; i restanti atomi di idrogeno sono legati al carbonio, che è meno elettronegativo dell'ossigeno, per cui i legami $C-H$ sono poco polarizzati.

14 Vedi teoria pag. 277.

15 Vedi teoria pag. 278.

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

17 Un legame dativo.

18 $KOH_{(s)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$; $HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

19 Rosa.

20 Nella soluzione con pH 2,8.

21 Di 10 volte.

22 a) Acida; b) acida; c) basica; d) basica.

23 Vedi teoria pag. 279.

24 $Ce_2(SO_4)_3$

25

26 Natura del soluto; natura del solvente; temperatura; pressione (nel caso della solubilità dei gas).

27 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.

28 a) F; b) V; c) F; d) F

29 Perché a bassa temperatura è maggiore la concentrazione di O_2 disciolto nell'acqua di mare.

- 30 Se cambiano le condizioni esterne il soluto in eccesso può precipitare; nel tempo, la concentrazione aumenta per evaporazione del solvente e si forma un precipitato.
- 31 10,3% *m/m*
- 32 18,0% *m/m*
- 33 16,7% *m/m*
- 34 $8,8 \cdot 10^2$ g
- 35
- 36 a) 0,05 M; b) 1,500 M; c) 1,5 M
- 37 0,23 mol
- 38 0,216 mol Na^+
- 39 17,6 g
- 40 0,05 mol
- 41 1,6 mol
- 42 87,7 g
- 43
- 44 4 mol
- 45 109 g
- 46 a) 7,2 m; b) 0,43 m; c) 1,5 m; d) 1,6 m
- 47 0,1 M
- 48 0,1 M
- 49 0,4 M
- 50 500 mL
- 51
- 52 2 g
- 53 4 g
- 54 7,3 mg
- 55 1,5% *m/m*
- 56 5,0 m
- 57 a) 3,4% *m/m*; b) 0,088% g/mL; c) 1,2% V/V; d) 1 M; e) 1,0 m; f) 1000 ppm; g) mancano i dati.
- 58 245 g
- 60 8 mL
- 61 0,35% g/mL; 0,35% *m/m*; M = 0,060 mol/L; m = 0,060 mol/kg
- 62 M e m variano.

	$\text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
% <i>m/V</i>	0,35% g/mL	0,35% g/mL
% <i>m/m</i>	0,35%	0,35%
M	0,060 M	0,010 M
m	0,060 m	0,010 m

- 63 0,64 M
- 64 4,9% *m/V*
- 65 1,75 m
- 66 5,13 m
- 67 Il termine sottolinea che tali proprietà dipendono dal numero delle particelle e non dalla loro natura chimica.
- 68 Vedi teoria pag. 288.
- 69 $^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg/mol}$
- 70 Vedi teoria pag. 288.
- 71 100,26 $^{\circ}\text{C}$; -0,93 $^{\circ}\text{C}$
- 72 0,16 m; -0,30 $^{\circ}\text{C}$
- 73 Vedi definizione pag. 290.
- 74 Vedi teoria pag. 290.
- 75 75 atm
- 76 14 atm
- 77
- 78 a) 101,0 $^{\circ}\text{C}$; -3,7 $^{\circ}\text{C}$; b) 100,36 $^{\circ}\text{C}$; -1,3 $^{\circ}\text{C}$; c) 102,6 $^{\circ}\text{C}$; 9,3 $^{\circ}\text{C}$; d) 100,77 $^{\circ}\text{C}$; -2,8 $^{\circ}\text{C}$
- 79 a) 101,5 $^{\circ}\text{C}$; -5,6 $^{\circ}\text{C}$; b) 100,6 $^{\circ}\text{C}$; -2,2 $^{\circ}\text{C}$; c) 102,3 $^{\circ}\text{C}$; -8,4 $^{\circ}\text{C}$
- 80 Applicando una pressione (0,005 atm) inferiore alla pressione osmotica (0,013 atm), si riduce il flusso di H_2O pura che va a diluire la soluzione.
- 81 21 atm
- 82 Vedi teoria pag. 287.

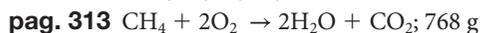
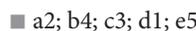
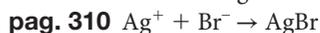
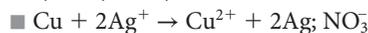
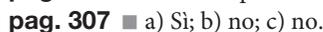
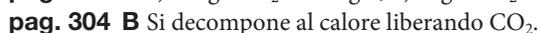
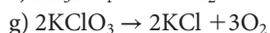
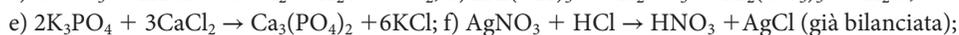
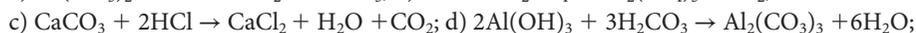
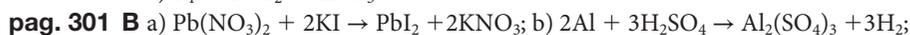
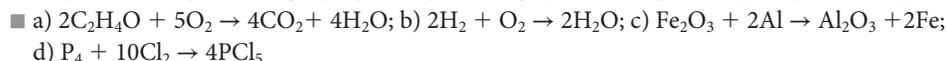
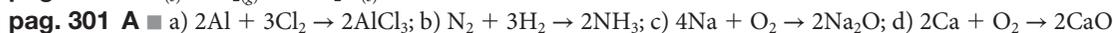
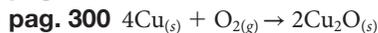
- 83 30 g
84 \square
85 \square
86 61 K
87 209 g/mol
88 60 g/mol

Il laboratorio delle competenze

- 1 0,0200 M
2 4,3 m; 17% *m/m*
3 101,3 °C; 2,5 m
4 7,3 atm; 3,3 g
5 150 mL
6 0,83 M
7 1,6 g
8 1,0 M
9 7,1 M
10 492 mL
11 142 mL
12 6,90 M; 30,2% *m/m*
13 25,4 mL
14 1,2 L; 8,8 L
15 -3,12 °C; 0,83 M
16 192 g; 0,563 M; 0,641 m
17 153 g/mol
18 circa 1 M
19 $7,8 \cdot 10^3$ g
20 Tra -1,4 °C e 100,38 °C.
21 La concentrazione del citoplasma è minore.
22 $1,1 \cdot 10^2$ g/mol

Capitolo 14 Le reazioni chimiche

Hai capito?



mol H_2	mol O_2	reagente limitante	mol H_2O	moli che non hanno reagito
7	4	H_2	7	0,5 mol O_2
10	5	/	10	/
6	6	H_2	6	3 mol O_2
9	4	O_2	8	1 mol H_2

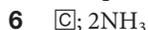
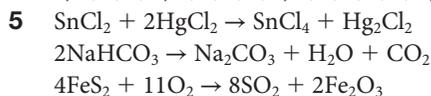
Quesiti e problemi

1 I reagenti sono i composti di partenza, i prodotti sono i composti finali in una reazione chimica.

2 Nell'equazione di reazione i coefficienti stechiometrici completano lo schema di reazione.

3 Alla legge di conservazione della massa.

4 a) 2; 2; 1; b) 1; 1; 1; 1; c) 6; 4; 6; 2; 3; d) 1; 3; 7; 1; 1; 3; 7



7 a) bilanciata; b) 2; 1; 4; c) 4; 3; 2; d) 4; 7; 4; 6

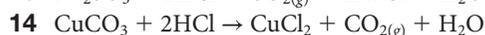
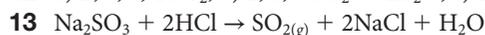
8 a) 2; 3; 1; 6; b) 2; 2; 2; 1; c) bilanciata

9 a) 2; 15; 12; 6; b) 2; 13; 8; 10; c) 2; 31; 20; 22

10 a) 2; 2; 4; 2; b) 2; 2; 1; c) 2; 4; 2; 1

11 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; i) 1; 4; 1; 4; l) 2; 2; 3; m) 2; 3; 1; 6; n) 4; 2; 4; 5; o) 2; 3; 1; 6

12 a) 2; 7; 6; $4CO_2$; b) 1; 5; $3CO_2 + 4H_2O$; c) 1; 6; $4CO_2 + 4H_2O$



15 a) Bilanciata; b) 1; 2; 1; 2; 2; c) 1; 6; 3; 2

16 1; 12; 6; 4. 58 atomi O dall'uno e dall'altro lato.

17 Almeno due; almeno due.

18 Pia e Gino, Nino e Ada. A una reazione di doppio scambio.

19 Doppio scambio.

20 a) 2; 2; O_2 ; decomposizione; b) 1; 1; 1; H_2 ; spostamento; c) 2; 1; 2; $LiCl$; sintesi; d) 1; 3; $2H_3PO_3$; sintesi; e) 1; 1; 1; $2KCl$; doppio scambio.

21 I metalli alcalini e alcalino-terrosi (gruppi I e II). È una reazione di sintesi. Si ottiene un idrossido.

- 22 $2\text{Al} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{AlI}_3$
- 23 No, basti pensare alle combustioni.
- 24 a) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$; b) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
- 25 a) 2Li; 1; 1; b) 1; 1; H_2CO_3 ; c) 2; 3I₂; 2; d) SO_2 ; 1; 1
- 26 a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; b) H_2SO_4 ; c) 2HNO_2
- 27 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/triidruo di azoto
- 28 Au; Ag; Hg
- 29 Da CaCO_3 si ottengono CaO e CO_2 ; dai carbonati, in generale, l'ossido del metallo e CO_2 .
- 30 L'ossido del metallo e acqua.
- 31 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.
- 32 a) FeO ; b) H_2O_2 ; c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; d) CuCO_3 ; e) KCl ; f) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- 33 Spostamento di un elemento dal proprio ossido, dell'idrogeno dai suoi composti, di ioni metallici dalle soluzioni dei loro sali.
- 34 E ; D ; E
- 35 A ; D ; E
- 36 a) $\text{Al}(\text{NO}_3)_{3(aq)} + 3\text{Ag}_{(s)}$; (1; 3)
 b) $2\text{NaOH}_{(aq)} + \text{H}_2_{(g)}$; (2; 2)
 c) $\text{BeCl}_{2(aq)} + \text{H}_2_{(g)}$; (1; 2)
 d) $\text{MgO}_{(s)} + \text{Cd}_{(s)}$; (1; 1)
 e) $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + 2\text{Ga}_{(s)}$; (1; 2)
 f) $2\text{Ag}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; (1; 1)
 g) $2\text{Sn}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$; (2; 1)
- 37 Idrossido + acido, ossido basico + acido, idrossido + ossido acido, ossido basico + ossido acido.
- 38 Fra un ossido basico e un ossido acido; si può classificare tra le reazioni di sintesi, per esempio $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$.
- 39 a) 2; 1; 2; S; b) 2; 2; 1; D; c) 1; 2; 1; 1; SS; d) 1; 2; 2; 1; DS; e) 2; 2; 3; D; f) bilanc.; DS; g) 2; 3; 1; 6; DS
- 40 a) $\text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$; (1; 1)
 b) $3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$; (1; 3)
 c) $2\text{NaNO}_3 + \text{CuS}$; (1; 1)
 d) $\text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$; (1; 1)
 e) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CdS}$; (1; 2)
 f) $\text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$; (1; 1)
- 41 a) $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$;
 $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{H}^+_{(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$;
 $\text{CaCO}_{3(s)} + 2\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{CO}_{2(g)}$
 b) La reazione non avviene in quanto i sali dei metalli alcalini sono solubili; gli ioni restano quindi in soluzione.
 c) $2\text{AgNO}_{3(aq)} + \text{Na}_2\text{S}_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}_{(s)} + 2\text{NaNO}_{3(aq)}$;
 $2\text{Ag}^+_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)} + 2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}_{(s)} + 2\text{Na}^+_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)}$;
 $2\text{Ag}^+_{(aq)} + \text{S}^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}_{(s)}$
 d) $\text{MgCl}_{2(aq)} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(aq)} \rightarrow \text{PbCl}_{2(s)} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(aq)}$;
 $\text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} + \text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)} \rightarrow \text{PbCl}_{2(s)} + \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)}$;
 $\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{PbCl}_{2(s)}$
- 42 Il numero di molecole o di moli che prendono parte a una reazione.
- 43 $\text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- 44 $16\text{H}_2\text{S} + 8\text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S}_8 + 16\text{H}_2\text{O}$
- 45 1,0 mol_{FeCl₃}; 1,5 mol_{H₂O}
- 46 16 mol_{FeSO₄}; 4,0 mol_{O₂}
- 47 0,25 mol_{Al₂O₃}; 0,75 mol_{H₂O}
- 48 171 g_{Al₂(SO₄)₃}; 3,00 g_{H₂}
- 49 68,2 g_{H₂S}; 284 g_{Na₂SO₄}
- 50 107 g
- 51 6,3 g
- 52 36,03 g_C; 159,7 g_{Fe₂O₃}
- 53 0 g_{SiO₂}; 0 g_C; 28 g_{Si}; 56 g_{CO}
- 54 Magnesio + acido cloridrico → cloruro di magnesio/dicloruro di magnesio + idrogeno; 5,8 g_{H₂}.

- 55 Ossido di calcio/monossido di calcio + acido cloridrico → cloruro di calcio/dicloruro di calcio + acqua; 159 g_{CaCl₂}.
- 56 Metano/tetraidruro di carbonio + ossigeno → anidride carbonica/diossido di carbonio + acqua; 88 g_{CO₂}.
- 57 Magnesio + acqua → idrossido di magnesio/diidrossido di magnesio + idrogeno; 10 g_{H₂}.
- 58 Cloruro di sodio + acido solforico/acido tetrossosolforico(VI) → solfato di sodio/tetrossosolfato(VI) di sodio + cloruro di idrogeno; 109 g_{HCl}.
- 59 Acido cloridrico + idrossido di calcio/diidrossido di calcio → cloruro di calcio/dicloruro di calcio + acqua; 118 g_{HCl}.
- 60 Solfuro ferroso/monosolfuro di ferro + acido cloridrico → solfuro di idrogeno + cloruro ferroso/dicloruro di ferro; 19 g_{H₂S}.
- 61 49 g_{Zn₃(PO₄)₂}
- 62 4; 11; 2; 8. 1; 27,5; 16; 448 g; 1,1; 451
- 63 2; 7; 4; 6. 105 mol_{O₂}; 33 g_{CO₂}; 293 g_{CO₂}
- 64 1; 4; 1; 1; 2. 4,60 mol_{HCl}; 0,400 mol_{Cl₂}; 8,96 L
- 65 5,53 g_{H₂}
- 66 4,5 L
- 67 202 g_{ZnSO₄}
- 68 2; 1; 1; 2; 0,96 g_{NaOH}
- 69 3; 2; 1; 3. 11 L
- 70 Quello che si esaurisce per primo in una reazione chimica.
- 71 Dai rapporti stechiometrici e dalla quantità di reagente limitante.
- 72 Bilanciata. HCl; 75 g_{HCl}
- 73 1; 3; 1; 3. HCl; 53 g_{AlCl₃}; 22 g_{H₂O}
- 74 Br₂; 2,7 g_{FeBr₃}
- 75 40,0 g_{Fe₂(SO₄)₃}
- 76 2; 3; 1; 6. 11 g_{Ca₃(PO₄)₂}
- 77 18. 0 mol_{C₃H₈}; 8 mol_{O₂}; 12 mol_{CO₂}; 16 mol_{H₂O}
- 78 2Al + 3H₂SO₄ → 3H₂ + Al₂(SO₄)₃. 0,50 g_{H₂}; 0,020 g_{H₂}
- 79 1,8 · 10² g
- 80 R_E: resa effettiva di una reazione chimica; R_P: resa percentuale di una reazione chimica; R_P = R_E/R_T · 100.
- 81 2; 3; 2. 58,0%
- 82 0,52 kg

Il laboratorio delle competenze

- 1 4FeSO₄ + O₂ → 4SO₃ + 2Fe₂O₃; SO₃ + H₂O → H₂SO₄
- 2 a) Ca(ClO₃)_{2(s)} → CaCl_{2(s)} + 3O_{2(g)}; b) Na₂CO_{3(aq)} + CoCl_{2(aq)} → CoCO_{3(s)} + 2NaCl_(aq); c) 4Li_(s) + O_{2(g)} → 2Li₂O_(s)
- 3 Un acido; una reazione di scambio semplice.
- 4 NO₃⁻; alcalino; i sali dei metalli alcalini sono solubili; nitrato; piombo; bromuro; argento, AgBr; doppio scambio
- 5 9,8 g_{CaSO₄}
- 6 È la reazione di decomposizione di CaCO₃ da cui si ottiene la calce.
- 7 CaCO_{3(s)} + 2HCl_(aq) → CaCl_{2(aq)} + H₂O_(l) + CO_{2(g)}
- 8 1; 2; 1; 2. 1,1 · 10² L
- 9 2O₃ → 3O₂; 107 g_{O₂}
- 10 76%
- 11 11 g_{O₂}; 8,0 L_{O₂}
- 12 1,08 mol_{O₂}; 2,62 mol_{Al₂O₃}; 1,99 mol_{Al₂O₃}
- 13 1,09 g_{Mg}; 9,00 g_{HClO₄}
- 14 49,0 g_{O₂}; 748 g_{KClO₃}; 12,6 g_{KCl}
- 15 Cu + 4HNO₃ → 2NO₂ + Cu(NO₃)₂ + 2H₂O
- 16 356 g; 1,24 · 10³ g

Capitolo 15 La termodinamica

Hai capito?

pag. 326 ■ 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.

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

■ No, la bevanda è libera di evaporare.

pag. 329 ■ I prodotti.

■ 66,8 kJ; sempre 66,8 kJ.

■ Entrambe estensive.

■ Si rompono i legami metallici tra gli atomi Mg e il doppio legame covalente nella molecola O₂. Si forma un legame ionico tra Mg e O. L'energia chimica dei prodotti è minore di quella dei reagenti.

pag. 332 ■ 5,60 kJ

■ 586 kJ

■ Isolato.

pag. 334 a) V; b) F; c) F; d) V; e) V

pag. 339 ■ Uguale, perché l'entalpia è una funzione di stato.

■ 571,6 kJ

■ $\Delta H_{\text{reazione}}^{\circ} = -130,3$ kJ; esotermica.

■ $2\text{HBr}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)}$; $\Delta H^{\circ} = +72,8$ kJ

pag. 340 ■ a; d

■ a; l'entropia dello stato liquido è maggiore dell'entropia dello stato solido. b; si forma una specie gassosa.

pag. 341 ■ Abbassare la temperatura.

■ Esotermica, è la diminuzione di entalpia a rendere spontanea la reazione.

Quesiti e problemi

1 Chiamiamo *sistema* il corpo che intendiamo studiare, e ambiente tutto ciò che lo circonda.

2 Il sistema è aperto, l'effervescenza produce uno scambio di materia con l'ambiente.

3 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.

Sistema	Ambiente
a) ragazzo che nuota	a) piscina
b) spaghetti che cuociono	b) pentola
c) birra	c) boccale
d) arrosto	d) forno

5 a) A; b) A; c) I; d) A

6 Bisogna verificare come varia la temperatura del sistema.

7 Endotermico.

8 a) Endotermico; b) esotermico; c) esotermico; d) endotermico.

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

10

11 Vedi teoria pag. 328.

12 Traslazione, oscillazione, variazione della lunghezza e degli angoli di legame.

13 $1,2000 \cdot 10^5$ kJ

14 393,24 kJ/mol

15 4190 kJ

16 $3,4 \cdot 10^3$ J; rame

17 $\Delta t_{\text{Au}} > \Delta t_{\text{Ag}} > \Delta t_{\text{Cu}}$

- 18 Aumenta di 2,7 °C.
19 Sì
20 A; B
22 B
23 Zero.
24 40 J
25 -14 kJ
26 Positivo.
27 Sì
28 D
29 L'aumento dell'energia di un sistema si ha quando su di esso viene svolto lavoro dall'ambiente o viene fornito calore. La diminuzione dell'energia di un sistema si ha quando esso cede energia sotto forma di calore o svolge lavoro sull'ambiente.
30 Sì, teoricamente.
31 In condizioni standard, a 298 K e 1,00 atm.
32 Diminuisce della stessa quantità.
33 Diminuisce.
34 Negativo.
35 C
36 La produzione o l'assorbimento di calore dipendono dal contenuto energetico delle molecole di reagenti e prodotti. Se i reagenti sono meno stabili dei prodotti, la reazione libera calore.
37 A volume costante, il sistema non scambia lavoro con l'ambiente.
38 D
39 Nel recipiente rigido.
40 a) Negativo; b) energia interna, U ; c) H , H , H_{reagenti} ; d) aumenta.
41 -175,8 kJ/mol
42 $\Delta H = -206,2$ kJ/mol; reazione esotermica.
43 67,7 kJ/mol
44 Vedi definizione pag. 339; è una funzione di stato.
45 Aumenta lo stato di disordine e si determina una condizione più probabile.
46 Lo stato solido.
47 D
48 D
49 B; D
50 La variazione di entalpia e di entropia, la temperatura.
51 No
52 $\Delta S > 0$; 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.
53 Se $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$, la reazione è spontanea a tutte le temperature e l'energia libera diminuisce;
se $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$, la reazione è spontanea alle basse temperature e l'energia libera diminuisce;
se $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$, la reazione è spontanea alle alte temperature e l'energia libera diminuisce;
se $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$, la reazione non è mai spontanea.
54 Sì
55 $\Delta S = 4,232$ kJ; l'entropia aumenta in quanto lo stato gassoso dei prodotti è caratterizzato da maggior disordine rispetto allo stato liquido dei reagenti.
56 B; D
57 D; il fattore entropico è sfavorevole.

Il laboratorio delle competenze

- 1 C
2 $\Delta T = 9,5$ °C = 9,5 K
3 B
4 C
5 Le patatine fritte sono più ricche di energia in quanto i carboidrati forniscono maggior energia rispetto alle proteine.
6 $4,77 \cdot 10^4$ kJ
7 +49 kJ/mol
8 21,5 kcal/mol
9 $T\Delta S > 3,6$ kcal/mol
10 -557 kJ/mol
11 85 kJ; $1,0 \cdot 10^2$ kJ; 26,7 L

Capitolo 16 Cinetica ed equilibrio

Hai capito?

- pag. 351** La velocità di reazione aumenta perché aumentiamo la concentrazione di un reagente. No, non è un catalizzatore.
- pag. 355** 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. 357** 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; $I_{2(s)} \rightleftharpoons I_{2(g)}$
- pag. 361** ■ $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$; verso i prodotti.
 ■ a) $K_{eq} = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$; b) $K_{eq} = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$; c) $K_{eq} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^2}$; d) $K_{eq} = [CO_2]$
- pag. 362** ■ Sì, si tratta di una reazione esotermica. Il valore della K_{eq} diminuisce all'aumentare della temperatura.
 ■ Endotermica.
- pag. 365** a, b, spostandosi verso i prodotti; c, spostandosi verso i reagenti; d, nessun effetto.
- pag. 366** Aggiungendo uno dei due reagenti si ha la formazione del prodotto e questo può avvenire solo se l'altro reagente è presente.

Quesiti e problemi

- La trasformazione da elemento a composto, inorganico o organico. Dal triplo legame covalente fra gli atomi, che richiede molta energia per essere spezzato.
- Il nitro del Cile, $NaNO_3$. I nitrati sono solubili e vengono dilavati dall'acqua.
- Per la prima volta si potevano ottenere grandi quantità di composti azotati, quando si temeva ormai che i depositi cileni stessero per esaurirsi; ciò favorì la situazione della Germania e dei suoi alleati durante la I guerra mondiale.
- B
- 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 .
- C
- $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
- Misuro il volume di CO_2 formato nel tempo; misuro la quantità di $CaCO_3$ che si trasforma.
- $5,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$; $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$
- 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.
- 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.
- Oltre al costo energetico, la temperatura accelera tutte le reazioni possibili.
- Aumentando la pressione si riduce il volume e la concentrazione dei gas aumenta; si può usare un catalizzatore.
- Agitando la miscela, aumenta l'energia cinetica delle particelle reagenti e, di conseguenza, la temperatura.
- Perché in questo modo si aumenta la superficie di contatto.
- Deve verificarsi un certo numero di urti tra i reagenti; le collisioni devono avere un'orientazione appropriata; l'energia dell'urto deve essere uguale o superiore all'energia di attivazione.
- Aumentando la concentrazione dei reagenti, aumenta il numero di urti nell'unità di tempo e quindi la probabilità di urti efficaci.
- L'energia di attivazione è l'energia minima che occorre per iniziare una reazione.
- b
- C
- b
- a) V; b) F; c) F; d) V

- 24 C
- 25 Perché non tutti gli urti avvengono nella giusta direzione; perché non sempre l'energia dell'urto è uguale o superiore all'energia di attivazione.
- 26 Devo aumentare il numero di urti in generale agendo su temperatura, concentrazione dei reagenti e superficie di contatto. Oppure abbassare E_a per mezzo di un catalizzatore.
- 27 Perché, aumentando la temperatura, aumenta l'energia cinetica dei reagenti; in questo modo si aumenta la frequenza degli urti efficaci.
- 28 Perché l'aumento della concentrazione aumenta il numero delle molecole di reagente e quindi aumenta il numero degli urti efficaci.
- 29 Perché la concentrazione dei reagenti all'inizio della reazione è maggiore.
- 30 Primo stadio. Reazione esotermica.
- 31 a) F; b) F; c) V; d) V; e) F
- 32 Vedi teoria pag. 356.
- 33 Le reazioni diretta e inversa avvengono in continuazione, con le stesse velocità.
- 34 È un equilibrio tra fasi fisiche.
- 36 B
- 37 D
- 38 a) V; b) V; c) F; d) F, intendendo la massa di entrambe le fasi.
- 39 Vedi teoria pag. 358.
- 40 A sinistra.
- 41 $K_{eq} = \frac{[N_2]^2 \cdot [H_2O]^6}{[NH_3]^4 \cdot [O_2]^3}$; $K_{eq} = \frac{[CF_4] \cdot [HF]^4}{[CH_4] \cdot [F_2]^4}$
- 42 A
- 43 a) V; b) V; c) F; d) F
- 44 A
- 45 D
- 46 $2CH_4 \rightleftharpoons 3H_2 + C_2H_2$
- 47 $1,8 \cdot 10^3$
- 48 $5,0 \cdot 10^{-2}$
- 49 48,8
- 50 $K_{eq} = \frac{[Cl_2] \cdot [SO_2]}{[SO_2Cl_2]} = \frac{1,30 \cdot 10^{-1} \cdot 2,17 \cdot 10^{-1}}{1,47 \cdot 10^{-1}} = 1,92 \cdot 10^{-1}$
- 51 $K_{eq} = \frac{[Br_2] \cdot [NO]^2}{[NOBr]^2} = \frac{2,45 \cdot 10^{-1} \cdot (1,36 \cdot 10^{-1})^2}{(1,64 \cdot 10^{-1})^2} = 1,68 \cdot 10^{-1}$
- 52 Nelle reazioni endotermiche il valore della costante di equilibrio aumenta all'aumentare della temperatura, mentre nelle reazioni esotermiche diminuisce all'aumentare della temperatura.
- 53 1200 K
- 54 No
- 55 Rimane uguale.
- 56 Verso sinistra.
- 57 Verso destra.
- 58 No; la reazione non comporta variazione nel numero di moli di sostanze gassose.
- 59 D
- 60 C
- 61 D
- 62 Non si sposta.
- 63 A
- 64 C
- 65 D
- 66 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. $r \rightleftharpoons p$; nuovo equilibrio $r \rightleftharpoons p$. Il sistema raggiungerà un nuovo stato di equilibrio perché, all'aumentare della concentrazione dei reagenti, aumenta la velocità della reazione diretta fino a eguagliare quella della reazione inversa.
- 68 a) A destra; b) a sinistra; c) a sinistra; d) a destra; e) nessuno spostamento.
- 69 Minore.
- 70 B; C
- 71 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) $K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [NH_4^+] \cdot [PO_4^{3-}]$
- 72 Esotermico.

- 73** Eliminando completamente il corpo di fondo viene a mancare la fase solida e, di conseguenza, l'equilibrio fra solido e soluto.
- 75** L'equilibrio si sposta verso sinistra e precipita altro CaS.

Il laboratorio delle competenze

- 1** Neither reactants nor products.
- 2** Enzymes.
- 3** mol/(L · s)
- 4** See theory pag. 348.
- 5** Reaction rate value is given by the ratio between the concentration of the reactant transformed or the product formed and the time of reaction.
- 6** Nei primi 20 minuti. La diminuzione della concentrazione dei reagenti.
- 7** $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; si forma CO_2 gassoso con frammenti piccoli perché la superficie di contatto fra i reagenti è maggiore.
- 8** 3,92
- 9** B
- 10** 0,016 M
- 11** No
- 12** Agiscono sulle stesse categorie di sostanze che compongono la materia vivente: zuccheri, grassi, proteine.
- 13** Eccesso di NH_3 ; verso i reagenti.
- 14** A
- 15** $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,027 \text{ M}$
- 16** $4,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; $8,1 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$

Capitolo 17 Acidi e basi si scambiano protoni

Hai capito?

- pag. 378** a) Si dissocia; base; $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$; b) si ionizza; acido; $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$; c) si ionizza; acido; $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$; d) si dissocia; base; $\text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
- pag. 381** ■ a) NO_3^- ; b) HClO_4 ; c) H_2O ; d) HS^- ; e) HS^- ; f) H_3O^+ . Sostanze anfiprotiche: H_2O , HS^- .
 ■ a) $\text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; acido₁ + base₂ → base₁ + acido₂
 b) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; base₁ + acido₂ → acido₁ + base₂
 c) $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; acido₁ + base₂ → base₁ + acido₂
- pag. 382** Il fluoro atomico non ha il livello di valenza completo.
- pag. 384** ■ $2,2 \cdot 10^{-13}$ M; la soluzione è acida.
 ■ Poiché gli ioni H^+ compaiono tra i prodotti della reazione, l'equilibrio si sposterà a sinistra e diminuirà la concentrazione degli ioni OH^- ; l'equilibrio si sposta sempre a sinistra e la concentrazione degli ioni H^+ diminuirà.
- pag. 385** ■ Acida, acida, basica, basica, acida, basica.
 ■ B
- pag. 386** ■ 1,30
 ■ 10,43
- pag. 389** ■ HNO_3 in acqua è ionizzato al 100%.
 ■ A: il volume non influenza l'acidità della soluzione.
- pag. 390** $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; $K_b = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}$; $\text{B}_1 + \text{A}_2 \rightleftharpoons \text{A}_1 + \text{B}_2$
- pag. 391** a) 3,80; b) 12,10
- pag. 393** Rosso.
- pag. 395** ■ 0,042 M
 ■ Ogni mole di H_2SO_4 libera 2 mol di ioni H^+ , quindi $2 \cdot n_{\text{H}^+} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$
 ■ 150 mL
- pag. 396** ■ Solfato di alluminio.
 ■ Perché in acqua subisce un'idrolisi basica: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$.
- pag. 398** ■ L'aumento di CO_2 disciolta causa un aumento di acido carbonico e sposta verso sinistra l'equilibrio del sistema tampone aumentando la concentrazione di ioni H^+ .
 ■ b; c

Quesiti e problemi

- Lavoisier pensava che gli acidi fossero composti binari dell'ossigeno.
- Ad Arrhenius; nel 1884.
- a) Acidi monoprotici: HCl , HClO_3 ; b) acidi diprotici: H_2CO_3 , H_2S , H_2SO_3 ; acidi triprotici: H_3AsO_4 .
- 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.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$; $\text{HSO}_4^- \rightarrow \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- La densità è il rapporto tra la quantità di carica e la superficie della sfera, che è molto piccola, dato il raggio dello ione.
- H^+ si unisce a H_2O con legame dativo.
- a) F; b) V; c) F; d) F
- a) Arrhenius; b) Brønsted; c) Brønsted; d) Brønsted; e) Brønsted; f) Arrhenius.

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^-

- 12 a) $K^+ + OH^- + NH_4^+ + Cl^- \rightarrow K^+ + Cl^- + NH_3 + H^+ + OH^-$
 $\uparrow_{B_1} \quad \uparrow_{A_2} \quad \uparrow_{B_2} \quad \uparrow_{A_1}$
- b) $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
 $\uparrow_{A_1} \quad \uparrow_{B_2} \quad \uparrow_{A_2} \quad \uparrow_{B_1}$
- c) $NH_2^- + H_2O \rightarrow NH_3 + OH^-$
 $\uparrow_{B_1} \quad \uparrow_{A_2} \quad \uparrow_{A_1} \quad \uparrow_{B_2}$
- d) $H_2SO_4 + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + HSO_4^-$
 $\uparrow_{A_1} \quad \uparrow_{B_2} \quad \uparrow_{A_2} \quad \uparrow_{B_1}$
- $HSO_4^- + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + SO_4^{2-}$
 $\uparrow_{A_1} \quad \uparrow_{B_2} \quad \uparrow_{A_2} \quad \uparrow_{B_1}$

13

Acido coniugato	Sostanza	Base coniugata
H ₂ S	HS ⁻	S ²⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃	NH ₂ ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₃ PO ₃	H ₂ PO ₃ ⁻	HPO ₃ ²⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O	OH ⁻

- 14 Si è formato NH₄Cl_(s) a seguito della reazione HCl_(g) + NH_{3(g)} → NH₄Cl_(s).
- 15 \square ; \square ; \square ; possono sia cedere sia acquistare un protone.
- 16 a) H⁺; b) OH⁻; c) un acido, una base; d) accettare, da; e) scioglierla, in; f) una base, elettroni, dativo; g) un acido, elettroni, dativo.
- 17 a) A: H⁺; B: PH₃; b) A: Cu²⁺; B: NH₃; c) A: FeCl₃; B: Cl⁻; d) A: BF₃; B: NH₃
- 18 \square
- 19 Il comportamento «assoluto» secondo Arrhenius si deve al fatto che gli acidi e le basi sono tali in una sola situazione: in soluzione acquosa. Per Brønsted e Lowry, possono avere comportamenti diversi a seconda della specie chimica con cui interagiscono (es. NH₃). Anche secondo Lewis il comportamento è «assoluto»: per esempio, l'acido non è HSO₄⁻, ma il protone H⁺, che non potrà mai essere una base, a differenza di HSO₄⁻.
- 20 a) B; b) B; c) A; d) A
- 21 È la costante di equilibrio della reazione di autoionizzazione dell'acqua.
- 22 Una soluzione è neutra quando [H⁺] = [OH⁻].
- 23 In ambiente acido [H⁺] > [OH⁻]; in ambiente basico [OH⁻] > [H⁺].
- 24 a) Basico; b) acido; c) acido; d) neutro; e) acido; f) basico.

25

K _w	[H ⁺]	[OH ⁻]
1,00 · 10 ⁻¹⁴	1,00 · 10 ⁻² mol/L	1,00 · 10 ⁻¹² mol/L
1,00 · 10 ⁻¹⁴	1,00 · 10 ⁻⁸ mol/L	1,00 · 10 ⁻⁶ mol/L
1,00 · 10 ⁻¹⁴	1,00 · 10 ⁻⁶ mol/L	1,00 · 10 ⁻⁸ mol/L
1,00 · 10 ⁻¹⁴	6,8 · 10 ⁻⁶ mol/L	1,46 · 10 ⁻⁹ mol/L
1,00 · 10 ⁻¹⁴	1,92 · 10 ⁻³ mol/L	5,21 · 10 ⁻¹² mol/L

- 26 0,1 M; 10⁻¹⁴ M
- 27 Il pH è il logaritmo di base dieci, cambiato di segno, della [H⁺].
- 28 a) H₂SO₄ + H₂O → HSO₄⁻ + H₃O⁺; HSO₄⁻ + H₂O → SO₄²⁻ + H₃O⁺
 b) H₂CO₃ + H₂O → HCO₃⁻ + H₃O⁺; HCO₃⁻ + H₂O → CO₃²⁻ + H₃O⁺
 c) H₂S + H₂O → HS⁻ + H₃O⁺; HS⁻ + H₂O → S²⁻ + H₃O⁺
 d) H₃PO₄ + H₂O → H₂PO₄⁻ + H₃O⁺; H₂PO₄⁻ + H₂O → HPO₄²⁻ + H₃O⁺; HPO₄²⁻ + H₂O → PO₄³⁻ + H₃O⁺
- 29 a) 1,0; b) 13,3; c) 2,3; d) 3,0; e) 12,2
- 30 a) F; b) V; c) F; d) V; e) V; f) V
- 31 Gli acidi forti si ionizzano completamente, gli acidi deboli raggiungono un equilibrio in soluzione.
- 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.
- 33 c); b); a)
- 34 e); d); b); a); c)

- 35 e); d); b); a); c)
 36 c); b); a)
 37 ;
 38 Quando l'acido e la base coniugata dell'indicatore hanno uguale concentrazione si ha il punto di viraggio (cambiamento di colore) dell'indicatore.
 39 1,55
 40 a) 0,010; b) 0,020; c) 0,0030; d) $1,0 \cdot 10^{-12}$; e) $5,0 \cdot 10^{-12}$; f) $1,7 \cdot 10^{-11}$
 41 a) 2,00; acida; b) 1,70; acida; c) 2,52; acida; d) 12,0; basica; e) 11,30; basica; f) 10,78; basica.
 42 Incolore.
 43 12,2
 44 1,60
 45 $\text{pH}_i = 1,40$; $\text{pH}_f = 1,94$
 46 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $\text{pH} = 3,4$
 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 a) F; b) F; c) V; d) V
 50 Il secondo acido è diprotico.
 51 60 mL
 52 50 mL
 53 4 M
 54 0,50 M
 55 0,18 M
 56 0,75 M
 57 10 mL
 58 125 mL
 59 20 mL
 60 0,32 L
 61 Sì. 44 g
 62 Non danno reazioni di idrolisi.
 63 a) $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; soluzione basica;
 b) nessuna idrolisi; soluzione neutra;
 c) nessuna idrolisi; soluzione neutra;
 d) $\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; soluzione basica;
 e) nessuna idrolisi; soluzione neutra;
 f) $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; soluzione basica.
 64 a) $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; soluzione basica;
 b) $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$; soluzione acida;
 c) $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCN}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$; soluzione basica;
 d) nessuna idrolisi; soluzione neutra;
 e) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_2^+(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; soluzione acida;
 f) nessuna idrolisi; soluzione neutra.
 65 Acido carbonico e bicarbonato di sodio.
 66 HPO_4^{2-}
 67 ; ; ; ; ;
 68 a) F; b) V; c) F; d) V

Il laboratorio delle competenze

- 1 0,45 M
 2 2,3
 3 -0,3
 4 Endotermico.
 5 a) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$; b) $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
 6 CO_2 è un acido di Lewis $\Rightarrow \text{pH}_{\text{oceani}}$ 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.
 7 1,67
 8 0,44
 9 0,34 M
 10 12,5; 12,6

- 11** Avviene la reazione $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Il bicarbonato di sodio tampona l'acidità, ma poiché si forma CO_2 si può avere «rebound secretivo» in quanto CO_2 dilata le pareti dello stomaco. Meglio utilizzare $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Al}(\text{OH})_3$ che, benché lassativi, reagendo con HCl non producono gas.
- 12** $8,1 \cdot 10^2 \text{ g}$
- 13** 13,81
- 14** 8,1% *m/m*; 0,87 M
- 15** $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Capitolo 18 Le ossido-riduzioni e l'elettrochimica

Hai capito?

pag. 407 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. 409 ■ a) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$; b) $\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$; c) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; d) $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$

■ a) $3\text{Zn}^{2+} + 2\text{Al} \rightarrow 3\text{Zn} + 2\text{Al}^{3+}$; b) $\text{O}_2 + 2\text{Fe} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}^{2+}$; c) $4\text{MnO}_4^- + 5\text{C} \rightarrow 4\text{Mn}^{2+} + 5\text{CO}_2$;
d) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO}$

pag. 410 a) $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Sn}^{2+} \rightarrow 3\text{Sn}^{4+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$

b) $7\text{H}_2\text{O} + 3\text{As}_2\text{O}_3 + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-} + 4\text{NO} + 14\text{H}^+$

c) $20\text{H}_2\text{O} + 8\text{Cr}^{3+} + 3\text{IO}_4^- \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{I}^- + 40\text{H}^-$

d) $7\text{OH}^- + 4\text{Zn} + \text{NO}_3^- \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-} + \text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

pag. 411 $2\text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$; non avviene alcuna reazione.

pag. 413 A Gli elettroni si trasferiscono dall'elettrodo sede dell'ossidazione a quello su cui avviene la riduzione; i cationi migrano verso la semicella sede della riduzione mentre gli anioni migrano verso la semicella in cui ha luogo l'ossidazione.

pag. 413 B (-) $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2\text{e}^-$, (+) $\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$; reazione complessiva: $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$

pag. 416 ■ 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. 417 Si riduce Ag . $2\text{Ag}_{(aq)}^+ + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow 2\text{Ag}_{(s)} + \text{Ni}_{(aq)}^{2+}$. (-) Ni/Ni^{2+} // Ag^+/Ag (+); $\Delta E^\circ = 1,06 \text{ V}$

pag. 418 ■ Sì, la pila può funzionare; Sn^{2+} si riduce, Fe si ossida; la coppia Sn^{2+}/Sn rappresenta il catodo, Fe^{2+}/Fe l'anodo; 0,31 V.

■ La reazione tra ioni Pb^{2+} e la lamina di Al, perché in questo caso i reagenti si trovano in alto a sinistra (Pb^{2+}) e in basso a destra (Al). Non può avvenire nessuna reazione tra ioni Pb^{2+} e Cu perché le specie reagenti si trovano in alto a destra (Cu) e in basso a sinistra (Pb^{2+}).

pag. 420 ■ A causa del contatto diretto tra rame e ferro: il ferro ha un potenziale redox minore e inizia quindi a ossidarsi.

■ Zn ha un potenziale redox inferiore rispetto a quello del ferro e funge da anodo sacrificale.

pag. 422 ■ (+) Anodo: ossidazione $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$; (-) catodo: riduzione $\text{Na}_{(aq)}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}_{(s)}$

pag. 423 Si ottengono alluminio allo stato elementare e cloro gassoso. $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Al}$, $E^\circ = -1,66 \text{ V}$;
 $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$, $E^\circ = 1,36 \text{ V}$; $2\text{Al}^{3+} + 6\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Al} + 3\text{Cl}_2$.

pag. 425 3,0 g

Quesiti e problemi

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

2 Trasferimento di e^- .

3 Idrogeno e ossigeno.

4 Dovrebbe avere una lunga durata e un'elevata energia specifica, essere ricaricabile velocemente, avere bassi costi di produzione e impiegare materiali ecosostenibili in modo da garantire anche un facile smaltimento una volta esaurita.

5 a) +2; +1; +3; -2. b) +2; +3; -2. c) +4; +4; -2. d) +1; +3; -2. e) +1; -1. f) +1; -1

6 a) H: +1; S: +6; O: -2. b) Ca: +2; H: +1; P: +5; O: -2. c) Fe: +3; O: -2; H: +1. d) Na: +1; H: -1

7 Da +6 a +3.

8 Sodio. Idrogeno.

9 I^-

10 N

11 C

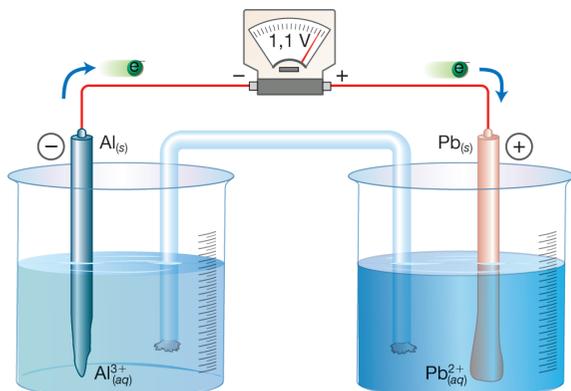
12 K

13 Cl_2

14 VO_4^{3-}

15	Elemento che si ossida	Riducente	Elemento che si riduce	Ossidante
a	As	H_3AsO_3	N	HNO_3
b	I	NaI	Cl	HClO
c	C	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Mn	KMnO_4
d	Al	Al	S	H_2SO_4

- 16 \square (R); \square (O)
- 17 Sn^{4+} solo ossidante; Sn^0 solo riducente; Sn^{2+} ossidante e riducente.
- 18 a) +2; b) +3; c) +4; d) +6; e) +7. In KMnO_4 , dove Mn può soltanto ridursi.
- 19 a) $20\text{H}_2\text{O}(l) + 8\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{IO}_3^-(aq) \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-}(aq) + 3\text{I}^-(aq) + 4\text{OH}^+(aq)$
 b) $10\text{H}^+(aq) + 4\text{Zn}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 4\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{NH}_4^+(aq) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $8\text{H}^+(aq) + 3\text{Cu}(s) + 2\text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 2\text{NO}(g) + 3\text{Cu}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $12\text{H}^+(aq) + 4\text{MnO}_4^-(aq) + 5\text{C}(s) \rightarrow 5\text{CO}_2(g) + 4\text{Mn}^{2+}(aq) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$
- 20 a) $2\text{OH}^-(aq) + \text{MnO}_4^-(aq) + \text{NO}_2(g) \rightarrow \text{NO}_3^-(aq) + \text{MnO}_4^{2-}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 b) $7\text{OH}^-(aq) + 4\text{Zn}(s) + \text{NO}_3^-(aq) \rightarrow 4\text{ZnO}_2^{2-}(aq) + \text{NH}_3(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $3\text{OH}^-(aq) + \text{H}_2\text{CO}(aq) + 2\text{Ag}^+(aq) \rightarrow \text{HCOO}^-(aq) + 2\text{Ag}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 d) $6\text{KOH}(aq) + 2\text{Al}(s) \rightarrow 2\text{K}_3\text{AlO}_3(aq) + 3\text{H}_2(g)$
- 21 a) $4\text{H}^+(aq) + 2\text{I}^-(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \rightarrow \text{I}_2(s) + \text{SO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$
 b) $10\text{H}^+(aq) + 8\text{I}^-(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \rightarrow 4\text{I}_2(s) + \text{H}_2\text{S}(g) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$
 c) $3\text{As}_2\text{O}_3(s) + 4\text{NO}_3^-(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(aq) + 4\text{NO}(g) + 14\text{H}^+(aq)$
 d) $14\text{H}^+(aq) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 3\text{S}^{2-}(aq) \rightarrow 3\text{S}(s) + 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l)$
 e) $9\text{H}_2\text{O}(l) + 3\text{As}_2\text{O}_3(s) + 2\text{IO}_3^-(aq) \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}(aq) + 2\text{I}^-(aq) + 18\text{H}^+(aq)$
- 22 a) $4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $4\text{H}^+ + 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$
 e) $14\text{H}^+ + 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
 f) $8\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 g) $3\text{H}^+ + 2\text{I}^- + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 h) $4\text{H}^+ + 3\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{SnO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 i) $4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 4\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 l) $2\text{H}^+ + \text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 m) $4\text{Fe}^{3+} + 2\text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 n) $2\text{H}^+ + 2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 o) $2\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 p) $\text{H}^+ + 5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 q) $16\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 r) $4\text{H}^+ + 2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 23 a) $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{S}^{2-} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{CrO}_2^- + 8\text{OH}^-$
 b) $4\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^-$
 c) $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$
 e) $8\text{OH}^- + 2\text{CrO}_2^- + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
 f) $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$
 g) $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
 h) $6\text{H}_2\text{O} + 4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$
- 24 Vedi teoria pag. 410 e pag. 417.
- 25 Vedi teoria pag. 410.
- 26 Vedi teoria pag. 410.
- 27 Vedi teoria pag. 411.
- 28 Indica la differenza di potenziale, ovvero la capacità della pila di «spingere» gli elettroni nel circuito esterno. Evidentemente, al variare della concentrazione, varia il valore della *fem*.
- 29 Cu^{2+}
- 30 Senza ponte salino il circuito resta aperto e non vi è passaggio di corrente elettrica.
- 31



Semireazione anodica: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}_{(aq)}^{3+} + 3e^-$ (ox)

Semireazione catodica: $\text{Pb}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$ (red)

Diagramma di cella: $\text{Al}_{(s)} / \text{Al}_{(aq)}^{3+} // \text{Pb}_{(aq)}^{2+} / \text{Pb}_{(s)}$

32 Il polo positivo della pila è quello dove avviene la riduzione (catodo; a destra)

Anodo: $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

Catodo: $\text{Ni}_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$

Reazione globale: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Ni}_{(aq)}^{2+} \rightarrow \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + \text{Ni}_{(s)}$

33 $fem = E_{\text{catodo}} - E_{\text{anodo}}$

34 Vedi teoria pag. 414.

35 1,08 V

36

		Catodo (riduzione)							
		Ag	Cu	Zn	Pb	Al	Au	Sn	Pd
Anodo (ossidazione)	Ag	-	-	-	-	-	+	-	+
	Cu	+	-	-	-	-	+	-	+
	Zn	+	+	-	+	-	+	+	+
	Pb	+	+	-	-	-	+	-	+
	Al	+	+	+	+	-	+	+	+
	Au	-	-	-	-	-	-	-	-
	Sn	+	+	-	≈+	-	+	-	+
	Pd	-	-	-	-	-	+	-	-

37 $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Cu}} = 0,46 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Zn}} = 1,56 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Pb}} = 0,93 \text{ V}$;

$E_{\text{Ag}} - E_{\text{Al}} = 2,46 \text{ V}$; $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Sn}} = 0,94 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = 1,10 \text{ V}$;

$E_{\text{Cu}} - E_{\text{Pb}} = 0,47 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Al}} = 2,00 \text{ V}$; $E_{\text{Cu}} - E_{\text{Sn}} = 0,48 \text{ V}$;

$E_{\text{Zn}} - E_{\text{Al}} = 0,90 \text{ V}$; $E_{\text{Pb}} - E_{\text{Zn}} = 0,63 \text{ V}$; $E_{\text{Pb}} - E_{\text{Al}} = 1,53 \text{ V}$;

$E_{\text{Pb}} - E_{\text{Sn}} = 0,01 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Ag}} = 0,70 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Cu}} = 1,16 \text{ V}$;

$E_{\text{Au}} - E_{\text{Zn}} = 2,26 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Pb}} = 1,63 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Al}} = 3,16 \text{ V}$;

$E_{\text{Au}} - E_{\text{Sn}} = 1,64 \text{ V}$; $E_{\text{Au}} - E_{\text{Pd}} = 0,55 \text{ V}$; $E_{\text{Sn}} - E_{\text{Zn}} = 0,62 \text{ V}$;

$E_{\text{Sn}} - E_{\text{Al}} = 1,52 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Ag}} = 0,15 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Cu}} = 0,61 \text{ V}$;

$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Zn}} = 1,71 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Pb}} = 1,08 \text{ V}$; $E_{\text{Pd}} - E_{\text{Al}} = 2,61 \text{ V}$;

$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Sn}} = 1,09 \text{ V}$

38 1,76 V

39 Per esempio 3 pile Zn (-) / Cu (+) in serie.

40 $E^\circ = -0,54 \text{ V}$

41 \square

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

43 $\text{Co}_{(aq)}^{2+} + \text{Zn}_{(s)} \leftrightarrow \text{Co}_{(s)} + \text{Zn}_{(aq)}^{2+}$

44 $fem = E_{\text{catodo}}^\circ - E_{\text{anodo}}^\circ$; E_{anodo}° è comunque positivo, essendo preceduto dal segno -, in valore assoluto, è maggiore di E_{catodo}° .

45 $\text{F}_{2(g)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{F}_{2(g)} + 2\text{Cl}_{(aq)}^- \rightarrow 2\text{F}_{(aq)}^- + \text{Cl}_{2(g)}$

$\text{Br}_{2(l)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

$\text{Br}_{2(l)} + \text{I}_{(aq)}^- \rightarrow \text{Br}_{2(l)} + 2\text{I}_{(aq)}^- \rightarrow 2\text{Br}_{(aq)}^- + \text{I}_{2(s)}$

$\text{I}_{2(s)} + \text{Cl}_{(aq)} \rightarrow$ non avviene

46 Vedi teoria pag. 418.

47 Vedi teoria pag. 418.

48 Vedi teoria pag. 418.

49 L'acqua marina, che funge da soluzione elettrolitica, ha un'alta concentrazione di sali.

50 Forma in superficie uno strato di ossido che protegge dalla corrosione le parti sottostanti.

51 F_2

52 In condizioni standard F_2 attacca tutti i metalli, Br_2 li attacca tutti tranne Au.

53 Cu

54 $E_{\text{Zn}}^\circ < E_{\text{Cu}}^\circ$; Zn, avendo maggiore attitudine a ossidarsi, si solubilizza più facilmente.

55 Vedi teoria pag. 418.

56 Per migliorare la conducibilità elettrica.

57 $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2e^-$. $\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$. $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$. (+): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$; (-): $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$

58 (-): $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}_{(aq)}^-$

(+): $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}_{(aq)}^+ + 4e^-$

59 1 mol; 3 mol

- 60 $2 \cdot 10^{22}$ ioni Zn^{2+} ; $4 \cdot 10^{22}$ ioni Ag^+ ; $1,33 \cdot 10^{22}$ ioni Al^{3+}
 61 38 g
 62 26 g; 40 g
 63 2,3 A
 64 0,33 A
 65 8,60 g
 66 20 minuti.

Il laboratorio delle competenze

- 1 a) trasforma; potenziale; spontanea; elettrica.
 b) consuma; potenziale; spontanea; non spontanea.
 c) catodo; positivo; anodo; negativo.
 d) catodo; negativo; anodo; positivo.
 e) elettroni; ioni.
- 2 $\begin{matrix} +1-1 & +1+1-2 & +1+3-2 & +4-2 & +1-1 & +1-2+1 \\ \text{HCl} + \text{NaClO} + 2\text{NaClO}_2 \rightarrow 2\text{ClO}_2 + 2\text{NaCl} + \text{NaOH} \end{matrix}$
- 3 See theory pag. 411 and pag. 421.
- 4 At the anode of an electrolytic cell occurs oxidation.
- 5 See theory pag. 414.
- 6 a) H: +1; S: +4; O: -2; b) Cl: 0; c) N: +5; O: -2; d) Na +1; H: +1; C: +4; O: -2; e) S: +6; F: -1
- 7 A; C
- 8 A; C
- 9 $8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + 3\text{Cu} \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{Cu}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{OH}^- + \text{Cl}_2 + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 10 $4\text{H}^+ + 3\text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 11 a) (-) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ (ox); (+) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ (red); $fem = 1,66 \text{ V}$
 b) (-) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ (ox); (+) $\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$ (red); $fem = 0,84 \text{ V}$
- 12 B; C; D
- 13 A, C, D, B
- 14 Si ossidano. L'idrogeno.
- 15 (+) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; (-) $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Ni} \rightarrow \text{Cu} + \text{Ni}^{2+}$
 $E^\circ = (+0,34 + 0,25) \text{ V} = 0,59 \text{ V}$
 (+) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$; (-) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$
 $E^\circ = 1,11 \text{ V}$
 (+) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$; (-) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
 $\text{Ni}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Ni}$
 $E^\circ = 0,51 \text{ V}$
- 16 N di NO_2 si ossida e si riduce.
- 17 $-2 \rightarrow -1 \rightarrow 0 \rightarrow +4$
- 18 A
- 19 0,28 g
- 20 $5,5 \cdot 10^{-3} \text{ g}$
- 21 1,5 L
- 22 3,0 h
- 23 8,7 h
- 24 36 min

Capitolo 19 Dal carbonio agli idrocarburi

Hai capito?

pag. 436 ■ C₇H₁₆

■ No

■ CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

pag. 437 C₈H₁₆

pag. 438 A ■ La struttura ramificata già descritta in (3) e (4).

■ CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

CH₃CHCH₂CH₂CH₃

|
CH₃

CH₃CH₂CHCH₂CH₃

|
CH₃

CH₃CHCHCH₃

| |
H₃C CH₃

CH₃

|
CH₃CHCH₂CH₃

|
CH₃

pag. 438 B CH₃CH₂CHCl₂, ClCH₂CH₂CH₂Cl, CH₃CCl₂CH₃, ClCH₂CHClCH₃; isomeria di posizione.

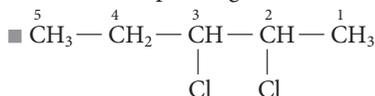
pag. 440 ■ No

■ Non è possibile; no, infatti è possibile indossare un calzino indifferentemente sul piede destro o sinistro.

pag. 442 ■ Il prefisso *tri-* indica che sono presenti tre sostituenti metilici ma i numeri indicano solo le posizioni di due gruppi metilici, nel carbonio 2 e nel carbonio 3.

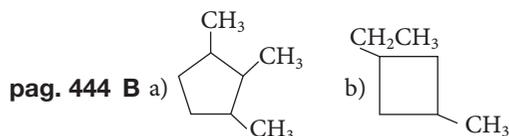
■ Un qualsiasi alcano a catena lineare.

■ a) La catena più lunga ha 5 atomi di C. b) La catena più lunga ha 6 atomi di C e due ramificazioni.



pag. 444 A ■ 2,3-dimetilpentano

■ CH₃CH₂CH(CH₃)CH(CH₂CH₃)CH₂CH₂CH₃; C₁₀H₂₂; CH₃(CH₂)₈CH₃



pag. 445 ■ A causa della bassa densità e dell'insolubilità in acqua il petrolio è in grado di ricoprire con un film sottile una vasta area.

■ 2,3-dimetilbutano.

pag. 446 CH₂=CHCH₂CH₃; CH₃CH=CHCH₃; CH₂=C(CH₃)₂;

pag. 447 ■ 3,4-dimetil-1-pentene

■ CH₂=CH-CH=CH₂; C₄H₆; CH₂=C=CHCH₃

pag. 448 A CH₂=CHCH₂CH₂CH₃, CH₃CH=CHCH₂CH₃; solo il 2-pentene può dare isomeria *cis-trans*.

pag. 448 B Da -4 a +4; da -4 a +2; da -4 a 0.

pag. 450 ■ Il bromo si discioglie preferibilmente nel solvente organico apolare.

■ 1-cloropropano, 2-cloropropano e acido cloridrico; in presenza di luce.

■ 2,3-diclorobutano.

pag. 452 Cl-C₆H₄-Cl; 1,4-diclorobenzene.

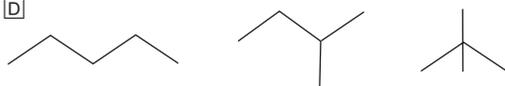
pag. 453 C, A, B

Quesiti e problemi

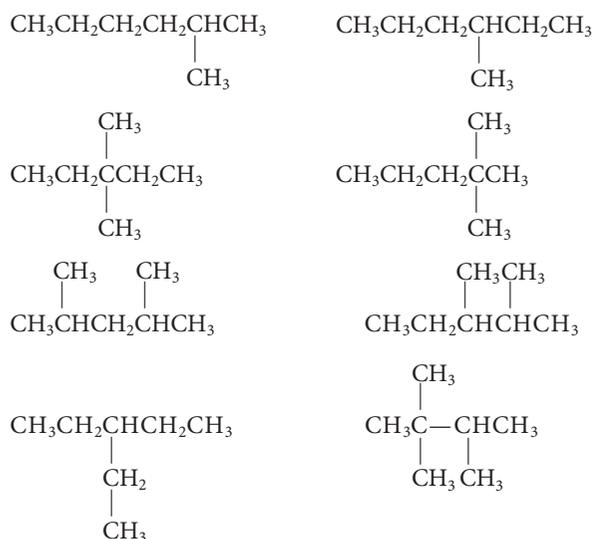
- 1 Vedi teoria pag. 433.
 2 Vedi teoria pag. 433.
 3 I legami covalenti puri e le coppie di legame non possono essere assegnate né all'uno né all'altro atomo.
 4 7; 10
 5 A
 6 Ogni atomo forma 4 legami con altrettanti atomi o gruppi atomici.
 7 Il passaggio da ciascun termine al successivo avviene per aggiunta di un gruppo $\text{—CH}_2\text{—}$. Per la chiusura ad anello della catena.
 8 Un gruppo $\text{—CH}_2\text{—}$.
 9 C_6H_{12} ; la struttura del carbonio è tetraedrica, con angoli di legame tendenti a $109,5^\circ$.

10 A11 A12 D

13

14 C15 B

16 Due: C-2 e C-3.

17 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ 

18 a) 5 carboni primari, 4 secondari, 1 terziario, 1 quaternario.

b) 5 carboni primari, 2 secondari, 1 terziario, 1 quaternario.

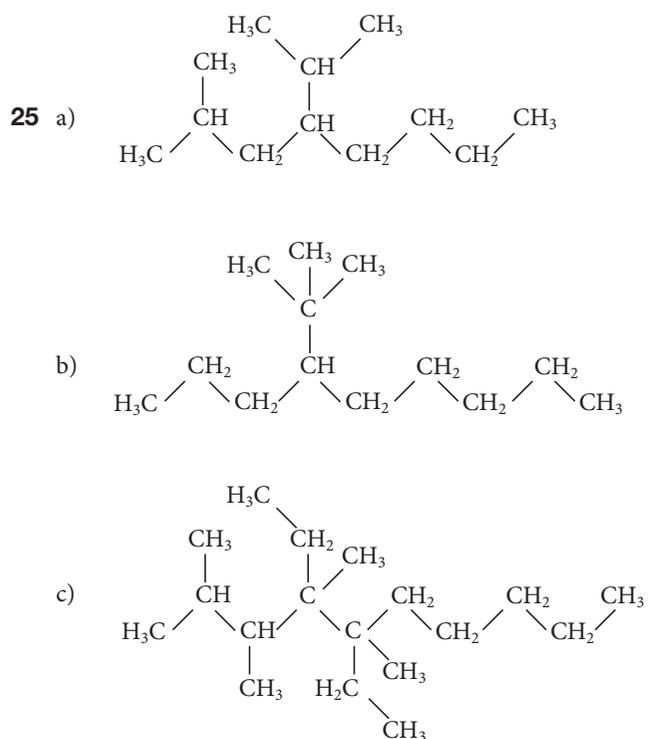
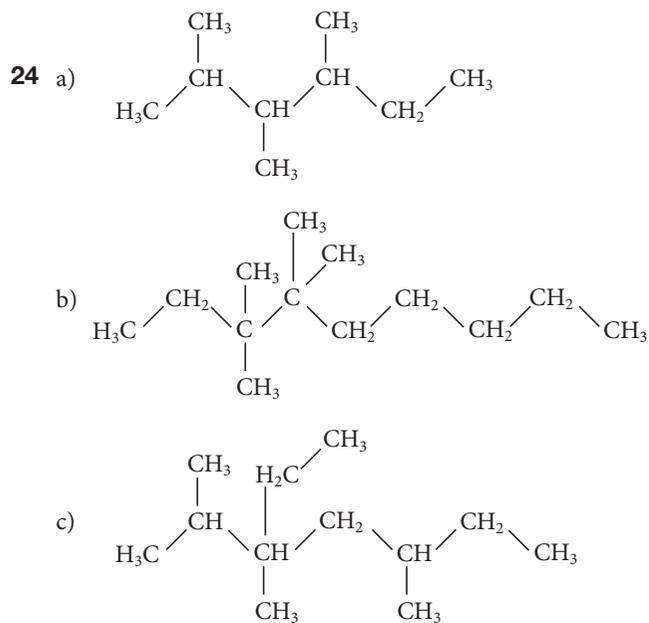
19 a) 4-etil-3,3-dimetileptano; b) 2,2,5-trimetilnesano.

20 Un radicale alchilico è un sostituito saturo che si ottiene per allontanamento di un atomo di idrogeno da un alcano. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{—}$, *n*-butile; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{—}$, *sec*-butile; $\text{C}(\text{CH}_3)_3\text{—}$, *ter*-butile; $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{—}$, isobutile.

21 $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{13}\text{CH}_3$

22 a) Metilpropano; b) 2,2,4-trimetilnesano; c) 2,3,4-trimetilnesano.

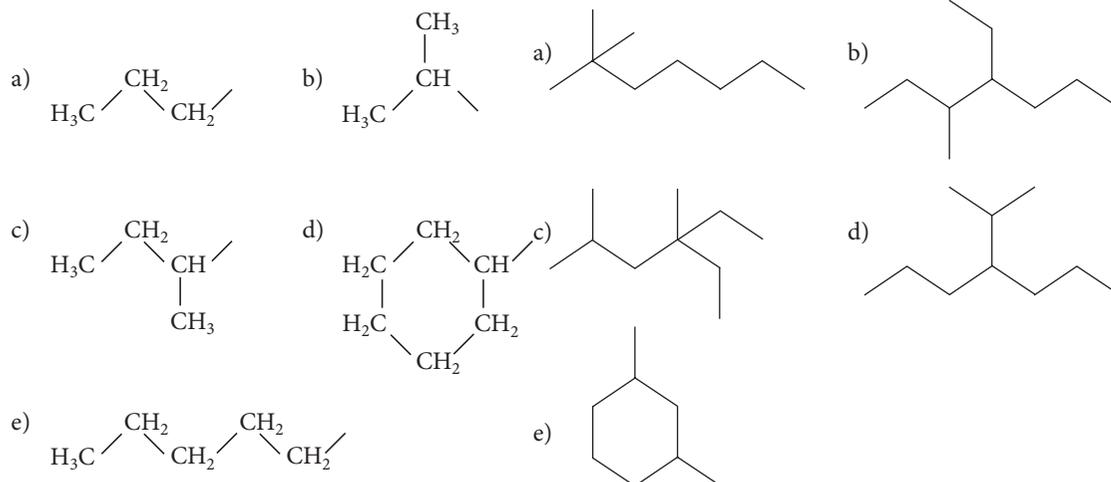
23 a) 3-etil-2,3-dimetilpentano; b) 2,2-dimetilbutano; c) 2,3,4-trimetilpentano; d) 2,2,3,3-tetrametilpentano.



26 a) Etilcicloesano; b) metilciclopentano; c) metilciclopropano; d) metilciclobutano.

27

28

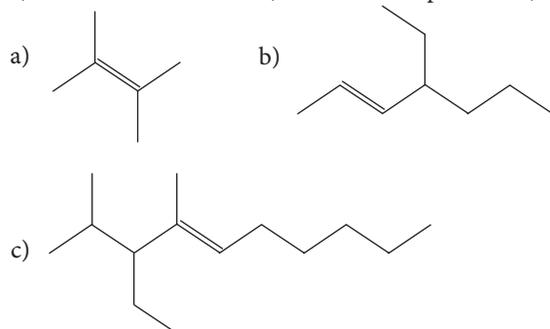


- 29 Respingono l'acqua, nella quale sono insolubili, impedendo che il frutto marcisca. Forze di London.
 30 No
 31 A
 32 Vedi teoria pag. 444.
 33 B; C
 34 CHCCH_3 ; no, perché il C-2 non può formare ulteriori legami. L'1-propino si trasforma in 2-butino.
 35 Un alchene ha almeno un doppio legame carbonio-carbonio, un alchino almeno un triplo legame carbonio-carbonio.
 36 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.

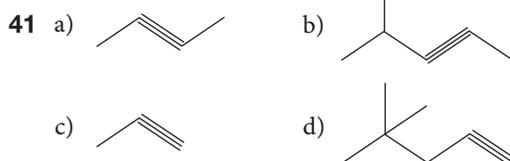
37 A

38 a) 2,3-dimetil-1-butene; b) 2,3-dimetil-2-pentene; c) 3,4-dimetil-2-pentene.

39

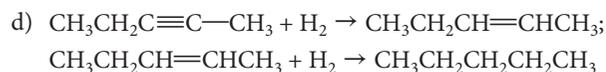
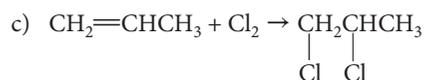
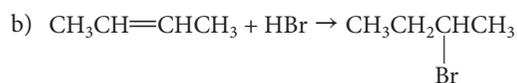
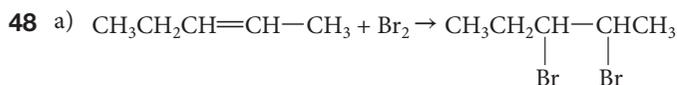


40 a) 2-pentino; b) 3-metil-1-butino; c) 2-pentino

42 C; D43 D44 Dal latino *parum affinis*, che significa *poco affine* ossia poco reattivo; i legami forti C — C e C — H, la modesta differenza di elettronegatività fra C e H (che rende il legame assai poco polare).

45 Combustione e alogenazione.

46 a) Bromoetano; b) 1-clorobutano.

47 C49 C $\text{CH}_3\text{CHClCHClCH}_3$ 50 $\text{CH}_2 - \text{CHCH} - \text{CH}_2$. Può aggiungere fino a 4 atomi H trasformandosi in butano.

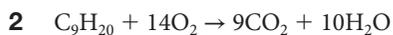
51 Perché ci sono sei elettroni di legame che risultano delocalizzati sull'anello.

52 a) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3$; b) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; c) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}(\text{CH}_3)_2$ 53 D54 E

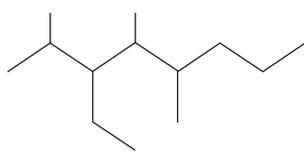
55 Alla stabilità della molecola, conseguenza della delocalizzazione elettronica.

56 $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$

Il laboratorio delle competenze

1 A

3

4 D

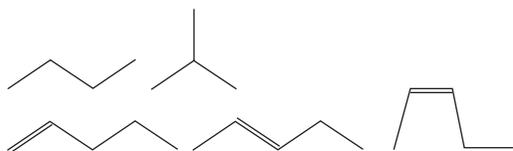
5 Isomeria ottica e geometrica.

6 Aromatic compounds.

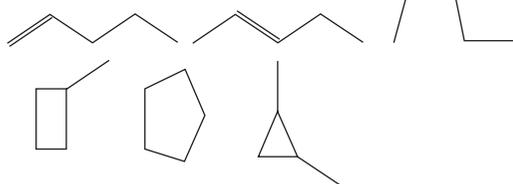
7 Alkanes (and cycloalkanes).

8 Hydrogenation is an hydrogen addition to insaturated hydrocarbons. In this kind of reactions H_2 saturates a double or triple carbon-carbon bond.9 I) $CHCl_2CH_2CH_2CH_3$, 1,1-diclorobutano;II) $CH_2ClCHClCH_2CH_3$, 1,2-diclorobutano;III) $CH_3CHClCHClCH_3$, 2,3-diclorobutano;IV) $CH_2ClCH_2CH_2CH_2Cl$, 1,4-diclorobutano;V) $CH_2ClCH_2CHClCH_3$, 1,3-diclorobutano; centri stereogenici: C-2 in II), C-2 e C-3 in III), C-3 in V).10 A; C reazione: $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$ 11 B

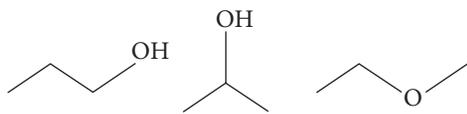
12 a)



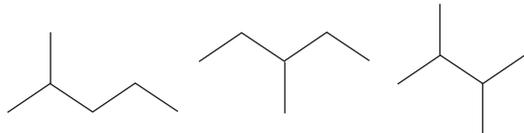
b)



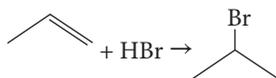
d)



13

14 D

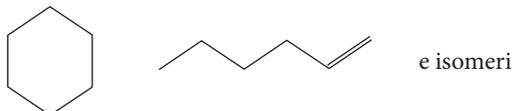
15



16 a)

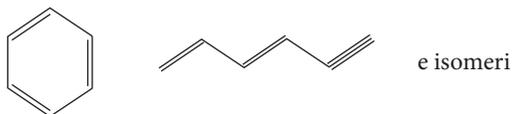


b)



e isomeri

c)



e isomeri

d) $=$

Una sola possibilità per a) e d). Isomeri.

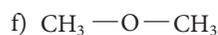
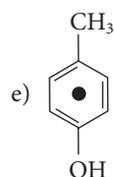
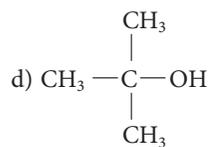
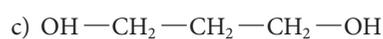
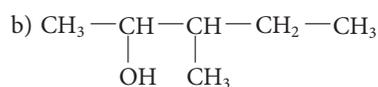
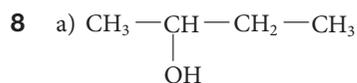
Capitolo 20 Dai gruppi funzionali ai polimeri

Hai capito?

- pag. 461** ■ Aldeidi, chetoni, acidi carbossilici, esteri e ammidi.
 ■ Ammine e ammidi; —O—
 ■ Gruppo estere, gruppo alcolico e un doppio legame C=C.
- pag. 462** ■ C₆H₁₁OH; secondario.
 ■ a) CH₃CH₂CH(OH)CH₂CH₃; b) OHCH₂CH₂CH(OH)CH₃; c) CH₃OCH₂CH₃
- pag. 463 A** ■ 2-etil-1,3-esandiolo
 ■ Gli alcoli contengono il gruppo —OH legato a un C; i fenoli hanno l'ossidrile legato al C di un anello aromatico; gli eteri contengono un O che lega due gruppi arilici o alchilici.
- pag. 463 B** ■ La catena passa da 4 a 6 atomi C: prevale quindi il carattere idrofobico della catena su quello idrofilo di —OH.
 ■ A causa dei legami a idrogeno che può formare.
- pag. 465** ■ CHO = gruppo aldeidico, COH = gruppo alcolico.
 ■ La numerazione deve iniziare dal C carbonilico: 3-metilbutanale.
 ■ Omogeneo.
 ■ 1-butanolo; butanale; *n*-pentano.
- pag. 466** ■ 2-butanolo; alcol etilico.
 ■ a) e c) sono alcoli primari, quindi si ottengono l'aldeide e l'acido carbossilico corrispondenti:
 CH₃OH → CH₂O → HCOOH; OHCH₂CH(CH₃)CH₂CH₃ → CHOCH(CH₃)CH₂CH₃; b) è un alcol secondario, quindi otteniamo il corrispondente chetone CH₃CH(OH)CH₃ → CH₃COCH₃.
- pag. 468 A** ■ CH₃CHBrCH₂CH₂COOH; acido 4-bromopentanoico.
 ■ Si tratta di due isomeri geometrici (l'acido maleico è l'acido *cis*-2-butendioico, l'acido fumarico è l'isomero *trans*).
- pag. 468 B** C₆H₅COO⁻Na⁺
- pag. 470** ■ Acido acetico (acido etanoico) e 1-pentanololo; acetato (etanoato) di 1-pentile.
 ■ CH₃COOCH₃, CH₃COO⁻Na⁺; nell'estere il legame C—O è covalente polare, il legame tra O e Na è invece ionico.
- pag. 472** ■ Il legame a idrogeno N···H è più debole di quello O···H perché l'azoto è meno elettronegativo dell'ossigeno.
 ■ (CH₃)₃N + H₂O ⇌ (CH₃)₃NH⁺ + OH⁻
- pag. 473** Acido carbonico, $O = \begin{matrix} \text{OH} \\ \text{C} \\ \text{OH} \end{matrix}$
- pag. 476** ■ Per addizione.
 ■ Idrofobi.

Quesiti e problemi

- 1 Perché il radicale metile non conferisce una particolare reattività alla molecola nella quale si trova, mentre un doppio o un triplo legame sì.
- 2 a) Alcoli; b) ammine; c) acidi carbossilici; d) aldeidi; e) alogenuri; f) eteri; g) esteri; h) chetoni.
- 3 $\begin{matrix} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{matrix}$ 2-propanolo
o alcol isopropilico
(alcol secondario)
- $\begin{matrix} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{OH} \\ | \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$ 2-metil-2-propanolo
o alcol terbutilico
(alcol terziario)
- 4 a) CH₃—O—CH₂—CH₃; b) CH₃—CH₂—CH₂—C $\begin{matrix} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{matrix}$
- 5 1-pentanololo.
- 6 CH₃—CH₂—CH₂—OH
- 7 $\boxed{\text{B}}$



9 Perché le molecole di metanolo sono unite tra loro con legami a idrogeno, assenti nel metano.

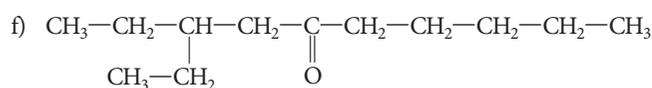
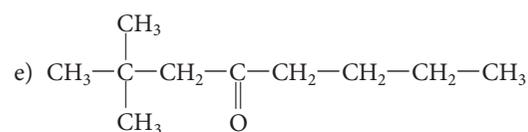
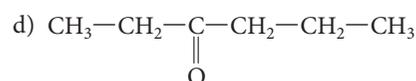
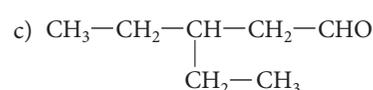
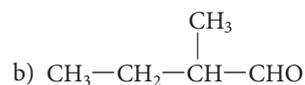
10 a) Chetone; b) aldeide; c) aldeide.

11 $-\text{CHO}$ è sempre esterno alla catena e corrisponde al C1, il cui numero si sottintende.

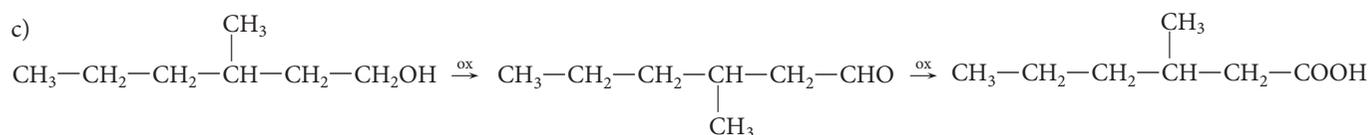
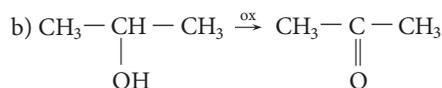
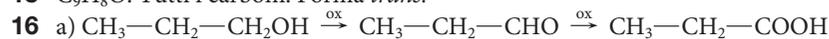
12 2-metilpropanale.

13 3-pentanone.

14 a) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$



15 $\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}$. Tutti i carboni. Forma *trans*.



17 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

18

19 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^- + \text{H}^+$

Il laboratorio delle competenze

- 1 L'1-butano presenta punto di ebollizione più alto perché può formare legami a idrogeno più efficienti, in quanto non ramificato.
- 2 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.
- 3 See theory pag. 473.
- 4 a) $\text{CH}\equiv\text{CCH}_3$; b) $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$; c) CH_3CHO ; d) $\text{CHCl}_2\text{CH}=\text{CHCH}_3$
- 5 Addition and condensation.
- 6 $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$

