

---

3

# Soluzioni degli esercizi

## Soluzioni capitolo 1

## 1. Il Sistema Internazionale di unità di misura

- 5 a) 0,0000000153 m ( $1,53 \cdot 10^{-8}$  m);  
b) 0,074 m ( $7,4 \cdot 10^{-2}$  m);  
c) 50 m;  
d) 9,68 m

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

- 7 a) 144 000 s;                      b) 3360 s;  
c) 0,120 s;                        d) 43 200 s

- 8 a)  $6 \cdot 10^{-4}$  m<sup>3</sup>;  
b)  $3 \cdot 10^{10}$  m<sup>3</sup>;  
c)  $9 \cdot 10^5$  m<sup>3</sup>;  
d)  $4,5 \cdot 10^{-8}$  m<sup>3</sup>

## 2. Grandezze estensive e grandezze intensive

10 Intensiva

13 0,025 N

15 5 kg

17 0,873 g/cm<sup>3</sup>

18 0,78 cm<sup>3</sup>

19 0,0893 g/L

20 9,9 g

21  $5,7 \cdot 10^2$  cm<sup>3</sup>

22  $1,28 \cdot 10^{-3}$  g/cm<sup>3</sup>

23

Oggetto	Dimensioni	Massa
iceberg	12 m <sup>3</sup>	$1,1 \cdot 10^7$ g
piano di cucina in granito	60 cm · 120 cm · 4,0 cm	da $7,3 \cdot 10^4$ g a $8,8 \cdot 10^4$ g
olio di oliva	1,0 L	$9,2 \cdot 10^2$ g
aria in una stanza	4,0 m · 4,5 m · 2,7 m	$6,3 \cdot 10^4$ g
doppio vetro di una finestra	100 cm · 40 cm · 5,0 mm	da $5,0 \cdot 10^3$ g a $5,6 \cdot 10^3$ g

## 3. Energia: la capacità di compiere lavoro e di trasferire calore

- 24 Potenziale  
► L'energia potenziale si converte in energia cinetica man mano che il vago-ne percorre la discesa.

25 1. F; 2. V; 3. F; 4. V; 5. F; 6. V

## 4. La temperatura e il calore

- 27 a) 298,15 K;  
b) 313,15 K;  
c) 198,15 K;  
d) 73,15 K

- 28 a) 76,85 °C;  
b) -193,15 °C;  
c) 576,85 °C;  
d) -153,15 °C

30  $2,4 \cdot 10^3$  J

31 1 kcal

32  $2,5 \cdot 10^5$  J

33  $3,1 \cdot 10^2$  J

34 30 °C

35 Alluminio

36  $1,0 \cdot 10^{17}$  J

## 5. Misure precise e misure accurate

39 a) 4; b) 6; c) 5; d) 3; e) 3; f) 7

- 40 a) 3 cifre significative;  $4,77 \cdot 10^{-5}$  m<sup>3</sup>;  
b) 3 cifre significative;  $1,10 \cdot 10^4$  g;  
c) 2 cifre significative;  $2,4 \cdot 10^{11}$  nm;  
d) 3 cifre significative;  $5,67 \cdot 10^5$  mL;  
e) 2 cifre significative;  $5,5 \cdot 10^5$  cm<sup>2</sup>;  
f) 3 cifre significative; 26,8 °C

- 41 ►  $\bar{x} = 11,2083$  g  
 $e_a = 0,04$   
 $\bar{x}_{arrotondato} = 11,21$   
intervallo =  $11,21 \pm 0,04$   
 $e_r = 0,00357$   
► 4

- 42 a)  $21,0 \text{ cm} \cdot 29,7 \text{ cm} = 624 \text{ cm}^2$   
 b)  $0,70 \text{ kg} + 9,6 \text{ kg} = 10,3 \text{ kg}$   
 c)  $0,70 \text{ g} : 0,050 \text{ mL} = 1 \cdot 10 \text{ g/mL}$   
 d)  $420 \text{ m} : 30 \text{ s} = 14 \text{ m/s}$

## REVIEW

- 1 L'energia cinetica della prima macchina è doppia rispetto a quella della seconda macchina.
- 2 Il fosforo bianco
- 3 a)  $6,98 \cdot 10^2$ ;  
 b)  $8,23 \cdot 10^4$ ;  
 c)  $2,5 \cdot 10^{-4}$ ;  
 d)  $2,003 \cdot 10^0$
- 4 ► 202,0 K  
 ► 184,0 K

- 5 206 g
- 6  $d = 0,79 \text{ g/cm}^3$ : potrebbe essere alcol etilico.
- 7  $0,171 \text{ cm}^3$
- 8 Il risultato è 1,8 g: la seconda cifra non è significativa.
- 9  $0,915 \text{ g/cm}^3$
- 10 Quello grigio è il primo oggetto, con volume maggiore.  
 ► Ha usato più argento.  
 ► Argento/oro = 2,4 (rapporto in volume); oppure 70% volume argento, 30% volume oro

## Soluzioni capitolo 2

## 1. Gli stati fisici della materia

- 1** Lo stato aeriforme
- 2** Lo stato solido
- 3** Lo stato liquido
- 4** 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
- 5**  $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$  corrispondono a  $253,15\text{ K}$ , temperatura superiore a quella di fusione.
- 6**  $\blacktriangleright T_f = 273\text{ K}; T_{eb} = 373\text{ K}$   
 $\blacktriangleright t_{eb} - t_f = 100\text{ }^{\circ}\text{C} - 0\text{ }^{\circ}\text{C} = 100\text{ }^{\circ}\text{C};$   
 $T_{eb} - T_f = 373\text{ K} - 273\text{ K} = 100\text{ K}$
- 7**  $3\text{ L}; 100\text{ g}$

## 2. I sistemi omogenei e i sistemi eterogenei

- 8** b)
- 9** 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 con proprietà intensive caratteristiche.
- 10** La fase è una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata che ha proprietà uniformi. Due o più fasi diverse possono appartenere allo stesso stato fisico (per esempio, olio e acqua).

## 3. Le sostanze pure e i miscugli

- 11** d)

15

Sistema	Omogeneo/eterogeneo	Componenti
latte	eterogeneo	
monile in oro	omogeneo	
dentifricio	omogeneo/eterogeneo a seconda del tipo	
zucchero da tavola	omogeneo	

## 4. I passaggi di stato

- 16** Il volume dei solidi è generalmente minore di quello dei liquidi, a eccezione dell'acqua (da intendersi a parità di massa).

- 17** d)

- 18** d), c)

19

Sostanza	$t_f$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	$t_{eb}$ ( $^{\circ}\text{C}$ )	Stato fisico
A	645	1300	solido
B	27	59	liquido
C	2165	292	aeriforme

- 20** d)

- 21** 1. V; 2. V; 3. F

- 22** a)

23

Processo	Caratteristiche	Passaggio di stato
riscaldare il ferro solido	da $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $1600\text{ }^{\circ}\text{C}$ $T_f = 1808\text{ K}$	fusione
raffreddare il vapore acqueo	a $1\text{ atm}$ e da $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$	condensazione
raffreddare l'acqua liquida	a $1\text{ atm}$ e da $300\text{ K}$ a $255\text{ K}$	solidificazione
riscaldare l'acetone	da $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $70\text{ }^{\circ}\text{C};$ $T_{eb} = 329,4\text{ K}$	ebollizione

## 5. I principali metodi di separazione di miscugli e sostanze

24

Componente e miscuglio	Tipo di miscuglio	Tecnica (o tecniche) di separazione
coloranti da una bibita	omogeneo	cromatografia oppure estrazione
polvere dall'aria	eterogeneo	filtrazione
acqua dall'acqua marina	omogeneo	distillazione

25 b)

26 1. F; 2. V; 3. F; 4. V; 5. V

27 Separando la limatura di ferro con una calamita

28 Se si aggiunge acqua, NaCl va in soluzione.  
A questo punto i componenti del miscuglio possono essere separati per filtrazione.

29 Sono più ricche del liquido sconosciuto.

30 ► B, C, E  
► A, D  
► C, E  
► A e D; C, D ed E

## REVIEW

1 Per decantazione o per centrifugazione

2 I coloranti sono consentiti dalla legge.

3 Pressione osmotica; superiore; non si forma; supera; sulla superficie del liquido.

4 a) -1); b) -5);  
c) -4); d) -6);  
e) -3); f) -2)

6 a)

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 Il punto di ebollizione è una proprietà caratteristica di ciascuna sostanza.

11 Si estrae la caffeina con cloroformio e si porta la miscela a 62 °C, in modo da raggiungere la temperatura di ebollizione del cloroformio, che diviene vapore.

## Soluzioni capitolo 3

### 1. Dalle trasformazioni fisiche alle trasformazioni chimiche

2 Quattro fisiche e una chimica

4 1. F; 2. V; 3. V

### 2. Gli elementi e i composti

9 Idrogeno (H), zolfo (S), ossigeno (O)

10 Sodio (Na), zolfo (S), ossigeno (O)

11 Potassio (K), ossigeno (O), idrogeno (H)

- 12
- a) Sodio, cloro;
  - b) idrogeno, ossigeno;
  - c) carbonio, idrogeno, ossigeno;
  - d) carbonio, idrogeno;
  - e) azoto, idrogeno

### 3. La tavola periodica

15 I metalli occupano la parte sinistra e la parte centrale della tavola periodica. Sono lucenti, duttili, malleabili, solidi a temperatura ambiente (tranne Hg), buoni conduttori dell'elettricità e del calore.

16 I non metalli si collocano in alto a destra nella tavola periodica. Sono caratterizzati dal non avere proprietà metalliche.

17 I semimetalli si collocano lungo la linea di separazione fra metalli e non metalli. Sono caratterizzati da proprietà intermedie fra quelle degli altri due gruppi di elementi; per esempio, sono semiconduttori.

18 K: potassio; Cu: rame; Na: sodio; N: azoto; P: fosforo; S: zolfo; W: tungsteno; Au: oro; Mn: manganese

19 Magnesio: Mg; calcio: Ca; piombo: Pb; azoto: N; fosforo: P; manganese: Mn; iodio: I; zinco: Zn; potassio: K

20 b) Ar è un non metallo.

- 21
- ▶ Sono 89. Gli elementi non possono essere in numero illimitato.
  - ▶ Il numero di composti supera i 10 milioni. Non possono essere in numero illimitato.
  - ▶ Due
  - ▶ Sì

## REVIEW

1 Una trasformazione fisica

2 A una trasformazione chimica che produce un gas

3 Una trasformazione chimica

4 Una trasformazione chimica. Si produce un gas.

5 Una trasformazione chimica. Si produce un gas e si forma una polvere di aspetto diverso dai cristalli iniziali.

- 6
- a) Proprietà fisica;
  - b) proprietà fisica;
  - c) proprietà chimica;
  - d) proprietà chimica;
  - e) proprietà fisica;
  - f) proprietà fisica

7 75%

- 8
- ▶ La pellicola superficiale si forma per aggregazione (coagulazione di proteine caseine).
  - ▶ La pellicola, isolando il latte sottostante, determina un aumento della temperatura e della tensione di vapore, con la conseguente fuoriuscita del latte.



## Soluzioni capitolo 5

## 1. La massa atomica e la massa molecolare

- 1 a)
- 2 1. F; 2. V; 3. V
- 6 a) 98,09 u; b) 262,87 u; c) 63,02 u;  
d) 238,98 u; e) 40,00 u; f) 342,17 u;  
g) 142,05 u; h) 164,10 u
- 7 74,55 u
- 8 16,05 u
- 9 ► H<sub>2</sub>O  
► O<sub>2</sub>  
► No

## 2. Contare per moli

- 10 La mole
- 11 g/mol
- 13 1. F; 2. F; 3. F; 4. F
- 16 a) 65,37 g/mol; b) 197,0 g/mol;  
c) 200,6 g/mol; d) 107,9 g/mol
- 17 2,92 mol
- 18 320,7 g
- 19 511 g
- 20 a) 0,167 mol; b) 0,157 mol;  
c) 1,56 mol; d) 0,195 mol
- 21 175 u
- 25 a)  $5,27 \cdot 10^{23}$ ; b)  $2,60 \cdot 10^{23}$ ;  
c)  $8,73 \cdot 10^{23}$ ; d)  $3,61 \cdot 10^{24}$
- 26 5,00 mol
- 27 SO<sub>3</sub>;  $9,0 \cdot 10^{24}$ ; H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>;  $2,4 \cdot 10^{25}$
- 28  $1,0 \cdot 10^{24}$
- 29  $5,15 \cdot 10^{24}$

- 30 147 g
- 31  $3,3 \cdot 10^{24}$  atomi di idrogeno;  
 $1,3 \cdot 10^{24}$  atomi di carbonio
- 32 97,5 u

## 3. Le formule chimiche

- 34 Na 30,88%; Cl 47,62%; O 21,50%
- 35 56,58%
- 36 Co 43,75%; Mo 47,48%; Cl 8,77%
- 37 C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>
- 38 150,54 g
- 39 8,5 g
- 40 2294 kg
- 41 a) SO<sub>2</sub>; b) AgF; c) Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; d) Mg(OH)<sub>2</sub>
- 42 C<sub>10</sub>H<sub>12</sub>N<sub>2</sub>O
- 44 a) N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>; b) C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>O<sub>4</sub>; c) HNO<sub>3</sub>; d) P<sub>4</sub>O<sub>8</sub>
- 45 C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub>

## REVIEW

- 1 97,23%
- 2 2,16 mol
- 3  $7,3650 \cdot 10^{23}$
- 4 0,58 L
- 5 35%
- 6 P 22,94%; Cl 77,06%
- 7 CH<sub>3</sub>; C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>
- 8 ► Al 75,9%; Mg 16,2%; Cu 7,91%  
► 189,8 kg di Al; 40,4 kg di Mg; 19,8 kg di Cu  
► 10,5 kg

## Soluzioni capitolo 6

### 1. I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare

2 1. F; 2. F; 3. V

### 2. La pressione dei gas

4 Atmosfera, millimetri di mercurio; pascal

5 a) 745 mmHg;  
b) 0,0124 mmHg;  
c) 674 mmHg

6 a)  $6,6 \cdot 10^4$  Pa;  
b)  $2 \cdot 10^5$  Pa;  
c)  $3 \cdot 10^2$  Pa;  
d)  $1,06 \cdot 10^5$  Pa

7 a)  $2,5 \cdot 10^3$  mbar;  
b)  $10^4$  mbar;  
c) 263 mbar

8 a) 2,96 atm;  
b) 1,035 atm;  
c) 14,8 atm;  
d) 0,69 atm

### 3. La legge di Boyle

9 a)

10 La pressione raddoppia

12 0,33 atm

13 50,0 mL

14 100 L

15 28,66 atm

### 4. La legge di Charles

19 65,4 L

20 211 K

21 391 mL

22 231 mL

23  $1,21 \cdot 10^3$  K

24 308 K (35 °C)

25  $V_2 = 0,877 V_1$

26 423 K (153 °C)

### 5. La legge di Gay-Lussac

27  $p / T = k$

28 a, c, d

30 153 °C

31 378 K (105 °C)

32  $T_{H_2} = 156$  K;  $T_{O_2} = 144$  K

33 427 K (154 °C)

34 0,63 kPa

### 6. Le reazioni tra i gas e il principio di Avogadro

36 Volumi uguali di gas diversi, alle stesse pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.

40 1 : 1

41 3

42 c)

43 35 L

44 5 L

45 5

### 7. Quanto pesano un atomo o una molecola?

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

48 L'idrogeno è una molecola biatomica.

50 a) 28 u;  
b) 67 u;  
c) 17

51 130 g

**52** Sì: il pallone avrà una spinta verso l'alto di 386 kg.

**53**  $MM_{\text{calcolata}} \approx 60$  u;  $MM_{\text{SO}_2} = 64$  u; il composto è  $\text{SO}_2$ .

- 54** ▶ 1,15  
▶ In accordo con la tavola periodica  
 $55 \cdot 4,6 \cdot 10^4$  g

### 8. I gas e il volume molare

**59** 777 L

- 60** a) 44,8;  
b) 11,2 L;  
c)  $1,0 \cdot 10^3$  L

**61** 6,40 g

**62** 44,6 mol

**63**  $2,7 \cdot 10^{22}$

**64** 30 g/mol

**65**  $\text{Cl}_2$

### 9. L'equazione di stato dei gas perfetti

**67** 20 mol

**68** 67 L

**69**  $p = 1,16$  atm

**70** 12,1 L

**71** 44,3 u

**72** 130 g

- 73** a) 5,1 K  
b) 0,13 mol

- 74** ▶  $\text{NH}_3$   
▶ Contengono tutte lo stesso numero di molecole.

**75** b)

**76** 32 u

**77** 5,5 g/L

**78** 63,4 u

### 10. La legge delle pressioni parziali di Dalton

**80** 3,8 atm

**81** 0,33 atm

**82**  $p_{\text{SO}_2} = 1,78$  atm;  
 $p_{\text{Ne}} = 1,33$  atm;  
 $p_{\text{H}_2} = 0,89$  atm

**83**  $p_{\text{CO}_2} = 1,1$  atm;  
 $p_{\text{N}_2} = 2,4$  atm

**84** No

### REVIEW

**1** 19,5 mol

**2** 0,138 L o 138 mL

**3** 1,30 atm

**4** Il volume aumenta perché la pressione diminuisce.

**5** 5,4 g

**6** No

**7** 0,056 L

**8**  $\text{CO}_2$

- 9** ▶ H 14% e C 86%  
▶  $\text{C}_3\text{H}_6$

## Soluzioni capitolo 7

### 1. La natura elettrica della materia

**4** Lo sfregamento tra l'aria e il 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

### 2. Le particelle fondamentali

**6** James Chadwick

**8** 1837 elettroni  
▶ No  
▶ Il roentgenio

**24**

Simbolo dell'isotopo	Nome dell'isotopo	Numero atomico	Numero di massa	Protoni	Elettroni	Neutroni
${}_{20}^{40}\text{Ca}$	<b>calcio-40</b>	<b>20</b>	<b>40</b>	<b>20</b>	<b>20</b>	<b>20</b>
${}_{80}^{200}\text{Hg}$	mercurio-200	<b>80</b>	<b>200</b>	<b>80</b>	80	120
${}_{33}^{75}\text{As}$	<b>arsenico-75</b>	33	75	<b>33</b>	<b>33</b>	<b>42</b>
${}_{74}^{184}\text{W}$	<b>tungsteno-184</b>	<b>74</b>	184	<b>74</b>	74	<b>110</b>
${}_{78}^{195}\text{Pt}$	platino-195	<b>78</b>	<b>195</b>	<b>78</b>	78	117
${}_{21}^{45}\text{Sc}$	<b>scandio-45</b>	<b>21</b>	45	<b>21</b>	21	<b>24</b>
${}_{23}^{51}\text{V}$	<b>vanadio-51</b>	<b>23</b>	<b>51</b>	23	<b>23</b>	28
${}_{13}^{27}\text{Al}$	<b>alluminio-27</b>	<b>13</b>	<b>27</b>	<b>13</b>	<b>13</b>	<b>14</b>
${}_{80}^{201}\text{Hg}$	<b>mercurio-201</b>	80	201	<b>80</b>	<b>80</b>	<b>121</b>

**25** 10 elettroni, 12 protoni, 13 neutroni

**27** 16,004 u

### REVIEW

**1** 11 protoni, 11 elettroni

**9**  $6,023 \cdot 10^{23}$

### 3. I modelli atomici di Thomson e Rutherford

**11** d)

**12** b)

### 4. Numero atomico, numero di massa e isotopi

**14** Protoni e neutroni che costituiscono il nucleo

**20** 9

**21** 16 protoni e 16 neutroni

**22** 18 protoni, 22 neutroni, 18 elettroni

**23** a) Zn; b) F; c) Sb; d) Br; e) K

**2** Complete the following table concerning the isotopes of silicon, whose atomic number is 14.

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

- 3 Chlorine has two stable isotopes, chlorine-35 and chlorine-37. The atomic number of chlorine is 17. Calculate the numbers of protons, electrons and neutrons each isotope has.

	p <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>o</sup>
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	17	18
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	17	20

## Soluzioni capitolo 8

### 1. La doppia natura della luce

- 1** Il fenomeno della diffrazione, che genera le frange di interferenza visibili.
- 2** Fotoni
- 3** Frequenza e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali, secondo la seguente relazione:  
 $c = \lambda \cdot \nu$
- 6**  $3 \cdot 10^4$  m
- 7**  $3,4 \cdot 10^{-26}$  J
- 8**  $3,8 \cdot 10^{-19}$  J
- 9** Colore azzurro;  $E = 4,42 \cdot 10^{-19}$  J

### 2. L'atomo di Bohr

- 10** 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.
- 12** a)
- 25**

N° atomico	N° neutroni	N° massa	Simbolo isotopo	Configurazione elettronica
Z = 31	N = 38	A = 69	${}^{69}_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{11} 4s^2 4p^1$
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	${}^{51}_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

### 5. Il modello a orbitali

- 27** L'orbitale è la regione dello spazio dove è più probabile trovare un elettrone.

**13** a)

### 3. Il modello atomico a strati

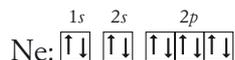
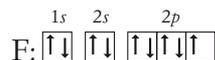
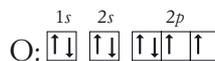
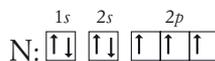
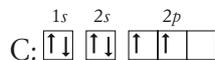
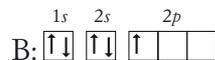
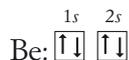
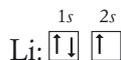
- 14** Descrive il livello energetico dell'orbita dell'elettrone per l'atomo di idrogeno.
- 15**  $2 \cdot n^2$
- 16** 6
- 17** 18
- 18** 3
- 19** 14

### 4. La configurazione elettronica degli elementi

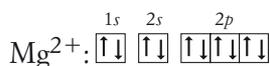
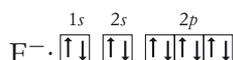
- 22** a) Si;  
b) non esiste il 2d: l'orbitale d compare per  $n \geq 3$ ;  
c) l'orbitale s non può contenere 3 elettroni, al massimo 2;  
d) non esiste il livello  $n = 8$  nello stato fondamentale.
- 23** a) Z = 7, azoto;  
b) Z = 11, sodio;  
c) Z = 25, manganese;  
d) Z = 34, selenio
- 24** a)

**28** Il neon

29



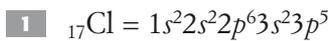
30



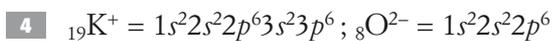
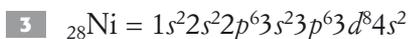
31

6 orbitali:  $1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z, 3s$ 

## REVIEW



2 Nove orbitali completi



5 Ossigeno, alluminio

6  $7,6 \cdot 10^{24}$

- 7
- ▶ 492 nm
  - ▶ Zona visibile

- 8
- ▶  $5,09 \cdot 10^{14}$  Hz
  - ▶  $2,03 \cdot 10^5$  J

## Soluzioni capitolo 9

### 1. Verso il sistema periodico

2 Il germanio

### 2. La moderna tavola periodica

6 VI gruppo (16), quarto periodo

7 a) N; b) B; c) Rb; d) Br

8 F; Na

9 c)

### 3. Le conseguenze della struttura a strati dell'atomo

13  $\cdot\dot{C}\cdot$

14  $:\ddot{I}\cdot \quad Ca\cdot \quad :\ddot{K}r\cdot \quad Be\cdot \quad :\ddot{S}\cdot \quad Na\cdot \quad :\ddot{Cl}\cdot \quad K\cdot$

15  $\cdot\ddot{X}\cdot$

16  $:\ddot{X}:$

17 V; IV; II

18  $:\ddot{Cl}:$

### 4. Le proprietà periodiche

19 È l'energia che serve a rimuovere una mole di elettroni da una mole di atomi di un elemento che si trova allo stato aeriforme.

► Aumenta da sinistra a destra e dall'alto verso il basso.

20 L'affinità elettronica aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.

24 L'energia di affinità elettronica

25 L'elettronegatività aumenta lungo un periodo e diminuisce lungo un gruppo.

27 Il potassio

28 Al IV gruppo

31 Bromo, arsenico, germanio, gallio, calcio e potassio

32 a) Fluoro, bromo, carbonio, cobalto, magnesio, sodio;

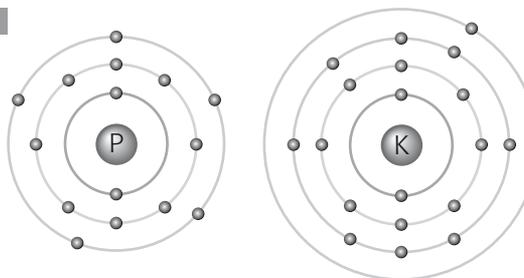
b) fluoro, cloro, carbonio, ferro, calcio, potassio

33 a) 1; b) 2; c) 7; d) 3; e) 4

34 Na

► È relativamente facile allontanare il primo elettrone; serve energia di un ordine di grandezza superiore per allontanare il secondo, e un'energia maggiore, ma dello stesso ordine di grandezza rispetto al valore precedente, per allontanare il terzo.

35



36  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ ;

il primo salto corrisponde al passaggio dal terzo al secondo livello, il secondo salto al passaggio dal secondo al primo

### 5. Metalli, non metalli e semimetalli

37 a) Non metallo;  
b) non metallo;  
c) non metallo – gas nobile;  
d) non metallo;  
e) semimetallo;  
f) non metallo;  
g) metallo – alcalino-terroso;  
h) non metallo – alogeno;  
i) metallo – alcalino;  
l) non metallo – gas nobile;  
m) non metallo;  
n) metallo – alcalino-terroso;  
o) non metallo;  
p) non metallo – alogeno;  
q) metallo – alcalino

38 d)

**39** I primi hanno bassa energia di ionizzazione, i secondi le maggiori energie di affinità elettronica.

**40** Kr  
▶ Rb

### 6. Gli elementi della vita

**41** O, C, H, N

**44** Sono 10: O, C, H, N, Ca, P, K, S, Cl, Na.

### REVIEW

**3**  $B^{3+}: 1s^2$   
 $F^-: 1s^2 2s^2 2p^6$   
 $P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
 $\cdot B^{3+} \quad :\ddot{F}:^- \quad \cdot \ddot{P} \cdot$

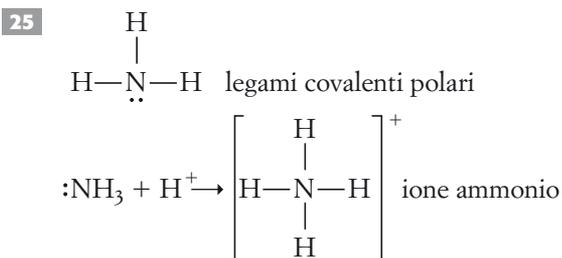
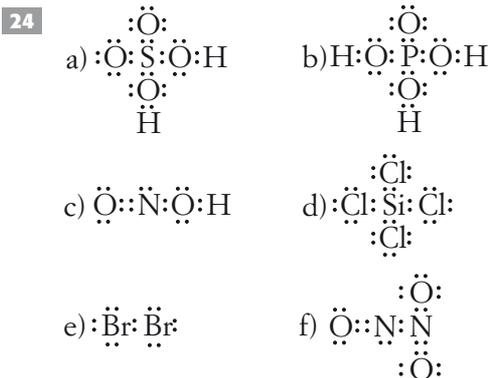
**4**

Simbolo	Z	Gruppo	Periodo	Metallo, non metallo, semimetallo	Elettroni di valenza	Simbolo di Lewis
As	33	V	4	semimetallo	5	$:\ddot{As} \cdot$
I	53	VII	5	non metallo	7	$:\ddot{I} \cdot$
K	19	I	4	metallo	1	$K \cdot$

**5**

Simbolo dell'elemento	Numero di protoni	Numero di elettroni	Numero degli elettroni di valenza	Metallo/non metallo/semimetallo	Simbolo di Lewis
Na	11	11	1	metallo	$Na \cdot$
F	9	9	7	non metallo	$:\ddot{F} \cdot$
Ca	20	20	2	metallo	$Ca \cdot$
Al	13	13	3	metallo	$\cdot \ddot{Al} \cdot$
S	16	16	6	non metallo	$\cdot \ddot{S} \cdot$

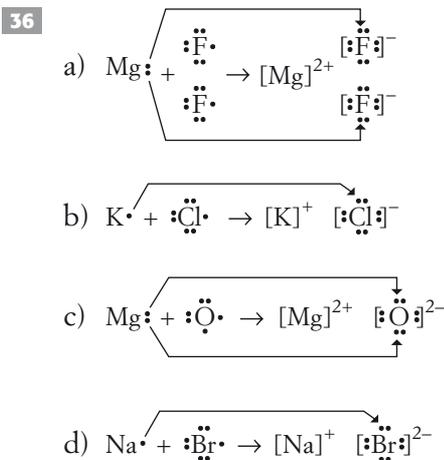




### 5. I composti ionici

- 34
- a) covalente polare  
b) covalente polare  
c) ionico  
d) ionico  
e) covalente polare

- 35
- a)  $\text{K}_2\text{O}$ ;  
b)  $\text{CaO}$ ;  
c)  $\text{NaF}$ ;  
d)  $\text{MgCl}_2$ ;  
e)  $\text{Al}_2\text{O}_3$



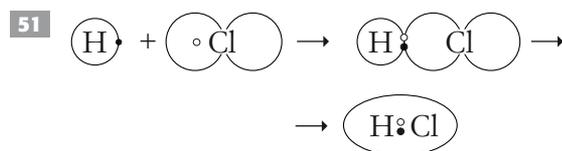
### 6. Il legame metallico

- 37 Nella figura a destra il legame ionico, nella figura a sinistra il legame metallico.
- 38 a)
- 39 2 elettroni;  $\text{Ca}^{2+}$
- 40 a. V; b. V; c. F; d. F; e. F

### 7. La tavola periodica e i legami tra gli elementi

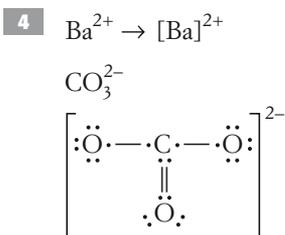
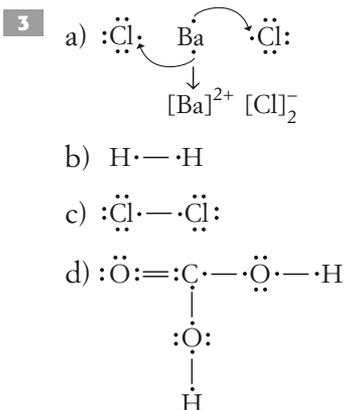
- 41 Perché il legame covalente consente a entrambi contemporaneamente di acquistare elettroni per completare l'ottetto.
- 42 Gli alogeni possono instaurare legami ionici con elementi del I, II e alcuni del III gruppo; legami covalenti con elementi del IV, V, VI, VII e alcuni del III gruppo.
- 43 I metalli alcalini possono instaurare legami ionici con gli elementi del VII, VI, V e alcuni del IV gruppo.
- 44 Na e F  
▶ NaF  
▶ Legame ionico; solido

### 8. La teoria del legame di valenza



### REVIEW

- 1  $\text{Na} \cdot \rightarrow \cdot\ddot{\text{O}}\text{:} \leftarrow \cdot\text{Na} \quad [\text{Na}]^+ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}^{2-}$   
Composto ionico; legame ionico  
 $\Delta e = 3,44 - 0,93 = 2,51$
- 2
- a) covalente puro  $\Delta e = 0,35$ ,  $\text{CH}_4$ ;  
b) covalente puro  $\Delta e = 0,38$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ;  
c) ionico  $\Delta e = 2,55$ ,  $\text{BaO}$ ;  
d) covalente puro  $\Delta e = 0$ ,  $\text{Br}_2$



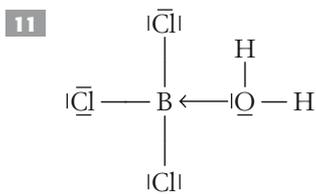
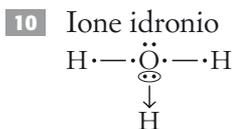
5 Il composto ionico rende l'acqua conduttrice di elettricità.

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

7 Covalent bond (polar or not polar); dative covalent bond

8 Electrostatic

9 Perché la regola dell'ottetto non è rispettata e il livello più esterno di  $\text{Na}^{2+}$  e  $\text{O}^{3-}$  non è completo.

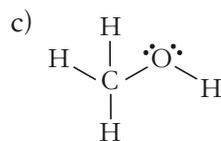
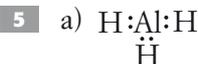


## Soluzioni capitolo 11

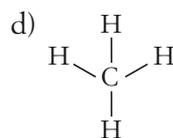
## 1. La forma delle molecole

3 b)

4 d)

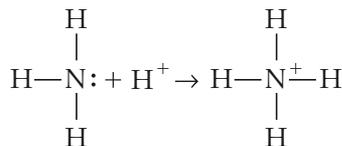


tetraedrica



tetraedrica

6

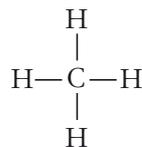
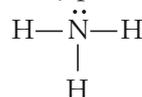


## 2. Molecole polari e non polari

7 I<sub>2</sub> è apolare come CCl<sub>4</sub>.8 H<sub>2</sub>O

9

Molecola	Disegna la struttura della molecola	Contiene dei legami polari	La molecola è polare?
CO <sub>2</sub>	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$	Sì	No
H <sub>2</sub> O	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	Sì	Sì
N <sub>2</sub>	$:\text{N} \equiv \text{N}:$	No	No

10 a) Polare;  
b) polare;  
c) polare11 CH<sub>4</sub> tetraedrica apolareNH<sub>3</sub> piramidale polare

## 3. Le forze intermolecolari

12 Le forze di London

13 ► Legame a idrogeno  
► Più forte

15 SENZA SOLUZIONE

Il legame a idrogeno è importante per solvatare i soluti e per favorire la dissoluzione in acqua.

16 Nel ghiaccio le molecole di H<sub>2</sub>O sono disposte in un reticolo esagonale con spazi «vuoti» al centro che fanno sì che la densità sia minore di quella dell'acqua.

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

## 4. Le attrazioni fra atomi e fra molecole

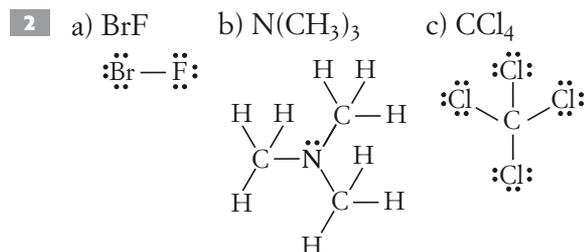
21 I legami covalenti sono legami interatomici e sono dovuti a una condivisione di elettroni.

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.

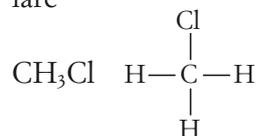
## REVIEW

1 No, perché sarebbe una struttura simmetrica.

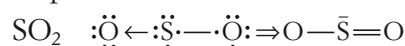
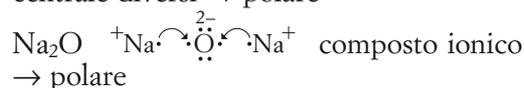


- 3 Il diverso comportamento è dovuto alla differente viscosità dei liquidi in esame.
- 4 Perché il ghiaccio presenta una densità minore rispetto all'acqua.
- 5 Le molecole sono entrambe lineari. È più polare HBr, per la differente elettronegatività di H e Br.
- 6 I solidi ionici conducono corrente in soluzione o in fase liquida perché gli ioni sono liberi di muoversi. In fase solida, invece, gli ioni non possono muoversi, e quindi i solidi non conducono elettricità.

- 7  $CS_2$   $S=C=S$   
 struttura senza doppietti liberi sostituenti intorno all'atomo centrale uguale → apolare



struttura tetraedrica, senza doppietti elettronici liberi, sostituenti intorno all'atomo centrale diversi → polare



struttura piegato un doppietto elettronico libero → polare

## Soluzioni capitolo 12

## 1. La valenza e il numero di ossidazione

- 1 La valenza di un atomo è il numero di legami che esso è in grado di formare.
- 2 Il numero di ossidazione rappresenta la carica formale che ogni atomo (in una molecola o in uno ione poliatomico) assumerebbe se gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.
- 3 0 (zero)
- 4 0 (zero)
- 5 In generale: i metalli tendono a trasformarsi in cationi e i non metalli in anioni.
- 6  $\text{Ca}^{2+}$  e  $2\text{Br}^-$

7 ► +5  
► -2

8 -4

9 +6

- 10 a) ..... +1                      b) ..... -2  
c) ..... +4                      d) ..... +1  
e) ..... +4                      f) ..... +4  
g) ..... +1                      h) ..... +2  
i) ..... 0                         l) ..... +4  
m) ..... +3                      n) ..... +2  
o) ..... -2                      p) ..... -3  
q) ..... +2

- 11 a) ..... +1                      b) ..... +4  
c) ..... +7                      d) ..... +4  
e) ..... +4                      f) ..... -3  
g) ..... +5                      h) ..... +6  
i) ..... +7                      l) ..... -3  
m) ..... +5                      n) ..... +6

## 2. Leggere e scrivere le formule

12

ione	$\text{ClO}_3^-$	n.o.	$\text{NO}_2^-$	n.o.
$\text{Ag}^+$	$\text{AgClO}_3$	$\text{Ag}+1; \text{Cl}+5; \text{O}-2$	$\text{AgNO}_2$	$\text{Ag}+1; \text{N}+3; \text{O}-2$
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Fe}(\text{ClO}_3)_3$	$\text{Fe}+3; \text{Cl}+5; \text{O}-2$	$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$	$\text{Fe}+3; \text{N}+3; \text{O}-2$
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$	$\text{Ca}+2; \text{Cl}+5; \text{O}-2$	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	$\text{Ca}+2; \text{N}+3; \text{O}-2$
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}(\text{ClO}_3)_2$	$\text{Pb}+2; \text{Cl}+5; \text{O}-2$	$\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$	$\text{Pb}+2; \text{N}+3; \text{O}-2$
$\text{Sn}^{4+}$	$\text{Sn}(\text{ClO}_3)_4$	$\text{Sn}+4; \text{Cl}+5; \text{O}-2$	$\text{Sn}(\text{NO}_2)_4$	$\text{Sn}+4; \text{N}+3; \text{O}-2$

ione	$\text{PO}_4^{3-}$	n.o.	$\text{SO}_3^{2-}$	n.o.
$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	$\text{Ag}+1; \text{P}+5; \text{O}-2$	$\text{Ag}_2\text{SO}_3$	$\text{Ag}+1; \text{S}+4; \text{O}-2$
$\text{Fe}^{3+}$	$\text{FePO}_4$	$\text{Fe}+3; \text{P}+5; \text{O}-2$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	$\text{Fe}+3; \text{S}+4; \text{O}-2$
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Ca}+2; \text{P}+5; \text{O}-2$	$\text{CaSO}_3$	$\text{Ca}+2; \text{S}+4; \text{O}-2$
$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Pb}+2; \text{P}+5; \text{O}-2$	$\text{PbSO}_3$	$\text{Pb}+2; \text{S}+4; \text{O}-2$
$\text{Sn}^{4+}$	$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_4$	$\text{Sn}+4; \text{P}+5; \text{O}-2$	$\text{Sn}(\text{SO}_3)_2$	$\text{Sn}+4; \text{S}+4; \text{O}-2$

- 13 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) diossido di carbonio  
n) trisolfuro di diantimonio  
o) esafluoruro di xenon  
p) diioduro di piombo  
q) esaidruro di diboro  
r) tetracloruro di silicio  
s) tetraidruro di carbonio  
t) triclورو di alluminio  
u) pentossido di dicloro  
v) diossido di diidrogeno

14  $\text{CO}_2$

#### 4. La nomenclatura dei composti binari

18 Ossidi acidi: c) e d); ossidi basici: a) e b)

19 a) Un ossido acido; b) un ossido basico

20 Composti salini: b) e d);  
molecolari: e) e f);  
idracidi: a) e c)

22 a)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  b)  $\text{V}_2\text{O}_5$  c)  $\text{Ni}_2\text{S}_3$  d)  $\text{TiH}_4$

23 a)  $\text{CoO}$  b)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$  c)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  d)  $\text{CuCl}$

24 a) ioduro di rame(II)  
b) ioduro di mercurio(I)  
c) solfuro di cobalto(III)  
d) idruro di nichel(II)

25 a) triossido di diarsenico  
b) pentossido di dibismuto  
c) bromuro di idrogeno  
d) trisolfuro di dicromo  
e) monosolfuro di ferro  
f) tricloruro di antimonio

26 a)  $\text{HCl}$  b)  $\text{H}_2\text{S}$  c)  $\text{HF}$  d)  $\text{HBr}$

27 a)  $\text{NiO}$  b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  c)  $\text{Cu}_2\text{O}$  d)  $\text{PbO}_2$

28 a)  $\text{CO}_2$  b)  $\text{N}_2\text{O}_5$  c)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  d)  $\text{B}_2\text{O}_3$

29 a)  $\text{CaS}$  b)  $\text{PBr}_3$  c)  $\text{CO}_2$  d)  $\text{H}_2\text{Se}$

32

Formula	Classe	Nome IUPAC	Nome tradizionale	Nome Stock
$\text{NH}_3$	idruro covalente	triidruro di azoto	ammoniaca	idruro di azoto(III)
$\text{KCl}$	sale binario	monocloruro di potassio	cloruro di potassio	cloruro di potassio
$\text{AsH}_3$	idruro covalente	triidruro di arsenico	idruro arsenioso	idruro di arsenico(III)
$\text{BaH}_2$	idruro ionico	diidruro di bario	idruro di bario	idruro di bario
$\text{HCl}$	idracido	cloruro di idrogeno	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
$\text{BF}_3$	sale binario	trifluoruro di boro	fluoruro di boro	fluoruro di boro
$\text{LiH}$	idruro ionico	idruro di litio	idruro di litio	idruro di litio
$\text{FeBr}_3$	sale binario	tribromuro di ferro	bromuro ferrico	bromuro di ferro(III)
$\text{SiH}_4$	idruro covalente	tetraidruro di silicio	idruro di silicio	idruro di silicio
$\text{HBr}$	idracido	bromuro di idrogeno	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
$\text{HI}$	idracido	ioduro di idrogeno	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
$\text{CuH}$	idruro ionico	idruro di rame	idruro rameoso	idruro di rame(I)
$\text{PH}_3$	idruro covalente	triidruro di fosforo	fosfina	idruro di fosforo(III)
$\text{ZnH}_2$	idruro ionico	diidruro di zinco	idruro di zinco	idruro di zinco
$\text{NaF}$	sale binario	fluoruro di sodio	fluoruro di sodio	fluoruro di sodio
$\text{CaH}_2$	idruro ionico	diidruro di calcio	idruro di calcio	idruro di calcio
$\text{PbI}_2$	sale binario	diioduro di piombo	ioduro piomboso	ioduro di piombo(II)
$\text{K}_2\text{S}$	sale binario	solfuro di potassio	solfuro di potassio	solfuro di potassio
$\text{CH}_4$	idruro covalente	tetraidruro di carbonio	metano	idruro di carbonio(IV)
$\text{H}_2\text{S}$	idracido	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico	solfuro di idrogeno
$\text{HF}$	idracido	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
$\text{NiO}$	ossido basico	ossido di nichel	ossido nicheloso	ossido di nichel(II)
$\text{CS}_2$	sale binario	disolfuro di carbonio	solfuro di carbonio	solfuro di carbonio(IV)

## 5. La nomenclatura dei composti ternari

- 33 a) binario, acido;  
b) ternario, acido;  
c) binario, basico;  
d) ternario, basico

- 34 Binari: a); c)  
Ternari: d)  
Acidi: b); c)  
Basici: f)

- 35 Ossidi acidi: d)  
Ossidi basici: a); b); c)

- 38 a)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$   
b)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$   
c)  $\text{Al}(\text{OH})_3$   
d)  $\text{RbOH}$   
e)  $\text{Sn}(\text{OH})_4$

- 39 a)  $\text{Al}(\text{OH})_3$   
b)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$   
c)  $\text{AgOH}$   
d)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$

- 40 a)  $\text{HNO}_3$   
b)  $\text{H}_2\text{SO}_3$   
c)  $\text{H}_3\text{PO}_4$   
d)  $\text{H}_2\text{CO}_3$

- 41 a) acido nitrico  
b) acido carbonico  
c) acido fosforico  
d) acido nitroso

- 42 a) acido metafosforico  
b) acido pirofosforico  
c) acido ortofosforico

- 43 a) idrossido di litio  $\text{LiOH}$   
b) idrossido di zinco  $\text{Zn}(\text{OH})_2$   
c) carbonato di potassio  $\text{K}_2\text{CO}_3$   
d) acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; acido solforoso  $\text{H}_2\text{SO}_3$

- 44 a)  $\text{LiClO}$   
b)  $\text{HClO}_4$   
c)  $\text{CoCO}_3$   
d)  $\text{K}_2\text{SO}_3$   
e)  $\text{KIO}_3$   
f)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

- 45 a)  $\text{H}_2\text{MnO}_4$   
b)  $\text{H}_3\text{AsO}_3$   
c)  $\text{H}_2\text{SeO}_3$   
d)  $\text{FeCO}_3$   
e)  $\text{CuSO}_4$

- 46 a) idrogenosolfato(VI) di sodio  
b) diidrogenofosfato(V) di rame(I)  
c) tetraossosolfato(VI) di ferro(II)  
d) triossonitrato(V) di piombo(II)  
e) tetraossocromato(VI) di manganese(II)  
f) cianuro di potassio

- 47 a)  $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$   
b)  $\text{KIO}_3$   
c)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$   
d)  $\text{CH}_3\text{COOAg}$   
e)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   
f)  $\text{Zr}(\text{NO}_3)_4$

- 48 a) solfuro ferroso  
b) cloruro cobaltoso  
c) nitrito di sodio  
d) clorito di potassio

- 49 a)  $\text{Mn}(\text{NO}_2)_2$   
b)  $\text{FeF}_3$   
c)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$   
d)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$

- 50 a)  $\text{HCO}_3^-$   
b)  $\text{S}^{2-}$   
c)  $\text{HSO}_3^-$   
d)  $\text{HSO}_4^-$   
e)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$   
f)  $\text{ClO}_2^-$   
g)  $\text{ClO}_4^-$   
h)  $\text{NO}_2^-$

- 51 a) Nitruro;  
b) idrogenofosfato;  
c) idrogenosolfuro;  
d) stagno(II);  
e) ferro(III);  
f) piombo(II)

- 52 a)  $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$   
b)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$   
c)  $\text{AlPO}_4$   
d)  $\text{LiClO}_3$   
e)  $\text{KMnO}_4$   
f)  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$   
g)  $\text{Fe}(\text{HS})_2$

- 53 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) ipoclorito di calcio

- 54 a) triossidrogenosolfato(IV) di bario  
b) monossido 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)

## REVIEW

1

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
H <sub>2</sub> S	acido solfidrico	solfuro di diidrogeno
HClO	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	acido fosforico	acido tetraossofosforico(V)
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	acido cromico	acido tetraossocromico(VI)
HNO <sub>3</sub>	acido nitrico	acido triossonitrico
HF	acido fluoridrico	monofluoruro di idrogeno

2

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	acqua ossigenata o perossido di idrogeno	diossido di diidrogeno
NH <sub>3</sub>	ammoniaca	triidruro di azoto
BaH <sub>2</sub>	idruro di bario	diidruro di bario
K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	perossido di potassio	diossido di dipotassio
Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	anidride clorica	pentossido di dicloro
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	anidride permanganica	eptaossido di dimanganese
PH <sub>3</sub>	fosfina	triidruro di fosforo

- 3 a) calcium nitrate  
b) cuprous nitrate  
c) potassium dichromate

- 4 a) silicon tetrafluoride  
b) diphosphorous trioxide  
c) tetravanadium decaoxide  
d) xenon tetrafluoride

5

Ione	Cu <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Pb <sup>4+</sup>
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup> Perclorato Perclorato Tetraossoclorato(VII)	CuClO <sub>4</sub> Perclorato rameoso Perclorato di rame(I) Tetraossoclorato(VII) di rame(I)	NaClO <sub>4</sub> Perclorato di sodio Perclorato di sodio Tetraossoclorato(VII) di sodio	Hg(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Perclorato mercurico Perclorato di mercurio(II) Tetraossoclorato(VII) di mercurio(II)	Fe(ClO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Perclorato ferroso Perclorato di ferro(II) Tetraossoclorato(VII) di ferro(II)	Pb(ClO <sub>4</sub> ) <sub>4</sub> Perclorato piombico Perclorato di piombo(IV) Tetraossoclorato(VII) di piombo(IV)
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> Nitrito Nitrito Diossonitrato(III)	CuNO <sub>2</sub> Nitrito rameoso Nitrito di rame(I) Diossonitrato(III) di rame(I)	NaNO <sub>2</sub> Nitrito di sodio Nitrito di sodio Diossonitrato(III) di sodio	Hg(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> Nitrito mercurico Nitrito di mercurio(II) Diossonitrato(III) di mercurio(II)	Fe(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> Nitrito ferroso Nitrito di ferro(II) Diossonitrato(III) di ferro(II)	Pb(NO <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> Nitrito piombico Nitrito di piombo(IV) Diossonitrato(III) di piombo(IV)
PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> Ortofosfato Ortofosfato Tetraossosolfato(V)	Cu <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Ortofosfato rameoso Ortofosfato di rame(I) Tetraossosolfato(V) di rame(I)	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Ortofosfato di sodio Ortofosfato di sodio Tetraossosolfato(V) di sodio	Hg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Ortofosfato mercurico Ortofosfato di mercurio(II) Tetraossosolfato(V) di mercurio(II)	Fe <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Ortofosfato ferroso Ortofosfato di ferro(II) Tetraossosolfato(V) di ferro(II)	Pb <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>4</sub> Ortofosfato piombico Ortofosfato di piombo(IV) Tetraossosolfato(V) di piombo(IV)
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> Monoidrogenoortofosfato Monoidrogenoortofosfato Tetraossomonoidrogenofosfato(V)	Cu <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> Monoidrogenoortofosfato rameoso Monoidrogenoortofosfato di rame(I) Tetraossomonoidrogenofosfato(V) di rame(I)	Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> Monoidrogenoortofosfato di sodio Monoidrogenoortofosfato di sodio Tetraossomonoidrogenofosfato(V) di sodio	HgHPO <sub>4</sub> Monoidrogenoortofosfato mercurico Monoidrogenoortofosfato di mercurio(II) Tetraossomonoidrogenofosfato(V) di mercurio(II)	FeHPO <sub>4</sub> Monoidrogenoortofosfato ferroso Monoidrogenoortofosfato di ferro(II) Tetraossomonoidrogenofosfato(V) di ferro(II)	Pb(HPO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Monoidrogenoortofosfato piombico Monoidrogenoortofosfato di piombo(IV) Tetraossomonoidrogenofosfato(V) di piombo(IV)
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> Permanganato Permanganato Tetraossomanganato(VII)	CuMnO <sub>4</sub> Permanganato rameoso Permanganato di rame(I) Tetraossomanganato(VII) di rame(I)	NaMnO <sub>4</sub> Permanganato di sodio Permanganato di sodio Tetraossomanganato(VII) di sodio	Hg(MnO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Permanganato mercurico Permanganato di mercurio(II) Tetraossomanganato(VII) di mercurio(II)	Fe(MnO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> Permanganato ferroso Permanganato di ferro(II) Tetraossomanganato(VII) di ferro(II)	Pb(MnO <sub>4</sub> ) <sub>4</sub> Permanganato piombico Permanganato di piombo(IV) Tetraossomanganato(VII) di piombo(IV)
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> Dicromato Dicromato Eptaossocromato(VI)	Cu <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Dicromato rameoso Dicromato di rame(I) Eptaossocromato(VI) di rame(I)	Na <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Dicromato di sodio Dicromato di sodio Eptaossocromato(VI) di sodio	HgCr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Dicromato mercurico Dicromato di mercurio(II) Eptaossocromato(VI) di mercurio(II)	FeCr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> Dicromato ferroso Dicromato di ferro(II) Eptaossocromato(VI) di ferro(II)	Pb(Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sub>2</sub> Dicromato piombico Dicromato di piombo(IV) Eptaossocromato(VI) di piombo(IV)

## Soluzioni capitolo 13

### 1. Perché le sostanze si sciolgono?

- 1** Il solvente è la componente della soluzione che si trova in proporzione maggiore, mentre il soluto è quella presente in quantità minore.
- 4** Un composto ionico in acqua si dissocia e conduce l'elettricità.  
Un composto molecolare polare si disperde nell'acqua e non conduce l'elettricità; se è non polare non si miscela nemmeno con l'acqua.
- 5** d)
- 7** a)  $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$   
b)  $\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$   
c)  $\text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$   
d)  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$   
e)  $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$

### 2. La solubilità

- 9** Natura del soluto, natura del solvente, temperatura, pressione (nel caso della solubilità dei gas)
- 10** Ciò accade perché a bassa temperatura è maggiore la concentrazione di  $\text{O}_2$  disciolto nell'acqua di mare.

### 3. La concentrazione delle soluzioni

- 15** 10,3% *m/m*
- 16** 18,0% *m/m*
- 17** 1,5% *m/m*
- 18** 16,7% *m/V*
- 19**  $8,8 \cdot 10^2$  g
- 23** a) 0,05 M; b) 1,500 M; c) 1,5 M
- 24** 0,23 mol
- 25** 17,6 g
- 26** 0,05 mol

- 27** 87,7 g
- 28** 109 g
- 29** a) 7,18 m; b) 12,4 m; c) 0,43 m; d) 1,5 m; e) 1,6 m
- 30** 0,1 M
- 31** 500 mL
- 32** 250 mL
- 33** 4,9% *m/V*
- 34** 2,7% *m/V*
- 35** 0,64 M
- 36** 5,0 m
- 37** 0,5 M
- 38** 10 mL
- 39**  $m_{\text{Na}^+} = 0,575$  g;  $m_{\text{OH}^-} = 0,425$  g
- 40** 1,75 m
- 41** 5,13 m

### 4. Le soluzioni elettrolitiche e il pH

- 43**  $\text{KOH}_{(s)} \rightarrow \text{K}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$ ;  
 $\text{HCl}_{(l)} \rightarrow \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
- 46** Rosa

### 5. Le reazioni di neutralizzazione

- 47** Un acido e una base
- 49**  $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Br}^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Br}^-$   
bromuro di sodio  
 $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Li}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{Li}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$   
cloruro di litio  
 $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$   
nitrato di potassio

## REVIEW

- |   |                       |    |                                     |
|---|-----------------------|----|-------------------------------------|
| 1 | 0,0200 M              | 7  | 492 mL                              |
| 2 | 4,3 m; 17% <i>m/m</i> | 8  | 142 mL                              |
| 3 | 0,83 M                | 9  | 6,90 M; 30,2% <i>m/m</i>            |
| 4 | 1,6 g                 | 10 | 25,4 mL                             |
| 5 | 1,0 M                 | 11 | 1,3 L di soluzione ; 8,7 L di acqua |
| 6 | 7,1 M                 | 12 | 192 g; 0,0563 M; 0,641 m            |

## Soluzioni capitolo 14

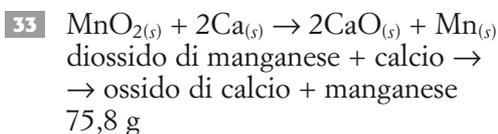
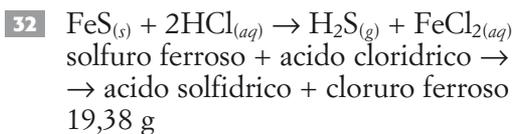
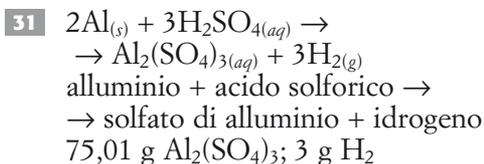
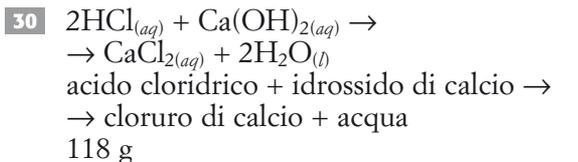
### 1. Equazioni di reazione e bilanciamento

- 1** I reagenti sono i composti di partenza di una reazione chimica.
- 2** Prodotti
- 3** Allo stato fisico delle sostanze
- 4** a)  $C + O_2 \rightarrow CO_2$  (già bilanciata)  
b)  $2Cu_2O + O_2 \rightarrow 4CuO$   
c)  $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$   
d)  $4NH_3 + 7O_2 \rightarrow 4NO_2 + 6H_2O$
- 5** a)  $2Al(OH)_3 + 3H_2CO_3 \rightarrow Al_2(CO_3)_3 + 6H_2O$   
b)  $2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2$   
c)  $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$  (già bilanciata)
- 6** a)  $4BCl_3 + P_4 + 6H_2 \rightarrow 4BP + 12HCl$   
b)  $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$   
c)  $12HClO_4 + P_4O_{10} \rightarrow 4H_3PO_4 + 6Cl_2O_7$
- 7** a) benzene  $2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$   
b) butano  $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$   
c) decano  $2C_{10}H_{22} + 31O_2 \rightarrow 20CO_2 + 22H_2O$
- 8** a)  $2Mg(NO_3)_2(s) \rightarrow 2MgO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$   
b)  $2KNO_3(s) \rightarrow 2KNO_2(s) + O_2(g)$   
c)  $2Ag_2CO_3(g) \rightarrow 4Ag(s) + 2CO_2(g) + O_2(g)$
- 9** a)  $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$   
b)  $3H_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \rightarrow 6H_2O + Al_2(SO_4)_3$   
c)  $C_5H_{12} + 8O_2 \rightarrow 5CO_2 + 6H_2O$   
d)  $NaHCO_3 \rightarrow NaOH + CO_2$  (già bilanciata)  
e)  $3CO + Fe_2O_3 \rightarrow 3CO_2 + 2Fe$   
f)  $NiCl_2 + 3O_2 \rightarrow NiO + Cl_2O_5$
- 10**  $AlN + 3H_2O \rightarrow NH_3 + Al(OH)_3$
- 11**  $NaSO_3 + 2HCl \rightarrow SO_2(g) + 2NaCl + H_2O$
- 12**  $CuCO_3 + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + CO_2(g) + H_2O$

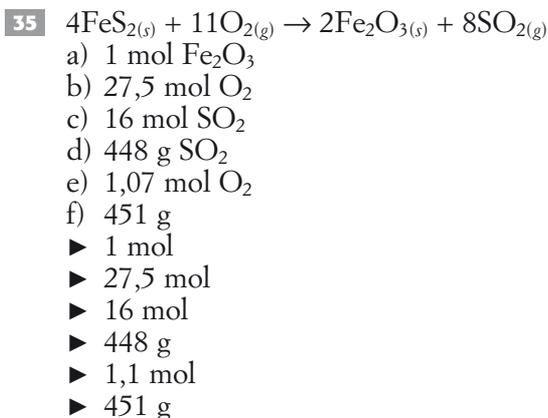


### 2. I calcoli stechiometrici

- 14** Il numero di molecole o di moli
- 16**  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
- 18** 107 g
- 19** 6,3 g
- 20**  $6C(s) + 2Fe_2O_3(s) \rightarrow 4Fe(s) + 6CO(g)$   
C = 36 g;  $Fe_2O_3 = 160$  g
- 21**  $SiO_2 = 0$  mol; C = 0 mol; Si = 1 mol;  
CO = 2 mol
- 22** 16 mol  $FeSO_4 + 4$  mol  $O_2$
- 23** 0,25 mol  $Al_2O_3 + 0,75$  mol  $H_2O$
- 24**  $Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$   
magnesio + acido cloridrico  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  cloruro di magnesio + idrogeno  
5,8  $H_2$
- 25**  $CaO(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l)$   
ossido di calcio + acido cloridrico  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  cloruro di calcio + acqua  
158,32 g
- 26**  $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O$   
metano + ossigeno  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  diossido di carbonio + acqua  
88 g
- 27**  $Mg(s) + 2H_2O(l) \rightarrow Mg(OH)_2(aq) + H_2(g)$   
magnesio + acqua  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  idrossido di magnesio + idrogeno  
10 g
- 28**  $PCl_3(l) + 3H_2O(l) \rightarrow H_3PO_3(aq) + 3HCl(g)$   
tricloruro di fosforo + acqua  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  acido ortofosforoso + acido cloridrico  
30 g
- 29**  $2AlCl_3(aq) + 3Ca(OH)_2(aq) \rightarrow 3CaCl_2(aq) + 2Al(OH)_3(s)$   
cloruro di alluminio + idrossido di calcio  $\rightarrow$   
 $\rightarrow$  cloruro di calcio + idrossido di alluminio  
85,5 g



- 34** a) 4,6 mol  
 b) 0,4 mol  $\text{Cl}_2$



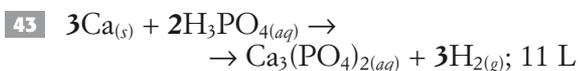
- 36** ▶ 105 mol  
 ▶ 293 g  
 ▶ 32 g

**38** 4,5 L

**39** 204,5 g glucosio; 179 L ossigeno

**41** 0,96 g

**42** 20,82 g

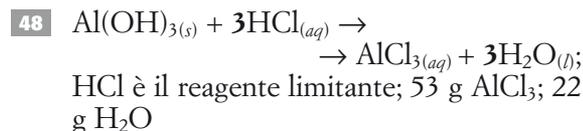


### 3. Il concetto di reagente limitante e di reagente in eccesso

**44** Il reagente che si esaurisce per primo in una reazione chimica.

**45** Dalla quantità di reagente limitante e dai rapporti stechiometrici.

**47** La reazione è già bilanciata;  $\text{HCl}$  è il reagente limitante; 75 g  $\text{KCl}$



**49** ▶  $\text{Br}_2$  reagente limitante  
 ▶ 2,6 g

**50** ▶ 18 mol  
 ▶ 0 mol  $\text{C}_3\text{H}_8$ ; 8 mol  $\text{O}_2$ ; 12 mol  $\text{CO}_2$ ;  
 16 mol  $\text{H}_2\text{O}$   
 ▶ 64,46 L

**51** ▶  $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{H}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
 ▶ 0,50 g  
 ▶ 0,020 g

**52**  $1,8 \cdot 10^2$  g

### 4. La resa di una reazione

**53** RE: resa effettiva di una reazione chimica.

**54** RP: resa percentuale di una reazione chimica;  $\text{RP} = \text{RE}/\text{RT} \cdot 100$

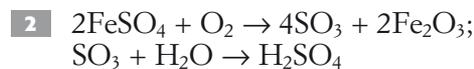
**56** 58,0%

**57** ▶ 356 g  
 ▶  $1,23 \cdot 10^3$  g

**58** 0,50 kg

### REVIEW

**1**  $1,1 \cdot 10^2$  L



**3**  $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ ; 107 g

4 76%

- ▶ 14%
- ▶ 2,6 L

6 1,09 g Mg; 9,00 g HClO<sub>4</sub>

- ▶ 49,0 g
- ▶ 749 g

## Soluzioni capitolo 15

### 1. Le reazioni producono energia

- 1** Per stabilire se una reazione è eso- o endotermica occorre innanzitutto misurare il calore trasferito o assorbito dal sistema.
- 2** a. V; b. V; c. F; d. V; e. F
- 3** Un sistema chiuso scambia con l'ambiente solo energia, ma non materia; un sistema isolato non scambia né energia né materia.  
▶ Esempi: lattina di aranciata e thermos

### 2. Il primo principio della termodinamica

- 4** L'aumento dell'energia di un sistema si ha quando su di esso viene svolto lavoro

**13**

$\Delta H$	$\Delta S$	$-T\Delta S$	$\Delta G$
- Reazione esotermica	+ I prodotti sono più disordinati	- Favorisce la spontaneità	- La reazione è spontanea a tutte le temperature
- Reazione esotermica	- I prodotti sono più ordinati	+ Si oppone alla spontaneità	- La reazione è spontanea a bassa $T$ + è non spontanea ad alta $T$
+ Reazione endotermica	+ I prodotti sono più disordinati	- Favorisce la spontaneità	+ La reazione non è spontanea a bassa $T$ - è spontanea ad alta $T$
+ Reazione endotermica	- I prodotti sono più ordinati	+ Si oppone alla spontaneità	+ La reazione non è spontanea a tutte le $T$

- 14** Sì ( $\Delta G = -12 \text{ kJ/mol}$ )

### 4. Che cos'è la velocità di reazione?

- 16** Misuro la quantità di  $\text{CO}_2$  formata nel tempo; misuro la quantità di  $\text{CaCO}_3$ .
- 17**  $5,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$ ;  $2,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$

dall'ambiente o viene fornito calore. La diminuzione dell'energia di un sistema si ha quando esso cede energia o svolge lavoro sull'ambiente.

- 5** Sì
- 6** Sì
- 8** 40 J
- 9** -14 kJ

### 3. Perché avvengono le reazioni chimiche?

- 10** Diminuisce

### 5. L'energia di attivazione: la teoria degli urti e la teoria dello stato di transizione

- 19** Perché non tutti gli urti avvengono nella giusta direzione; perché non tutti gli urti avvengono tra i reagenti; perché non sempre l'energia dell'urto è superiore all'energia di attivazione.
- 20** Devo aumentare il numero di urti in generale agendo su temperatura, concentrazio-

ne dei reagenti e superficie di contatto.  
Oppure abbassare l'energia di attivazione a mezzo di un catalizzatore.

21 *a*

### 6. I catalizzatori

23 *b*

### 7. I fattori che influenzano la velocità di reazione

26 a) Natura dei reagenti,  
b) superficie di contatto,  
c) temperatura,  
d) catalizzatori,  
e) concentrazione;  
l'aumento dei fattori b, c, d, e aumenta il numero degli urti dei reagenti, aumentando così, la probabilità del verificarsi di urti efficaci.

27 Perché l'aumento della concentrazione aumenta il numero delle molecole di reagente e quindi aumenta il numero degli urti efficaci.

28 Perché la concentrazione dei reagenti all'inizio della reazione è più elevata.

### REVIEW

2 Enzymes

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

4 ► Nei primi 20 minuti  
► La diminuzione della concentrazione dei reagenti

5  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
si forma  $\text{CO}_2$  che è gassoso con frammenti piccoli.

## Soluzioni capitolo 16

## 1. L'equilibrio dinamico

- 1 Un sistema è in equilibrio dinamico quando le velocità delle trasformazioni opposte sono uguali.

## 2. L'equilibrio chimico: anche i prodotti reagiscono

- 4 Sì
- 5 Reazione completa: curva gialla; reazione all'equilibrio: curve azzurra e ciclamino

## 3. La costante di equilibrio

- 10 A sinistra
- 11  $K_{eq} = [\text{Fe}^{2+}] \cdot [\text{Ce}^{4+}] / [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{Ce}^{3+}]$
- 12  $2\text{CH}_4(g) \rightleftharpoons 3\text{H}_2(g) + \text{C}_2\text{H}_2(g)$
- 13 a)  $K_{eq} = [\text{HCl}]^4 / [\text{CH}_4] \cdot [\text{Cl}_2]^4$ ;  
b)  $K_{eq} = [\text{SO}_3]$ ;  
c)  $K_{eq} = [\text{H}_2\text{O}]^6 \cdot [\text{N}_2]^2 / [\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^3$
- 14 a)  $K_{eq} = [\text{HF}]^4 \cdot [\text{CF}_4] / [\text{CH}_4] \cdot [\text{F}_2]^4$ ;  
b)  $K_{eq} = [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{NH}_3]$ ;  
c)  $K_{eq} = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$
- 15  $4,61 \cdot 10^{-3}$
- 16  $5,0 \cdot 10^{-2}$
- 17 Prima riga: reazione all'equilibrio; seconda riga: avviene la reazione diretta; terza riga: avviene la reazione diretta.
- 18 6,06
- 19 4,05
- 20 
$$K_{eq} = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{SO}_2]}{[\text{SO}_2\text{Cl}_2]} =$$

$$= \frac{1,30 \cdot 10^{-1} \cdot 2,17 \cdot 10^{-1}}{1,47 \cdot 10^{-1}} = 1,92 \cdot 10^{-1}$$
- 21 
$$K_{eq} = \frac{[\text{Br}_2] \cdot [\text{NO}]^2}{[\text{NOBr}]^2} =$$

$$= \frac{2,45 \cdot 10^{-1} \cdot (1,36 \cdot 10^{-1})^2}{(1,64 \cdot 10^{-1})^2} = 1,68 \cdot 10^{-1}$$

- 22 ▶ 0 M  
▶  $\Delta[\text{PCl}_3] = \Delta[\text{Cl}_2] - 0,8$ ;  $\Delta[\text{PCl}_5] = 0,8$   
▶  $[\text{PCl}_3]_{eq} = 0,02 \text{ M}$ ;  $[\text{PCl}_5]_{eq} = 0,8 \text{ M}$   
▶ 33,3

24 0,0090 M

25 64

## 4. Il principio di Le Châtelier

- 26 ▶ L'equilibrio si sposta a sinistra.  
▶ L'equilibrio si sposta a destra.
- 28 No
- 30 Rimane uguale
- 31 Verso sinistra
- 32 Verso destra
- 33 È minore
- 34 a) D;  
b) S;  
c) I;  
d) D

## 5. L'equilibrio di solubilità

- 35 Esotermico
- 36 Sì
- 38 L'equilibrio si sposta verso sinistra e precipita altro CaS.
- 39 a)  $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ ;  
b)  $K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$ ;  
c)  $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$ ;  
d)  $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{IO}_3^-]^2$ ;  
e)  $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{PO}_4^{3-}]$ ;  
f)  $K_{ps} = [\text{Sb}^{3+}]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]^3$
- 40  $39,7 \cdot 10^{-9} \text{ (mol/L)}^3$
- 41  $K_{ps} = 8 \cdot 10^{-6} \text{ (mol/L)}^2$
- 42  $7 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$
- 43  $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

44  $1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

45  $7,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = 2,49 \text{ g/L}$

46  $1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$

### REVIEW

1 3,93

2 Nessuno dei due è favorito

4 0,016 M

5 No,  $\text{CaF}_2$  non precipita

6  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,027 \text{ M}$

7  $4,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}; 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$



$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$

$$K_p = \frac{[p\text{NH}_3]^2}{[p\text{N}_2] \cdot [p\text{H}_2]^3}$$

## Soluzioni capitolo 17

## 1. Le teorie sugli acidi e sulle basi

- 1** Gli acidi sono sostanze che in acqua liberano ioni  $H^+$ .
- 3** Qualsiasi molecola o ione che può donare un protone è un acido; qualsiasi molecola o ione che può accettare un protone è una base.
- 4** a) Arrhenius;  
b) Brönsted;  
c) Brönsted;  
d) Brönsted;  
e) Brönsted;  
f) Arrhenius
- 5**  $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$
- 6**  $KOH + NH_4Cl \rightleftharpoons KCl + NH_3 + H_2O$
- 7**  $CaO + H_2O \rightleftharpoons Ca(OH)_2$
- 8** ►  $HCl$ ;  $H_3O^+$   
►  $H_2O$ ;  $Cl^-$
- 9** ►  $H_2O$ ;  $NH_3$   
►  $NH_2^-$ ;  $OH^-$
- 10** a) acido:  $H^+$ ; base:  $PH_3$   
b) acido:  $Cu^{2+}$ ; base:  $NH_3$   
c) acido:  $FeCl_3$ ; base:  $Cl^-$   
d) acido:  $BF_3$ ; base:  $NH_3$

**11**

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) base:  $NH_3$ ; acido:  $Ag^+$   
b) acido:  $Fe^{3+}$ ; base:  $H_2O$   
c) base:  $H_2O$ ; acido:  $H^+$   
d) acido:  $H^+$ ; base:  $NH_3$

- 13** Sono tutte e tre basi di Lewis; la b) può essere sia acido sia base di Lewis

## 2. La ionizzazione dell'acqua

- 14** È la costante di equilibrio della reazione di autoionizzazione dell'acqua.
- 15** Una soluzione è neutra quando  $[H^+] = [OH^-]$ .
- 16** In ambiente acido  $[H^+] > [OH^-]$ ; in ambiente basico  $[OH^-] > [H^+]$

**17**

$[H^+]$	$[OH^-]$
✓ 0,1 M	$10^{-12}$ M
0,000001 M	0,00000001 M
0,004 M	$2,5 \cdot 10^{-12}$ M
$5 \cdot 10^{-15}$ M	2 M
$2 \cdot 10^{-9}$ M	$5 \cdot 10^{-6}$ M
✓ $10^{-14}$ M	0
$10^{-3}$ M	$10^{-11}$ M

**18**

$[H^+]$	$[OH^-]$	
$10^{-8}$ M	$10^{-6}$ M	basico
10 M	$10^{-15}$ M	acido
$9 \cdot 10^{-5}$ M	$1,11 \cdot 10^{-10}$ M	acido
$10^{-7}$ M	$10^{-7}$ M	neutro
$9,9 \cdot 10^{-7}$ M	$1,0 \cdot 10^{-8}$ M	acido

## 3. Il pH e la forza degli acidi e delle basi

- 19** Il pH è il logaritmo di base dieci, cambiato di segno, della  $[H_+]$
- 20** Incolore
- 21** Quando l'acido e la base coniugata dell'indicatore hanno uguale concentrazione si ha il punto di viraggio (cambiamento di colore) dell'indicatore.
- 22** a) 3;            b) 9;            c) 3;  
d) 0;            e) 1;            f) -1;  
g) 13;          h) 5,6;          i) 8,4
- 23** 0,01 mol/L

- 24 a) 9,72 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

25 e); d); b); a); c)

26 e); d); b); a); c)

- 28 a)  $[H^+] = 10^{-6}$ ;  $[OH^-] = 10^{-8}$ ;  
b)  $[H^+] = 10^{-8}$ ;  $[OH^-] = 10^{-6}$ ;  
c)  $[H^+] = 10^{-13}$ ;  $[OH^-] = 10^{-1}$ ;  
d)  $[H^+] = 10^{-3}$ ;  $[OH^-] = 10^{-11}$ ;  
e)  $[H^+] = 10^{-10}$ ;  $[OH^-] = 10^{-4}$ ;  
f)  $[H^+] = 10^{-1}$ ;  $[OH^-] = 10^{-13}$

- 30 a) 1,0                      b) 13,3  
c) 2,3                      d) 3,0  
e) 12,2

31 1,55

32 12,2

33 0,3 g

34 756 mL

36 1,2

37  $pH_i = 1,40$ ;  $pH_f = 1,96$

38 304 mL

40

Acido	$K_{a1}$	$K_{a2}$	$K_{a3}$
HIO <sub>3</sub>	$1,6 \cdot 10^{-1}$		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$2 \cdot 10^{-4}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$6,4 \cdot 10^{-8}$	

41 c); b); a)

42 3,7

43  $[H_3O^+] = 3,7 \cdot 10^{-4}$   
 $pH = 3,4$

44 a) 3,4                      b) 4,9  
c) 4,5                      d) 5,1  
e) 2,3

45 a) 10,8                      b) 7,2  
c) 11,9                      d) 11,39

## REVIEW

1 0,44

2 0,45 M

3 2,3

4 0,3

5 12,5; 12,8

6 13,81

- 7 ► CO<sub>2</sub> è un acido di Lewis ⇒  
⇒  $pH_{\text{oceani}}$  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

## Soluzioni capitolo 18

## 1. Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono

- 1 a) Hg: +2; P: +3; O: -2  
 b) Cu: +2; N: +3; O: -2  
 c) Pb: +4; S: +4; O: -2  
 d) H: +1; Cl: +3; O: -2  
 e) Na: +1; O: -1  
 f) Li: +1; H: -1

- 2  $\text{VO}_3^-$  (+5),  $\text{MnO}_4^-$  (+7),  $\text{WO}_4^{2-}$  (+7),  
 $\text{H}_3\text{BO}_3$  (+3),  $\text{P}_2\text{O}_5$  (+5),  $\text{HClO}_2$  (+3),  
 $\text{KIO}_4$  (+7),  $\text{HSO}_3^-$  (+4),  $\text{HS}^-$  (-2),  
 $\text{Ag}_2\text{O}$  (+1),  $\text{SnO}_2$  (+4),  $\text{HCrO}_4^-$  (+6),  
 $\text{PH}_3$  (-3)

- 3 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  
 e) Mg: +2; H: +1; P: +5; O: -2

- 4 da +6 a +3

- 5 Il sodio si è ossidato e l'idrogeno si è ridotto.

13

	Prima	Dopo	Elettroni scambiati	Semireazione di ossidazione	Semireazione di riduzione
Mg	n.o. 0	$\text{Mg}^{2+}$ n.o. +2	2	✓	
$\text{N}_2$	n.o. 0	$2\text{N}^{3-}$ n.o. -3	6		✓
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	n.o. +3	$2\text{FeO}$ n.o. +2	2		✓
Al	n.o. 0	$\text{Al(OH)}_3$ n.o. +3	3	✓	
$\text{Cr}_2\text{O}_3$	n.o. +3	$2\text{CrO}_4^{2-}$ n.o. +6	6	✓	
$\text{IO}_3^-$	n.o. +5	$\text{I}^-$ n.o. -1	6		✓
$\text{P}_4$	n.o. 0	$4\text{PH}_3$ n.o. -3	12		✓
$\text{CoCl}_2$	n.o. +2	$\text{Co(OH)}_3$ n.o. +3	1	✓	

## 2. Come si bilanciano le reazioni di ossido-riduzione

- 14 c), d)

- 16 a)  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$   
 b)  $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$   
 c)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

- 6 b)

- 7 N

- 8 C: da +4 ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) a +2 (CO)

- 9 K: da 0 (K) a +1 ( $\text{K}^+$ )

- 10  $\text{Cl}_2$

- 11  $\text{VO}_4^{3-}$

12

	Elemento che si ossida	Riducente	Elemento che si riduce	Ossidante
a	As	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	N	$\text{HNO}_3$
b	I	$\text{NaI}$	Cl	$\text{HClO}$
c	C	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Mn	$\text{KMnO}_4$
d	Al	Al	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
e	Cu	Cu	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
f	S	$\text{SO}_2$	N	$\text{HNO}_3$
g	Zn	Zn	S	$\text{H}_2\text{SO}_4$
h	I	$\text{I}_2$	N	$\text{HNO}_3$

- 17 a)  $20\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 8\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 3\text{IO}_3^-_{(aq)} \rightarrow 8\text{CrO}_4^{2-}_{(aq)} + 3\text{I}^-_{(aq)} + 40\text{H}^+_{(aq)}$

- 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)  $12\text{H}^+_{(aq)} + 4\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 5\text{C}_{(s)} \rightarrow 5\text{CO}_{2(g)} + 4\text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

- 18 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)  $6\text{KOH}_{(aq)} + 2\text{Al}_{(s)} \rightarrow 2\text{K}_3\text{AlO}_3_{(aq)} + 3\text{H}_2_{(g)}$
- 19 a)  $\text{I}_2_{(s)} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)} \rightarrow 2\text{I}^-_{(aq)} + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(aq)}$   
 b)  $2\text{H}^+_{(aq)} + 3\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 2\text{NO}_3^-_{(aq)} \rightarrow 3\text{S}_{(s)} + 2\text{NO}_{(g)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 c)  $2\text{H}^+_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_2_{(aq)} + 2\text{I}^-_{(aq)} \rightarrow \text{I}_2_{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 d)  $\text{NH}_3_{(g)} + 2\text{O}_2_{(g)} \rightarrow \text{HNO}_3_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- 20 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)  $9\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 3\text{As}_2\text{O}_3_{(s)} + 2\text{IO}_3^-_{(aq)} \rightarrow 6\text{AsO}_4^{3-}_{(aq)} + 2\text{I}^-_{(aq)} + 18\text{H}^+_{(aq)}$
- 21 a)  $4\text{NH}_3_{(g)} + 7\text{O}_2_{(g)} \rightarrow 4\text{NO}_2_{(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3_{(s)} + 3\text{CO}_{(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{CO}_2_{(g)}$   
 c)  $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{K}_{(s)} \rightarrow 2\text{KOH}_{(aq)} + \text{H}_2_{(g)}$
- 22 a)  $2\text{H}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 c)  $\text{IO}_3^- + 3\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{AsO}_4^{3-}$   
 d)  $4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 e)  $4\text{H}^+ + 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 f)  $\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 + 5\text{ClO}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$   
 g)  $14\text{H}^+ + 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$   
 h)  $8\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 i)  $3\text{H}^+ + 2\text{I}^- + \text{HSO}_4^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 l)  $4\text{H}^+ + 3\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{SnO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- m)  $4\text{H}^+ + \text{PbO}_2 + 4\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 n)  $2\text{H}^+ + \text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$   
 o)  $4\text{Fe}^{3+} + 2\text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$   
 p)  $2\text{H}^+ + 2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 q)  $2\text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 r)  $\text{H}^+ + 5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$   
 s)  $16\text{H}^+ + 3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$   
 t)  $4\text{H}^+ + 2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 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)  $4\text{ClO}_3^- + 3\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 6\text{NO} + 4\text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$   
 f)  $8\text{OH}^- + 2\text{CrO}_2^- + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$   
 g)  $\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$   
 h)  $2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{N}_2$   
 i)  $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$   
 l)  $6\text{H}_2\text{O} + 4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$

### 3. Reazioni redox spontanee e non spontanee

- 25 Sì  
 ► Fornendo dall'esterno l'energia necessaria

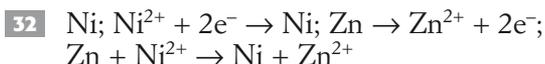
### 4. Le pile

- 28 ►  $\text{Cu}^{2+}$   
 ►  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

- 29  $\text{Cu}^{2+}$

- 30  $\text{Ni}^{2+}$

31 Perché bisogna realizzare un circuito



### 5. La scala dei potenziali standard di riduzione

- 33 a) La forza elettromotrice di una **pila/cella elettrolitica** dà un'indicazione sulla capacità che essa possiede di spingere gli **elettroni/ioni** a scorrere nel circuito **esterno/interno** dal polo **positivo/negativo** al polo **positivo/negativo**.
- b) All'elettrodo a idrogeno, in condizioni standard, la concentrazione della soluzione ionica è **1 M/0,1 N** e la temperatura è **0°C/25 °C** e viene assegnato per convenzione il potenziale  **$E^\circ/\text{C}^\circ = 0,00 \text{ V}/0,00 \text{ A}$** .
- c) Il segno attribuito ai potenziali per le semireazioni di **riduzione/ossidazione** è **negativo/positivo** se il metallo si riduce più facilmente rispetto a  $\text{H}^+$ , **negativo/positivo** in caso contrario.
- d) Gli elettroni in un circuito **esterno/interno** di una pila scorrono spontaneamente verso l'elettrodo immerso nella semicella contenente le sostanze che **respingono/attraggono** maggiormente gli elettroni, quindi che si **riducono/ossidano**, ossia verso **l'anodo/il catodo**.

34 Tutti gli elementi con  $E^\circ < E^\circ_{\text{Pb}}$

35 1,08 V

36

		Catodo (riduzione)							
		Ag	Cu	Zn	Pb	Al	Au	Sn	Pd
Anodo (ossidazione)	Ag	2	-	-	-	-	+	-	+
	Cu	1		-	-	-	+	-	+
	Zn	1	+		+	-	+	+	+
	Pb	+	+	-		-	+	-	+
	Al	+	+	+	+		+	+	+
	Au	-	-	-	-	-		-	-
	Sn	+	+	-	≈+	-	+		+
	Pd	-	-	-	-	-	+	-	

37  $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Cu}} = 0,46 \text{ V}; E_{\text{Ag}} - E_{\text{Zn}} = 1,56 \text{ V};$   
 $E_{\text{Ag}} - E_{\text{Pb}} = 0,93 \text{ V}; E_{\text{Ag}} - E_{\text{Al}} = 2,46 \text{ V};$

$$E_{\text{Ag}} - E_{\text{Sn}} = 0,94 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Zn}} = 2,26 \text{ V};$$

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

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

$$E_{\text{Cu}} - E_{\text{Zn}} = 1,10 \text{ V}; E_{\text{Cu}} - E_{\text{Pb}} = 0,47 \text{ V};$$

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

$$E_{\text{Zn}} - E_{\text{Al}} = 0,90 \text{ V}; E_{\text{Sn}} - E_{\text{Zn}} = 0,62 \text{ V};$$

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

$$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Cu}} = 0,61 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Zn}} = 1,71 \text{ V};$$

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

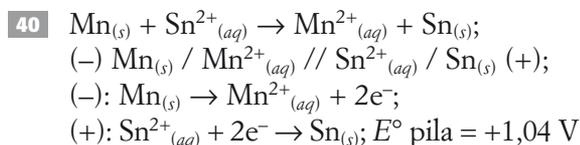
$$E_{\text{Pb}} - E_{\text{Sn}} = 0,01 \text{ V}; E_{\text{Au}} - E_{\text{Ag}} = 0,70 \text{ V};$$

$$E_{\text{Au}} - E_{\text{Cu}} = 1,16 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Pb}} = 1,08 \text{ V};$$

$$E_{\text{Pd}} - E_{\text{Al}} = 2,61 \text{ V}; E_{\text{Pd}} - E_{\text{Sn}} = 1,09 \text{ V}$$

38 1,76 V

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



### 6. La corrosione

45  $\text{F}_2$

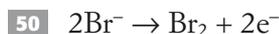
46 In condizioni standard  $\text{F}_2$  attacca tutti i metalli,  $\text{Br}_2$  li attacca tutti tranne l'oro.

47 Cu

### 7. L'elettrolisi e la cella elettrolitica

- 48 a) Il fenomeno dell'elettrolisi avviene nelle **celle galvaniche/celle elettrolitiche** e trasforma l'energia **chimica/elettrica** in energia **chimica/elettrica**.
- b) Nelle celle elettrolitiche, l'anodo è il polo **negativo/positivo** mentre il catodo è il polo **negativo/positivo**, con polarità quindi **uguale/opposta** alle pile.
- c) Nelle celle **elettrolitiche/galvaniche** viene utilizzata corrente elettrica per condurre una reazione **spontanea/non spontanea**.
- d) **Al catodo/All'anodo** si ossida la specie che possiede il valore di  $E^\circ$  **minore/maggiore**.

49 Per migliorare la conducibilità elettrica



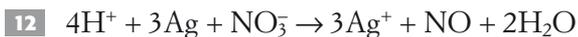
- 51  $K^+ + e^- \rightarrow K$
- 52  $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$
- 53 (+):  $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$ ; (-):  $Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$
- 54 (-):  $2H_2O(l) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(aq)$ ;  
(+):  $O_2(g) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

### 8. Le leggi di Faraday

- 55 1 mole
- 56 3 moli
- 57 a) Tra la quantità di **corrente/ioni** che passa in una cella elettrolitica e **la massa/il numero di atomi** di sostanza che si forma agli elettrodi esistono delle relazioni matematiche, espresse dalle leggi di Faraday.
- b) La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** di sostanza che **viene assorbita/si libera** presso un elettrodo è **indipendente dalla/proporzionale alla** quantità di carica elettrica che giunge all'elettrodo.
- c) La **prima/seconda** legge di Faraday afferma che la **massa/il numero di atomi** delle sostanze depositate agli elettrodi di celle contenenti soluzioni **diverse/uguali**, attraversate **da diversa/dalla stessa** quantità di carica, è **inversamente/direttamente** proporzionale ai rispettivi equivalenti elettrochimici.
- 58 2 mol
- 59  $2 \cdot 10^{22}$  ioni  $Zn^{2+}$ ;  $4 \cdot 10^{22}$  ioni  $Ag^+$ ;  
 $1,33 \cdot 10^{22}$  ioni  $Al^{3+}$
- 61 38 g
- 62 25 g; 39 g
- 64 3,6 A
- 65 0,67 g; 2,7 g
- 66 2,2 A

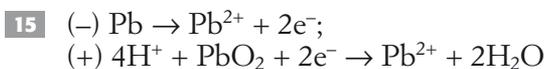
### REVIEW

- 1 a) Una pila è un dispositivo che **trasforma/consuma** l'energia **potenziale/cinetica** chimica di una reazione redox **spontanea/non spontanea** in energia **elettrica/chimica**.
- b) Una cella elettrolitica è un dispositivo che **produce/consuma** l'energia **potenziale/cinetica** chimica di una reazione redox **spontanea/non spontanea** per far avvenire una reazione redox **spontanea/non spontanea**.
- c) L'elettrodo di una pila dove avviene la riduzione è detto **anodo/catodo** e risulta **positivo/negativo** mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto **anodo/catodo** ed è **positivo/negativo**.
- d) L'elettrodo di una cella elettrolitica dove avviene la riduzione è detto **anodo/catodo** e risulta **positivo/negativo**, mentre quello dove avviene l'ossidazione è detto **anodo/catodo** ed è **positivo/negativo**.
- e) Nel circuito esterno di una pila si spostano **elettroni/ioni** mentre in quello interno si spostano **elettroni/ioni**.
- 2 
$$\begin{array}{ccccccc} +1-1 & +1+1-2 & +1+3-2 & & & & \\ HCl & + NaClO & + 2NaClO_2 & \rightarrow & & & \\ & & +4-2 & +1-1 & +2-1+1 & & \\ & & \rightarrow 2ClO_2 & + 2NaCl & + NaOH & & \end{array}$$
- 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 N di NO si ossida e si riduce
- 8 a), c)
- 9  $-2 \rightarrow -1 \rightarrow 0 \rightarrow +4$
- 10 a)  $8H^+ + 2NO_3^- + 3Cu \rightarrow 2NO + 3Cu^{2+} + 4H_2O$   
b)  $2OH^- + Cl_2 + SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-} + 2Cl^- + H_2O$
- 11 ► si ossidano  
► l'idrogeno



13 a)

14 a)



16 0,28 g

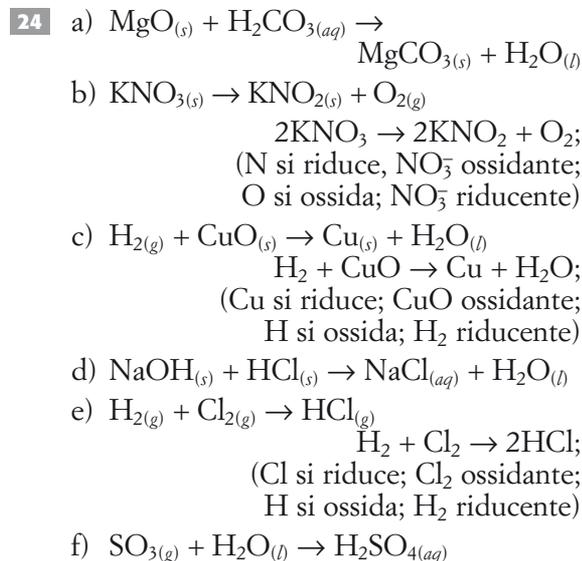
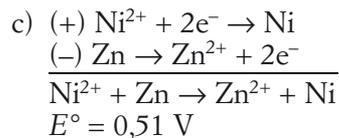
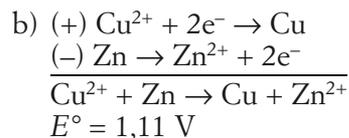
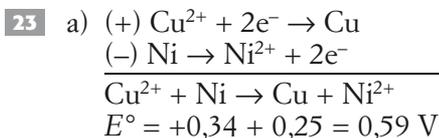
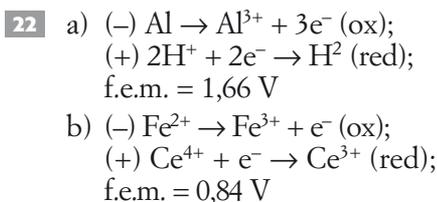
17  $5,6 \cdot 10^{-3}$  g

18 1,5 L

19 3,0 h

20 8,7 h

21 35'

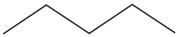
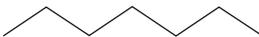
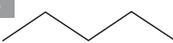
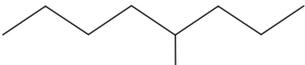
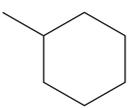
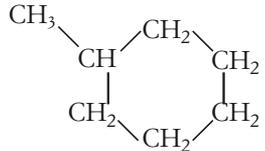


## Soluzioni capitolo 19

### 1. I composti organici

- 1 c)  
2 d)  
3 7

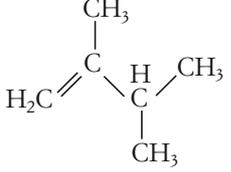
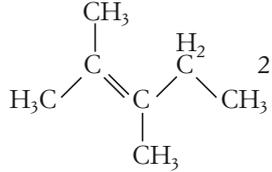
### 2. Gli idrocarburi saturi: alcani e cicloalcani

- 5 a)   
b) 
- 6   $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$   
  
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$   
 

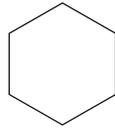
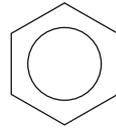
### 3. Gli isomeri: stessa formula bruta per molecole diverse

- 7 a) Isomeria di posizione;  
b) i due composti non sono isomeri  
c) isomeria ottica

### 4. Gli idrocarburi insaturi: alcheni e alchini

- 8 a)  2,3-dimetil-1-butene  
b)  2,3-dimetil-2-pentene

### 5. Gli idrocarburi aromatici

- 10    
► Il secondo è aromatico.

### 6. I gruppi funzionali

- 13 Classe di composti  
14 a-3; b-4; c-2; d-1

### REVIEW

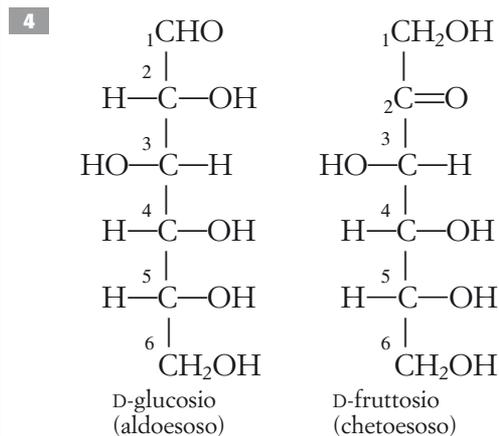
- 2 b)  
3 Sono aromatici i composti in alto a destra e l'ultimo in basso.  
4 Aromatic compounds  
5 Alkanes (and cycloalkanes)  
6 a) Saturo; b) e c) insaturi  
8 IN ALTO A SINISTRA: etano  
IN ALTO A DESTRA: propano  
IN BASSO: butano  
9 b) and d)

## Soluzioni capitolo 20

## 1. Le molecole biologiche

- 1 Carboidrati, proteine, lipidi, acidi nucleici
- 2 Proteine: 11,2 kg; lipidi: 9,1 kg; carboidrati: 0,7 kg; acqua: 45,5 kg; sali minerali 3,5 kg

## 2. I carboidrati



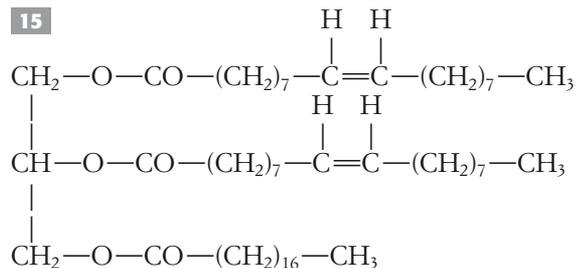
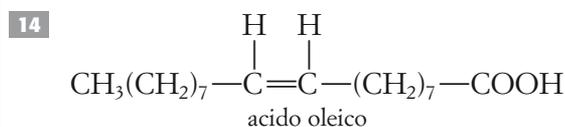
- 6 L'atomo di carbonio asimmetrico più lontano dal gruppo carbonilico
- 7 a), b), c) e d): glucosio

8

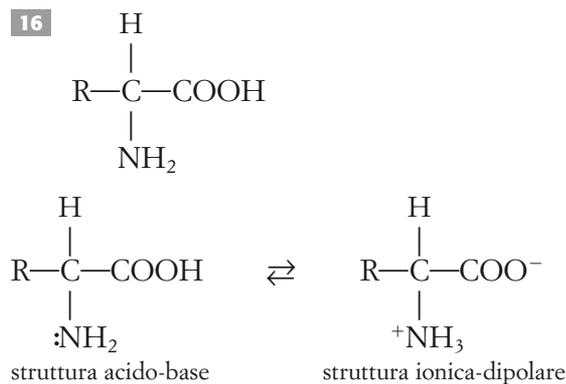
Zucchero	Tipo	Monosaccaridi	Origine
saccarosio	disaccaride	glucosio e fruttosio	vegetale
amilosio	<b>polisaccaride</b>	<b>glucosio</b>	<b>vegetale</b>
cellulosa	<b>polisaccaride</b>	<b>glucosio</b>	<b>vegetale</b>
lattosio	<b>disaccaride</b>	<b>glucosio e galattosio</b>	<b>animale</b>
glicogeno	<b>polisaccaride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

## 3. I lipidi

- 11 Le code idrocarburiche apolari  
▶ La testa ionica
- 12 I grassi animali e gli oli vegetali



## 4. Le proteine



- 17 Amminico  $-\text{NH}_2$  e carbossilico  $-\text{COOH}$
- 18 Estremità amminica libera ed estremità carbossilica libera
- 19 Sia da acidi sia da basi
- 20 ▶ No

## 5. Gli acidi nucleici

- 21 I nucleotidi sono le subunità fondamentali degli acidi nucleici e consistono di una base organica azotata, di uno zucchero a cinque atomi di carbonio e di un gruppo fosfato.
- 22 Base azotata – zucchero – gruppo fosfato
- 24 A si appaia sempre con T, e G con C.
- 25 ▶ T-A-G-G-C-G-A-T-T-A-T-C  
▶ U-A-G-G-C-G-A-U-U-A-U-C

**REVIEW**

- 1** Un dipeptide

---

- 3** Monosaccaridi, oligosaccaridi, polisaccaridi  
▶ I monosaccaridi

---

- 4** La proprietà di essere insolubili in acqua ma solubili in solventi organici apolari

---

- 5** Amminico  $-NH_2$  e carbossilico  $-COOH$

---

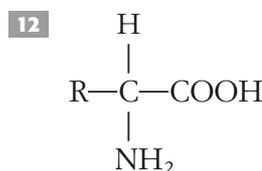
- 6**

GLICEROLO	ACIDO GRASSO
	ACIDO GRASSO
	ACIDO GRASSO

---

- 7** Lattosio

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



- 13** ▶ Le alternative sono 3:  
Lys – Gly – Phe  
Lys – Phe – Gly  
Phe – Lys – Gly

**14**

Biomolecola	Classe di appartenenza	Origine del polimero (animale e/o vegetale)	Tipo di monomero
cellulosa	polisaccaridi	vegetale	$\beta$ -glucosio
RNA	<b>acidi nucleici</b>	<b>animale e vegetale</b>	<b>nucleotide</b>
polipeptide	<b>proteine</b>	<b>animale e vegetale</b>	<b>amminoacido</b>
glicogeno	<b>polisaccaridi</b>	<b>animale</b>	<b><math>\alpha</math>-glucosio</b>
DNA	<b>acidi nucleici</b>	<b>animale e vegetale</b>	<b>nucleotide</b>

- 15** In alto a sinistra: outside the cell  
In alto a destra: proteins  
In basso a sinistra: inside the cell  
In basso a destra: phosphoglycerides

