

CAPITOLI

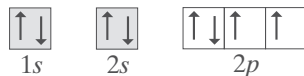
11-24

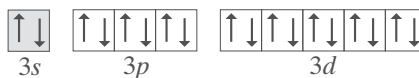
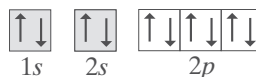
# Soluzioni degli esercizi di testo

## Soluzioni capitolo 11

- 1** la diffrazione  
**2** fotoni  
**3**  $v = c/\lambda$   
**4** la frequenza; velocità di propagazione, lunghezza d'onda e frequenza  
**5** onde del mare (m); increspature su uno stagno ( $10^{-1}$  m); onde luminose ( $10^{-7}$  m)  
**6** da  $4 \cdot 10^{-7}$  m a  $7 \cdot 10^{-7}$  m  
**7** violetta  
**8** perché i raggi UV hanno una maggiore energia  
**9** la luce bianca  
**10** perché è la somma di tutti i colori  
**11**  $3 \cdot 10^4$  m  
**12**  $9,9 \cdot 10^{-27}$  J  
**13**  $3,8 \cdot 10^{-19}$  J  
**14** azzurro;  $4,4 \cdot 10^{-19}$  J  
**15** la diffrazione  
**16** La luce violetta ha  $v$  maggiore, quindi possiede  $E$  sufficiente per strappare gli elettroni dal metallo; la luce rossa ha  $E$  insufficiente, indipendentemente dalla sua intensità.  
**17** La luce UV ha  $E$  ancora maggiore: parte dell' $E$  viene utilizzata per liberare gli elettroni dal metallo, la restante parte per fornir loro maggiore velocità.  
**18**  $2,9 \cdot 10^{-19}$  J;  $4,5 \cdot 10^{-19}$  J  
**19** —  
**20** —  
**21** coincidono  
**22** —  
**23** regione ultravioletta  
**24** sono quantizzati: a-c-d-f  
**25**  $E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18}$  J;  $E_2 = -5,45 \cdot 10^{-19}$  J;  
 $E_3 = -2,42 \cdot 10^{-19}$  J;  $E_4 = -1,36 \cdot 10^{-19}$  J;  
 $E_5 = -8,72 \cdot 10^{-20}$  J;  $E_6 = -6,05 \cdot 10^{-20}$  J;  
 $E_7 = -4,45 \cdot 10^{-20}$  J  
**26** —  
**27** —  
**28** no, perché non sono dello stesso ordine di grandezza  
**29** perché se la massa è grande, la lunghezza d'onda è troppo piccola per essere apprezzata  
**30** la proprietà ondulatoria dell'elettrone  
**31**  $\lambda = 1,45 \cdot 10^{-9}$  m  
**32**  $\lambda = 4 \cdot 10^{-42}$  m  
**33**  $v = 2 \cdot 10^{-29}$  m/s  
**34** —  
**35** —

- 36** —  
**37** —  
**38** —  
**39** —  
**40** —  
**41** —  
**42** —  
**43**  $l = 0, 1, 2; m = -2, -1, 0, +1, +2$   
**44** a)  $2s$ ; b)  $6d$ ; c)  $4f$ ; d)  $3d$   
**45** a)  $n = 2$   $l = 2$   $m = 0$   $m_s = +1/2$   
b)  $n = 1$   $l = 0$   $m = 1$   $m_s = \pm 1/2$   
c)  $n = 3$   $l = -2$   $m = 0$   $m_s = -1/2$   
d)  $n = 0$   $l = 0$   $m = 0$   $m_s = +1$   
**46**  $l$  (la forma);  $n$  (il volume)  
**47** —  
**48** risolvendo l'equazione d'onda  
**49** dal numero quantico  $n$   
**50** —  
**51** —  
**52** —  
**53** a) sì; b) no, non esiste  $2d$ ; c) no, non esiste  $3f$ ;  
d) no,  $s$  non può contenere  $3 e^-$ ; e) no, non esiste  $8s$ ; f) sì  
**54** neon (Ne)  
**55** azoto (N)  
**56** a)  $Z = 7$  N  
b)  $Z = 25$  Mn  
c)  $Z = 34$  Se  
d)  $Z = 50$  Sn  
e)  $Z = 55$  Cs  
**57** a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 4f^{10} 5d^{10} 6p^2$   
**corretta/errata perché**  
... il livello  $4f$  non è completo.  
b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$   
**corretta/errata perché**  
.....  
c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 4f^{10} 5d^{10} 6p^4$   
**corretta/errata perché**  
.....  
d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$   
**corretta/errata perché**  
... il livello  $3d$  non è completo.  
e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{10} 5s^2 5p^6 5d^{10}$   
 $6s^2 6p^6 7s^2$   
**corretta/errata perché**  
.....  
**58** a) eccitato; b) eccitato; c) eccitato; d) fondamentale; e) fondamentale; f) eccitato

**59** O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ 

 S:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ 

 Se:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ 

 nello strato esterno sono tutte  $ns^2 np^4$ 
**60**

N° atomico	N° neutroni	N° massa	Simbolo isotopo	Configurazione elettronica
Z = 31	N = 38	A = 69	${}_{31}^{69}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Z = 53	N = 74	A = 127	${}_{53}^{127}\text{I}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
Z = 13	N = 14	A = 27	${}_{13}^{27}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Z = 21	N = 24	A = 45	${}_{21}^{45}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
Z = 15	N = 16	A = 31	${}_{15}^{31}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
Z = 11	N = 12	A = 23	${}_{11}^{23}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Z = 19	N = 21	A = 40	${}_{19}^{40}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Z = 23	N = 28	A = 51	${}_{23}^{51}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$

**61** a) Al:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ 

 b) Ga:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ 

 c) Te:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$ 

 d) Cu:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ 

 e) Nb:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^4 5s^1$ 

 f) Ce:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$ 
**62** —

**63**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$ 
**REVIEW**
**1**  $\gamma = 5,09 \cdot 10^{14}$  Hz

**2**  $\lambda = 492$  nm; verde

**3** ossigeno (O) e alluminio (Al)

**4**  $7,67 \cdot 10^{24}$ 
**5** il terzo livello

**6**  $E = 9,5 \cdot 10^{-25}$  J; microonde

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

**8**  $\text{K}^+$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ 
 $\text{O}^{2-}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6$ 
 $\text{Hf}^{4+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ 
**9**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 
**10** 9

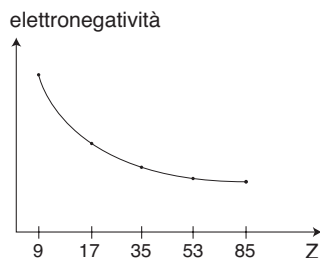
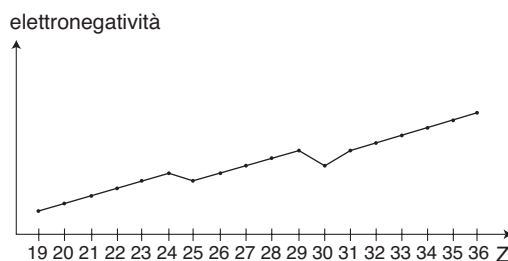
**11** 18

**12**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$ 
**13** a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ; b)  $1s^2 2s^2 2p^6$

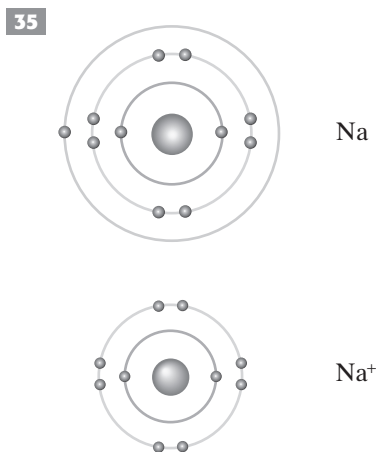
## Soluzioni capitolo 12

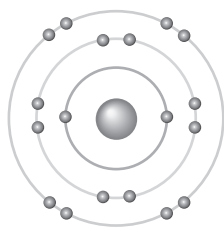
- 1 —  
2 —  
3 —  
4 in ordine cronologico di scoperta: gallio, scandio, germanio  
5 —  
6 —  
7 —  
8 VI gruppo (16), periodo 4  
9 perché l'isotopo più stabile dell'argon ( $^{40}\text{Ar}$ ) ha massa maggiore dell'isotopo più stabile del potassio ( $^{39}\text{K}$ )  
10  $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$   
11  $:\ddot{\text{I}}:$  Ca:  $:\ddot{\text{K}}\text{r}:$  Be:  $:\ddot{\text{S}}:$  Na:  $:\ddot{\text{Cl}}:$  K.  
12 azoto  
13  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$   
14 18 elementi; periodi 4-5-6-7; gruppi 1-2-13-14-15-16-17-18; nei gruppi dal 3 al 12  
15 a)  $2s^2 2p^2$  gruppo 14, periodo 2, C  
b)  $4s^2$  gruppo 3, periodo 4, Sc  
c)  $3s^2 3p^5$  gruppo 17, periodo 3, Cl  
d)  $5s^2 5p^2$  gruppo 14, periodo 5, Sn  
e)  $6s^2 6p^2$  gruppo 14, periodo 6, Pb  
16 a) gruppo 1  
b) gruppo 15  
c) gruppo 7  
d) gruppo 17  
e) gruppo 17  
f) gruppo 3  
17 F, N, Be, C  
18  $ns^2 np^3$   
19 —  
20 —  
21 —  
22 —  
23 Aumentano, perché gli elettroni esterni occupano orbitali via via più lontani dal nucleo, che risentono meno della sua carica positiva, schermata dagli elettroni interni sempre più numerosi.  
24 Ar ha raggio atomico minore di Cl, perché i suoi  $e^-$  risentono di una carica nucleare maggiore di una unità; mentre K ha raggio atomico maggiore perché l' $e^-$  in più occupa un orbitale a livello energetico maggiore.  
25 50 000 kJ/mol; 2° livello  
26 He ha la maggiore energia di prima ionizzazione:  $1s^2$ ; Rn ha la minore energia di prima ionizzazione:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

- 27 Ar  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; Na  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   
28 alta affinità elettronica ed elevata elettronegatività  
29 affinità elettronica  
30 —  
31 83,5 °C  
32 L'elettronegatività è una proprietà periodica che cresce lungo i periodi e decresce lungo i gruppi.



- 33 a)  $\text{Li}^+$  Na<sup>+</sup>  $\text{Be}^{2+}$  gas nobile He  
b)  $\text{N}^{3-}$   $\text{O}^{2-}$  Cl<sup>-</sup> gas nobile Ne  
c)  $\text{Cl}^-$  Br<sup>-</sup>  $\text{K}^+$  gas nobile Ar  
d)  $\text{Y}^{3+}$   $\text{Br}^-$  I<sup>-</sup> gas nobile Kr  
34  $1s^2 // 2s^2 2p^6 // 3s^2 3p^3$  (le barre indicano i salti energetici)




 $\text{Na}^{7-}$ 

**36**  $E_{\text{Na}/\text{Na}^+} = 3200 \text{ kJ}$ ;  $E_{\text{F}/\text{F}^+} = 13\,000 \text{ kJ}$ ; perché  $\text{Na}^+$  raggiunge la configurazione elettronica del gas nobile ed è più stabile

la più stabile è  $\text{Na}^+$

**37**

Simbolo dello ione	Numero di protoni	Numero di elettroni	Configurazione elettronica esterna
$\text{N}^{3-}$	7	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
$\text{Sr}^{2+}$	38	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
$\text{Se}^{2-}$	34	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
$\text{Sc}^{3+}$	21	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
$\text{F}^-$	9	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
$\text{Cs}^+$	55	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$

**38** —

**39**

Raggio atomico	Energia di prima ionizzazione	Elettronegatività
B, As, Sb, Li	Li, B, Sb, As	Li, B, Sb, As
O, I, Al, Rb	Rb, Al, I, O	Rb, Al, I, O
F, C, Sr, Ba	Ba, Sr, C, F	Ba, Sr, C, F

**40** —

**41** rubidio

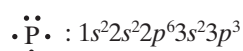
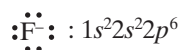
**42** bromo

**43** —

## REVIEW

**1** —

**2**  $\text{B}^{3+} : 1s^2$



**3**  $r_{\text{O}} = 73 \text{ pm}$  -  $r_{\text{S}} = 103 \text{ pm}$  - perché gli  $e^-$  di valenza di S sono su un livello energetico superiore;  $r_{\text{Na}} = 186 \text{ pm}$  -  $r_{\text{Cl}} = 100 \text{ pm}$  - perché gli  $e^-$  di valenza di Cl, a parità di livello energetico, risentono di una carica nucleare maggiore

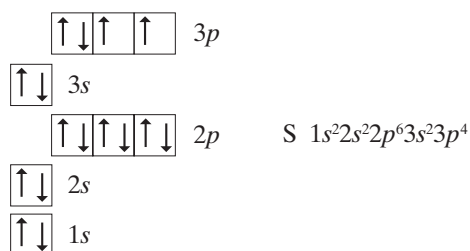
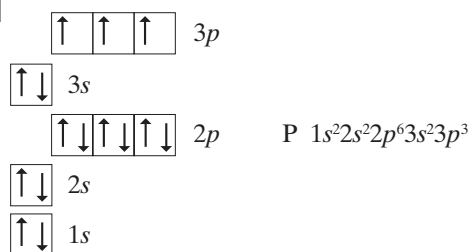
**4** circa 685 000 atomi

**5** lo ione  $\text{F}^-$  si espande perché i suoi 10  $e^-$  risentono di una carica nucleare di soli 9  $p^+$

**6** nell'alluminio il rapporto tra massa atomica e raggio al cubo è minore

**7** perché scendendo lungo il gruppo aumenta il carattere metallico e quindi aumenta la reattività con l'acqua

8



L'energia di ionizzazione di S è minore perché è più semplice strappare il quarto  $e^-$ , destabilizzato dalla forza repulsiva dell'altro  $e^-$  con cui condivide l'orbitale  $p_x$ , mentre P ha un solo  $e^-$  in ogni orbitale  $3p$ .

9 Ne  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; Xe  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$ ; Xe ha dimensioni maggiori e i suoi  $e^-$  di valenza risentono meno della carica nucleare e vengono attratti da F che è l'atomo più elettronegativo.

10

Simbolo dell'elemento	Numero di protoni	Numero di elettroni	Numero elettroni di valenza	Metallo/non metallo/semimetallo	Simbolo di Lewis	Simbolo ione più probabile
Na	11	11	1	metallo	$\cdot\text{Na}$	$\text{Na}^+$
F	9	9	7	non metallo	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$	$\text{F}^-$
Ca	20	20	2	metallo	$\cdot\text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+}$
Al	13	13	3	metallo	$\cdot\dot{\text{Al}}\cdot$	$\text{Al}^{3+}$
S	16	16	6	non metallo	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$	$\text{S}^{2-}$
I	53	53	7	non metallo	$\cdot\ddot{\text{I}}\cdot$	$\text{I}^-$

- 11 a)  $Z = 22$ ;  $\cdot\ddot{\text{Ti}}\cdot$ ; gruppo 4; periodo 4; metallo; 4;  $\text{Ti}^{4+}$   
 b)  $Z = 53$ ;  $\cdot\ddot{\text{I}}\cdot$ ; gruppo VII (17); periodo 5; non metallo; 7;  $\text{I}^-$   
 c)  $Z = 19$ ;  $\text{K}\cdot$ ; gruppo I (1); periodo 4; metallo; 1;  $\text{K}^+$

12 —

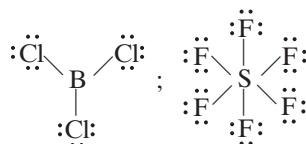
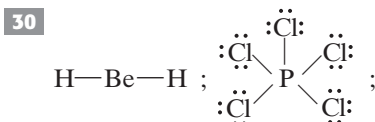
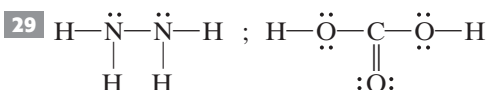
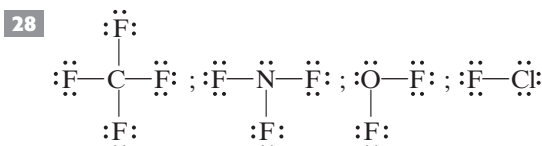
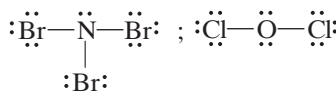
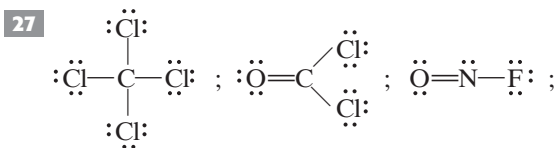
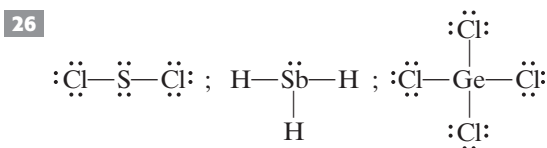
13 —

14  $\text{Cl}^-$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  (the electron configuration for  $\text{Ca}^+$  is  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ )

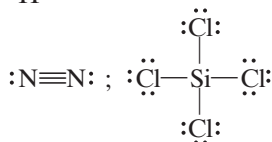
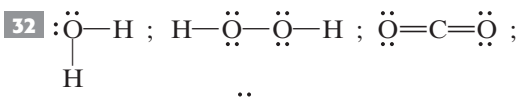
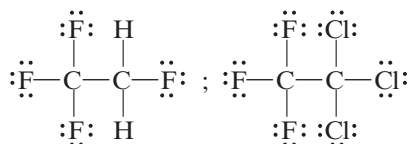
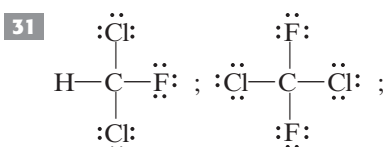
## Soluzioni capitolo 13

- 1 —
- 2 —
- 3 —
- 4 perché l'energia di legame di una singola molecola è una quantità così piccola che sarebbe difficilmente misurabile
- 5  $E = 5,78 \times 10^{-22}$  kJ;  $\lambda = 344$  nm - ultravioletto
- 6 —
- 7 3
- 8 acquistare
- 9  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; il livello più esterno è il 2; gli elettroni di valenza sono 8
- 10  $1e^-$
- 11  $K^+ = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \rightarrow Ar$ ;  
 $Cl^- = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \rightarrow Ar$ ;  $Be^{2+} = 1s^2 \rightarrow He$ ;  
 $Rb^+ = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 \rightarrow Kr$
- 12  $Cs^+$  e  $I^-$
- 13 no
- 14 perché Cl possiede  $7e^-$  nel livello di valenza e acquistando  $1e^-$  completa l'ottetto ( $Cl^-$ )
- 15  $Zn = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ; perché perdendo i  $2e^-$  dell'orbitale 4s completa l'orbita precedente, la stessa cosa non accadrebbe se ne perdesse solo uno
- 16  $Fe = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ ; lo ione  $Fe^{2+}$  si forma quando vengono ceduti i  $2e^-$  dell'orbitale 4s, lo ione  $Fe^{3+}$  si forma quando viene ceduto anche  $1e^-$  dell'orbitale 3d (buona condizione energetica perché negli orbitali d ci sarebbero 5 elettroni a spin parallelo)
- 17 a)  $-2e^-$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; b)  $+2e^-$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ ; c) 0; d)  $+1e^-$ ,  $1s^2 2s^2 2p^6$
- 18 magnesio (Mg); metallo; perderà 2 elettroni
- 19 Mg, Al, O, N; Ne; K; Ar; Br; Kr; I; Xe
- 20 sia i 2 nuclei sia i 2 elettroni si respingono con forza repulsiva perché possiedono la stessa carica
- 21  $2\dot{H} + \cdot\dot{S}\cdot \rightarrow \begin{array}{c} \cdot\ddot{S}\cdot \\ \cdot\ddot{H} \end{array}$
- $3\dot{H} + \cdot\ddot{A}s\cdot \rightarrow \begin{array}{c} \cdot\ddot{A}s\cdot \\ \cdot\ddot{H} \end{array}$
- $4\dot{H} + \cdot\dot{Si}\cdot \rightarrow \begin{array}{c} \cdot\ddot{Si}\cdot \\ \cdot\ddot{H} \end{array}$
- 22 0,074 nm; corrisponde alla lunghezza di legame tra due atomi di idrogeno
- 23 3 atomi di idrogeno ciascuno
- 24 Ogni atomo di carbonio si può combinare con un atomo di idrogeno.  
 $H-C\equiv C-H$

25 perché ha  $2e^-$  spaiati e non ha l'ottetto completo



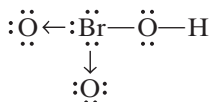
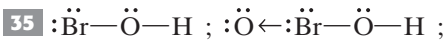
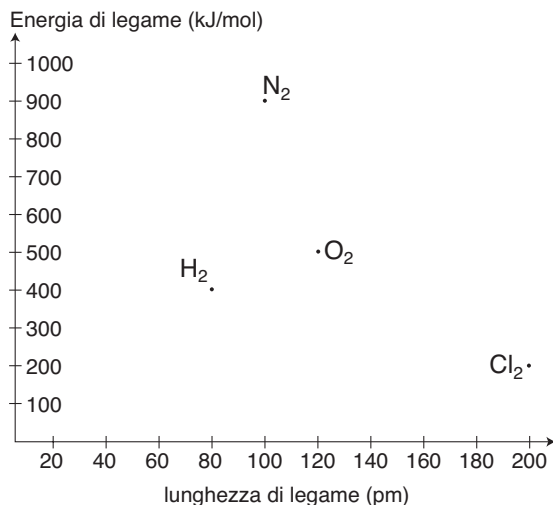
in  $BeH_2$  e in  $BCl_3$ ; in  $PCl_5$  e in  $SF_6$



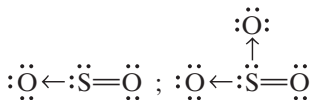
legami semplici:  $H_2O$ ,  $H_2O_2$ ,  $SiCl_4$ ; legami doppi:  $CO_2$ ; legami tripli:  $N_2$

33 Perché le molecole di  $H_2$  sono energeticamente più stabili dei singoli atomi. Le stesse considerazioni valgono per tutti quegli atomi che completano l'ottetto unendosi sotto forma di molecole biatomiche:  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ .

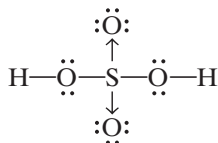
34



36

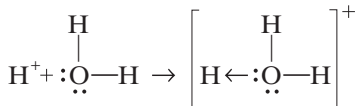


37



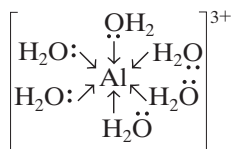
2 legami covalenti polari S—O; 2 legami covalenti polari O—H; 2 legami covalenti dativi S—O

38

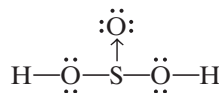
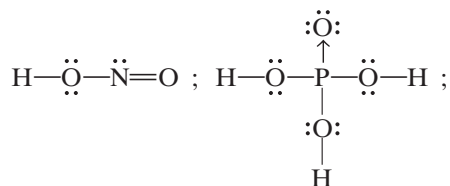


39 a-c-f

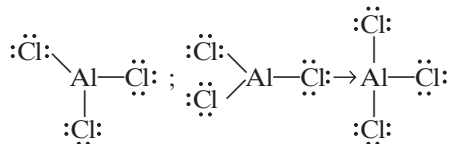
40



41



42



43

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

44

legami covalenti polari: a-b-d; legami covalenti apolari: c-e

45

certamente non polari:  $O_2$ ;  $I_2$ ;  $S_8$ ;  $P_4$

polari:  $CuO$ ;  $LaH_3$ ;  $AgCl$ ;  $Al_2O_3$ ;  $Fe_2O_3$

46

$K_2O$  -  $BaO$  -  $Na_2O$  -  $SrO$  -  $MgO$  -  $Al_2O_3$  -  $Cu_2O$  -  $Ag_2O$

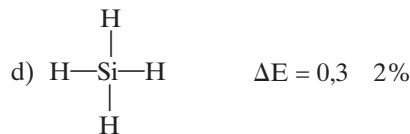
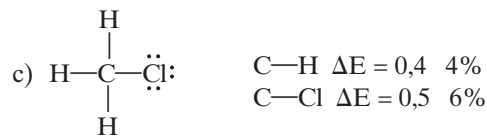
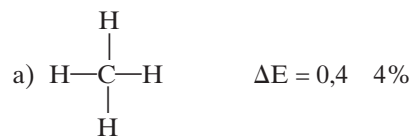
47

$B_2O_3$  -  $As_2O_3$  -  $P_2O_5$  -  $CO_2$  -  $SO_2$  -  $I_2O_5$  -  $N_2O_3$  -  $Cl_2O_3$

48

—

49



50

in  $HCl$ , perché il cloro ha un'elettronegatività più elevata dello iodio

51

$\delta^+Cu-H\delta^-$   
 $\delta^+Li-H\delta^-$   
 $\delta^+H-F\delta^-$   
 $\delta^+H-Cl\delta^-$

52

molecole:  $H_2O$ ,  $CH_4$ ; ioni nel cristallo:  $CaCl_2$ ,  $MgO$

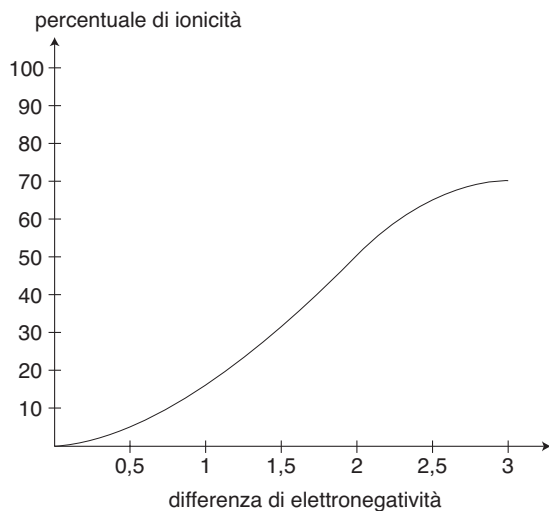
53

$AgI$ ;  $AgBr$ ;  $AgCl$ ;  $AgF$



- 54 si rompe il reticolo cristallino e gli ioni sono liberi di muoversi
- 55 sì, è sempre necessario fornire energia per strappare un elettrone a un atomo; la cattura di un elettrone, invece, libera sempre una certa energia, detta *affinità elettronica*
- 56 no, perché il nucleo di Mg è composto da  $12p^+$ , mentre quello di O solo da  $8p^+$ :  $Mg^{2+}$  ha quindi dimensioni minori di  $O^{2-}$ , perché gli stessi elettroni risentono di una carica nucleare maggiore

57



al crescere della differenza di elettronegatività aumenta la % di carattere ionico del legame

- 58 a)  $Ca_3N_2$ ; b) BaO; c)  $Li_3N$ ; d) CsF; e)  $BeF_2$ ; f)  $Li_2O$
- 59 2 ioni nitrato per lo ione calcio e 1 ione nitrato per lo ione sodio; 3 legami covalenti polari, di cui uno dativo
- 60
- $$Na \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot + \cdot Na \rightarrow [Na]^+ [\ddot{O}]^{2-} [Na]^+$$
- $$\cdot \ddot{Cl} \cdot + \cdot Mg \cdot + \cdot \ddot{Cl} \cdot \rightarrow [\ddot{Cl}]^- [Mg]^{2+} [\ddot{Cl}]^-$$
- $$Ca \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot \rightarrow [Ca]^{2+} [\ddot{O}]^{2-}$$
- $$K \cdot + \cdot \ddot{I} \cdot \rightarrow [K]^+ [\ddot{I}]^-$$

70

Elemento del periodo 3	Differenza di elettronegatività con l'ossigeno	Natura del legame	Cariche
Na	2,6	ionico	$Na^+ O^{2-}$
Mg	2,3	ionico	$Mg^{2+} O^{2-}$
Al	2,0	ionico	$Al^{3+} O^{2-}$
Si	1,7	Percentuale di ionicità: 51%	/
P	1,4	covalente polare	/
S	1,0	covalente polare	/
Cl	0,5	covalente polare	/

- 61 a)  $Li \cdot + \cdot \ddot{F} \cdot \rightarrow [Li]^+ [\ddot{F}]^-$
- b)  $K \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot + \cdot K \rightarrow [K]^+ [\ddot{O}]^{2-} [K]^+$
- c)  $Sr \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot \rightarrow [Sr]^{2+} [\ddot{O}]^{2-}$
- d)  $\cdot \ddot{O} \cdot + \cdot Al \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot + \cdot Al \cdot + \cdot \ddot{O} \cdot \rightarrow$   
 $\rightarrow [\ddot{O}]^{2-} [Al]^{3+} [\ddot{O}]^{2-} [Al]^{3+} [\ddot{O}]^{2-}$

62 —

 63  $6,02 \times 10^{22}$  elettroni mobili

64 —

 65  $6,70 \times 10^{23}$  elettroni

66 perché hanno la tendenza a mettere in comune i loro elettroni

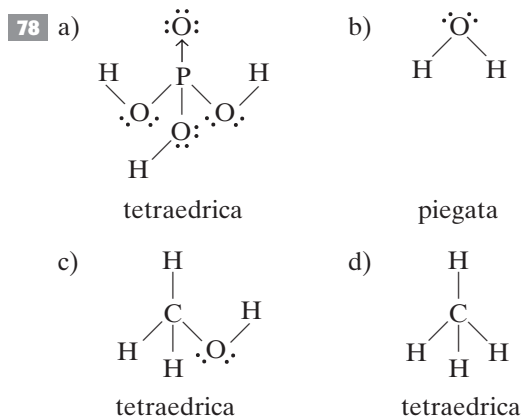
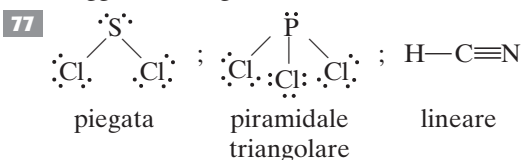
67 covalenti puri nelle molecole biatomiche; covalenti polari con gli altri non metalli e con i metalli di transizione; ionici con i metalli dei gruppi I e II

68 ionici con i non metalli

69

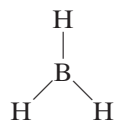
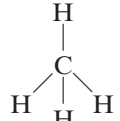
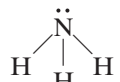
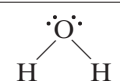
Primo elemento	Secondo elemento	Tipo di legame
Na	Cl	ionico
Ca	Br	ionico
H	S	covalente polare
Mg	O	ionico
F	F	covalente puro
Cu	H	covalente polare
Fe	Fe	metallico
C	H	covalente polare
N	H	covalente polare

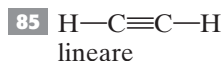
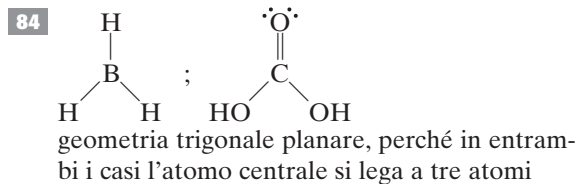
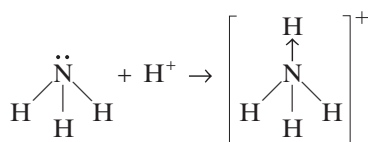
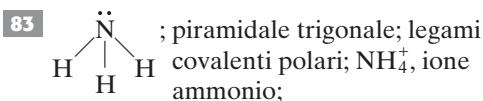
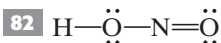
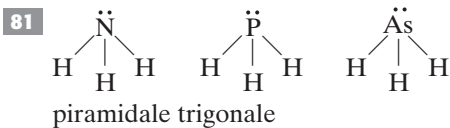
- 71** —  
**72** sei  
**73** quattro  
**74** 120°  
**75** intorno all'atomo di ossigeno si trovano una coppia elettronica di legame e tre coppie di elettroni liberi  
**76** perché il legame doppio genera una repulsione maggiore sui legami adiacenti



**79** alla maggiore distanza possibile l'una dall'altra

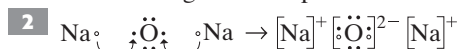
**80**

Formula bruta	Formula di struttura di Lewis	Geometria
LiH	Li—H	lineare
BeH <sub>2</sub>	H—Be—H	lineare
BH <sub>3</sub>		trigonale planare
CH <sub>4</sub>		tetraedrica
NH <sub>3</sub>		piramidale triangolare
H <sub>2</sub> O		piegata
HF	H—F: $\cdot\cdot$	lineare

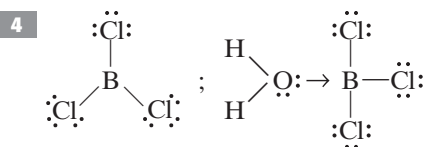


**REVIEW**

**1**  $\text{Sr}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ ;  $\text{F}^- = 1s^2 2s^2 2p^6$ ; entrambi raggiungono la configurazione elettronica del gas nobile più vicino

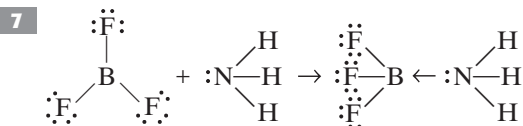


3 perché nei solidi metallici gli elettroni del mare elettronico sono mobili, mentre nei solidi ionici no

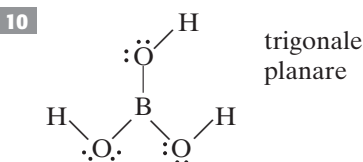
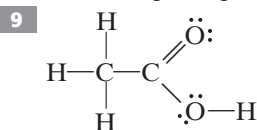


5 248 kJ

6 Le due quantità sono simili, ma non identiche: occorre spendere una quantità di energia superiore per le 2 mol di azoto.



8 2-; un legante con carica 2- porterebbe a un composto neutro che potrebbe non essere solubile in acqua e quindi difficilmente eliminabile



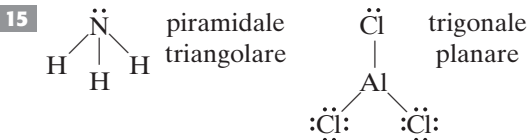
11 perché il sodio cedendo  $1e^-$  completa l'ottetto, così come l'ossigeno acquistando  $2e^-$

- 12
- $\Delta_e = 0,35$ ;  $\text{CH}_4$
  - $\Delta_e = 0,38$ ;  $\text{H}_2\text{S}$
  - $\Delta_e = 2,55$ ;  $\text{BaO}$
  - $\Delta_e = 0$ ;  $\text{Br}_2$

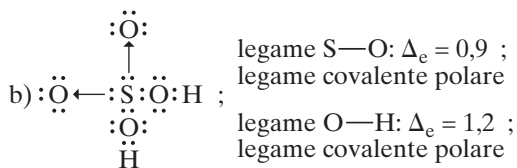
13 a)  $\text{O} \leftarrow \text{Cl} - \text{O} - \text{H}$  ; b)  $\text{H} - \text{H}$

c)  $\text{Cl} - \text{Cl}$  ; d)  $[\text{Cl}]^- [\text{Ba}]^{2+} [\text{Cl}]^-$

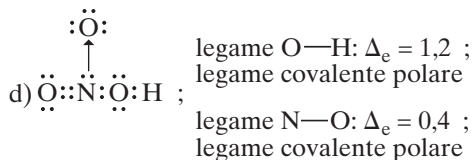
14  $\text{CaCl}_2$ ; ionico



16 a)  $\text{K}^+ : \ddot{\text{I}}:^- ; \Delta_e = 1,8$  ; legame ionico

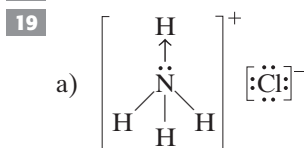


c)  $:\ddot{\text{F}}:^- \text{Mg}^{2+} :\ddot{\text{F}}:^- ; \Delta_e = 2,7$  ; legame ionico



17  $\text{O}=\text{O}$ : struttura lineare struttura piegata

18 —

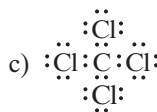
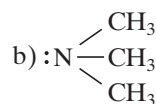
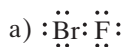


b)  $[\text{Cl}-\text{O}]^- [\text{Na}]^+$

20 perché P e S sono troppo voluminosi per sovrapporre gli orbitali e formare una molecola biatomica; si forma la geometria energeticamente più stabile

21 The noble gases tend not to react because their external electronic level is complete and so they are in condition of maximal stability and minimum energy.

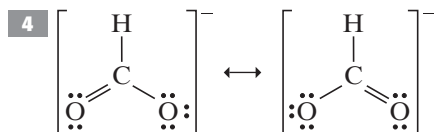
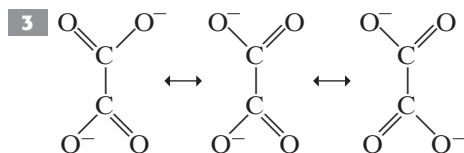
22



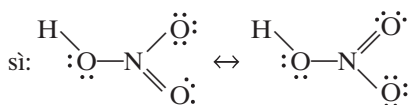
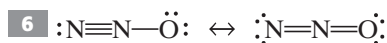
## Soluzioni capitolo 14

1 —

2 —



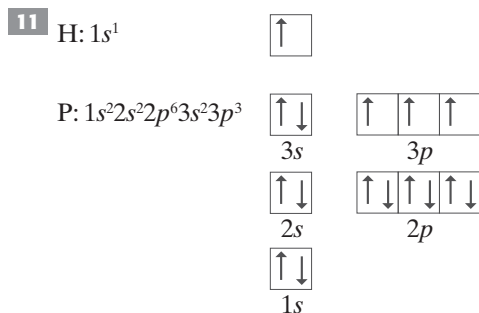
5 no



8 —

9 il legame si forma in seguito alla sovrapposizione di due orbitali  $3p_z$  semipiù dei due atomi di cloro

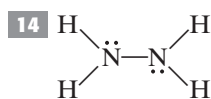
10 gli orbitali  $1s$  dell'atomo di idrogeno e gli orbitali  $2p$  dell'atomo di ossigeno



orbitale  $1s$  per l'idrogeno e orbitali  $3p$  per il fosforo

12  $\text{NH}_3$ : 3 legami  $\sigma$ ;  $\text{CO}_2$ : 2 legami  $\sigma$  - 2 legami  $\pi$ ;  $\text{N}_2$ : 1 legame  $\sigma$  - 2 legami  $\pi$ ;  $\text{HCN}$ : 2 legami  $\sigma$  - 2 legami  $\pi$

13 azoto;  $:\text{N}\equiv\text{N}:$ ; 1 legame  $\sigma$  e 1 legame  $\pi$



orbitale  $1s$  per l'idrogeno e orbitale  $2p$  per l'azoto

15 10 legami  $\sigma$  e 2 legami  $\pi$

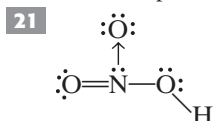
16 —

17  $sp$ ;  $sp^2$

18  $sp^2$

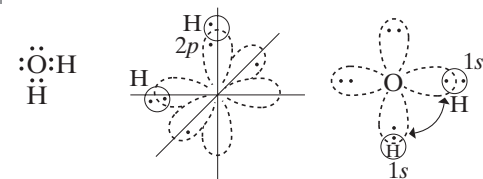
19 3-2-3;  $sp^3$

20 no, perché B con ibridazione  $sp^2$  genera una struttura trigonale planare, mentre P con ibridazione  $sp^3$  origina una geometria tetraedrica



no, nelle molecole poliatomiche la teoria VB non è in grado di giustificare i dati sperimentali

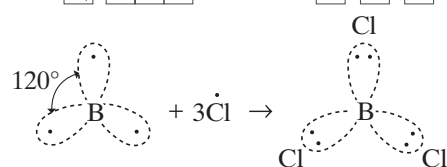
22 Lewis: VB: orbitali ibridi:



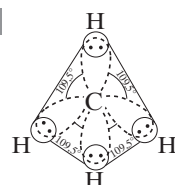
l'ultima è quella che fornisce il risultato più prossimo al dato sperimentale di  $104,5^\circ$

23 Dal terzo periodo in poi l'atomo centrale di una molecola può disporre di più di 8 elettroni, come avviene in  $\text{PCl}_5$  e in  $\text{SF}_6$ , dove il fosforo e lo zolfo sono circondati rispettivamente da 5 e da 6 coppie elettroniche di legame. Queste situazioni comportano quindi l'estensione o, meglio, l'espansione dell'ottetto. N e O non formano ottetti espansi perché il secondo livello non contiene il sottolivello  $d$ .

24 3;  $sp^3$  - tetraedro;  $sp^2$  - trigonale planare;  $sp$  - lineare; 1 elettrone per ciascun orbitale



26



si formano 4 legami  $\sigma$  con geometria tetraedrica

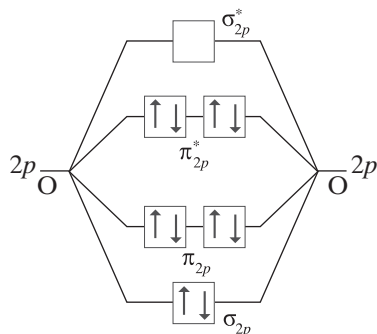
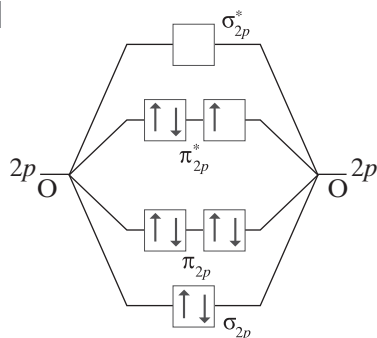
27  $sp^3$ : 3;  $sp^2$ : 1

28 azoto:  $1s^2 2s^2 2p^3$  - carbonio:  $1s^2 2s^2 2p^2$ ; 4 orbitali ibridi  $sp^3$ ; no, il sottolivello  $p$  dell'azoto è già semiriempito nello stato fondamentale

29 —

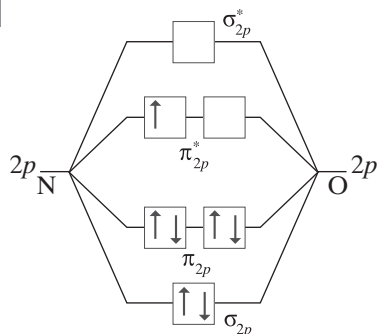
30 —

31



$O_2^-$ , perché possiede ancora  $1e^-$  spaiato

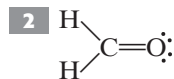
32



l'elettrone spaiato nell'orbitale  $\pi_2^*$

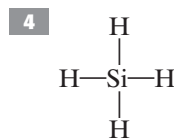
## REVIEW

1 perché il doppietto elettronico non condiviso è più ingombrante dei singoli legami e tende a ridurre i loro angoli da  $109,5^\circ$  a  $107^\circ$

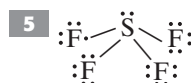


l'atomo di C usa 3 orbitali  $sp^2$  per formare i 3 legami  $\sigma$  con  $1s_H$  e  $2p_O$ ; poi  $2p_C$  si unisce con  $2p_O$  per formare il legame  $\pi$

3 Nella struttura di Lewis di  $POCl_3$ , il legame tra P e O è dativo. Secondo la teoria VB, invece, lo stesso legame è covalente doppio (espansione dell'ottetto).



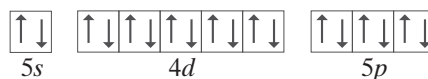
legame  $\sigma$ ; struttura tetraedrica; Si  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ; per spiegare la molecola del tetraidruro di silicio secondo la teoria VB, si ammette una promozione elettronica  $2s \rightarrow 2p$  con formazione di 4 orbitali semiriempiti disponibili per 4 legami covalenti



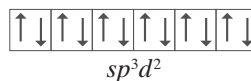
4 coppie di legame e 1 coppia solitaria; ibridazione  $sp^3d$

6 perché gli elettroni non sono vincolati a legami definiti tra una coppia di atomi, ma estesi alla molecola intera

7  $XeF_4$ : 4 coppie di legame e 2 coppie solitarie. Si ammettono 2 promozioni elettroniche  $5p \rightarrow 5d$ ; Xe:  $[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$  stato fondamentale



stato eccitato: ibridato  $sp^3d^2$

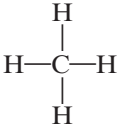
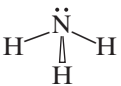


La forma quadrata della molecola è dovuta al fatto che le coppie solitarie si dispongono alla massima distanza reciproca, ossia a  $180^\circ$ .

8 —

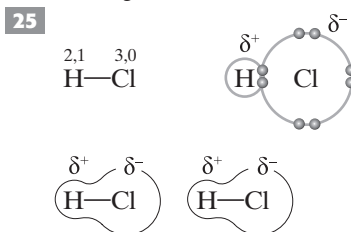
9 —

## Soluzioni capitolo 15

- 1 in un liquido sono quasi in equilibrio; nello stato aeriforme sono pressoché nulle
- 2 lo stato solido e lo stato liquido
- 3 interatomiche: c-d; intermolecolari: a-b-e
- 4 perché sono entrambe sostanze apolari
- 5 l'acqua
- 6 —
- 7 sì, quando a causa della geometria tutti i dipoli si annullano
- 8 Dipende dalla somma dei momenti dipolari, perché H<sub>2</sub>O ha geometria piegata (somma diversa da 0), mentre CO<sub>2</sub> è lineare (somma nulla).
- 9 perché PH<sub>3</sub> ha struttura piramidale trigonale, mentre BH<sub>3</sub> è trigonale planare
- 10 polare, perché rimane un momento dipolare in direzione N → C
- 11 perché H<sub>2</sub>S ha struttura piegata, mentre CS<sub>2</sub> ha struttura lineare
- 12 perché entrambi hanno geometria tetraedrica, ma in CF<sub>4</sub> i legami sono tutti equivalenti e i dipoli si annullano, mentre in CF<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> no
- 13 PCl<sub>5</sub> e SF<sub>6</sub> sono apolari; SF<sub>5</sub>Br è polare, perché il momento dipolare non è più nullo
- 14 con l'esperimento della bacchetta elettrizzata
- 15 polari: CH<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> - CO<sub>2</sub> - H<sub>2</sub>S - PCl<sub>3</sub> - HI;  
apolari: CH<sub>3</sub>CH<sub>3</sub> - Br<sub>2</sub>
- 16 CCl<sub>4</sub> - CO<sub>2</sub> - I<sub>2</sub>
- 17 a-c-d
- 18  
- 19 forze dipolo-dipolo
- 20 tramite le forze di London
- 21 —
- 22 —
- 23 perché l'ossigeno ha dimensioni maggiori dell'azoto e quindi forze di Van der Waals più intense
- 24

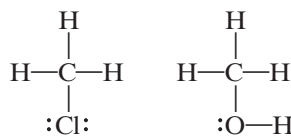
Gas nobile	T <sub>eb</sub> (°C)
He	-269
Ne	-246
Ar	-186
Kr	-152
Xe	-107
Rn	-62

Al crescere delle dimensioni atomiche aumenta la temperatura di ebollizione.



Le proprietà chimiche dipendono dal legame covalente polare intramolecolare; quelle fisiche dalle interazioni dipolo-dipolo fra molecole.

- 26 Le forze di London fra le catene lineari del *n*-esano sono più intense, dato il maggior numero di atomi della molecola. È quindi necessaria più energia per vincere queste interazioni.
- 27 —
- 28 *n*-pentano, perché la struttura lineare permette di instaurare interazioni intermolecolari più numerose
- 29 perché l'esano ha massa maggiore
- 30 GeH<sub>4</sub>, AsH<sub>3</sub>, SeH<sub>2</sub>; GeH<sub>4</sub>, perché ha geometria tetraedrica ed è apolare
- 31 tetraedrica; no; forze di London crescenti al crescere delle dimensioni
- 32 —
- 33 —
- 34 —
- 35 —
- 36

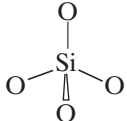


l'alcol metilico, perché il gruppo OH favorisce la formazione di legami a idrogeno tra le molecole

- 37 b
- 38 aeriforme
- 39 perché evaporando l'alcol sottrae calore alla pelle e lo utilizza per rompere i legami a idrogeno tra le sue molecole
- 40 —
- 41 CH<sub>4</sub> - H<sub>2</sub>S - H<sub>2</sub>O
- 42 HF può formare legami a idrogeno e HCl no
- 43 Il ghiaccio d'acqua ha molecole polari, tra le quali si originano legami a idrogeno che formano strutture esagonali con 6 molecole ciascuna; riscaldandolo, a 0 °C e 1 atm diventa liquido. Il ghiaccio secco ha molecole apolari, tra le quali si originano deboli forze di London, pertanto a soli -78 °C si trasforma direttamente in gas.
- 44 miscuglio eterogeneo, perché l'acqua (polare) e il benzene (apolare) sono immiscibili

- 45 —  
 46 la separazione in idrogeno e ossigeno  
 47 —  
 48 410,02 g  
 49 i legami a idrogeno; perché, possedendo legami intermolecolari forti, sottrae molto calore per spezzarli  
 50 perché il rame forma cristalli metallici e il solfato di rame cristalli ionici  
 51 —  
 52 di un cristallo molecolare polare  
 53 perché presentano le deboli forze di Van der Waals
- 54 cristallo molecolare apolare  
 55 cristallo covalente  
 56 no, perché si tratta di un solido molecolare apolare  
 57 cristallo metallico  
 58 cristalli ionici  
 59 si tratta di ossidi ionici che, per le loro proprietà, possono essere ritenuti di tipo covalente  
 60 ioni  
 61 Cu rosso - Au giallo; Cu verde - Au blu violetta; neri; proprietà fisica  
 62 —

63

Formula di Lewis	Tipo di legame	Tipo di solido
$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \text{Ca}^{2+} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	Ionico	Ionico
Pt	Metallico	Metallico
	Covalente apolare	Molecolare apolare
$\text{Ag} \cdot \ddot{\text{I}} \cdot$	Covalente polare	Molecolare polare
	Covalente polare	Covalente o reticolare

- 64 perché la lega metallica è più resistente dei singoli metalli, è duttile e malleabile, conduttrice di calore e risente in misura minore dell'attacco degli acidi
- 65 —  
 66 —  
 67 —  
 68 —  
 69 solido amorfo  
 70 le superfici piane riflettono la struttura ordinata del cristallo (sfaldabilità)  
 71 polimorfe  
 72 sistema cubico, tetragonale e rombico; sistema cubico  
 73 perché quelle più dure potrebbero scalfire quelle più fragili  
 74 tra 4 e 5  
 75 gli ioni devono essere intercambiabili: stessa carica e raggio ionico simile
- 76 6; 6; perché i sei ioni con carica uguale, che circondano uno ione di carica opposta, formano un ottaedro
- 77 —  
 78 perché l'acqua ha una elevata tensione superficiale, che viene drasticamente ridotta per aggiunta di tensioattivi  
 79 perché la carta da forno è oleata e pertanto impermeabile  
 80 perché è la forma che offre il maggior raggruppamento delle molecole e la minor superficie di contatto  
 81 perché l'elevato numero di forze di Van der Waals tra le catene rallenta il reciproco scorrimento  
 82 perché diminuisce la tensione superficiale  
 83 quello delle Eolie  
 84 perché i tensioattivi riducono la tensione superficiale

REVIEW

- 1 per la tensione superficiale
- 2 escono in base alla loro viscosità crescente
- 3 no
- 4 lega metallica
- 5 nel ghiaccio, i legami a idrogeno tra le molecole sono come congelati a formare strutture esagonali vuote all'interno, con conseguente aumento di volume rispetto all'acqua liquida
- 6 A: oro; B: zolfo; C: cloruro di potassio; D: diamante
- 7  $P_4$ : cristallo molecolare apolare;  $P_x$ : cristallo covalente
- 8 la temperatura di ebollizione cresce al crescere delle dimensioni dell'atomo centrale, perché le forze di Van der Waals sono più intense

9

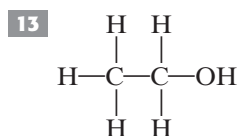
	HF	HCl	HBr	HI
Momento di dipolo (D)	1,91	1,08	0,80	0,42
Lunghezza di legame (pm)	91,61	127	141	161
Carica (C)	$6,96 \times 10^{-20}$	$2,84 \times 10^{-20}$	$1,90 \times 10^{-20}$	$8,71 \times 10^{-21}$

SOLUZIONI DEGLI ESERCIZI DI TESTO

10 a) legame covalente; b) legame ionico; c) forze dipolo-dipolo; d) forze di London

11 forze di London; minore

12 legami a idrogeno tra i gruppi OH; forze di London tra le catene idrocarburiche



perché la molecola possiede una porzione idrofila (OH) e una idrofoba ( $\text{CH}_3\text{CH}_2-$ )

14 minore, perché presenta  $T_{eb}$  inferiore a quella dell'acqua

15 perché l'acqua possiede una tensione superficiale più elevata

16 i pigmenti vegetali passano dal solvente alcolico all'acqua, rendendola opaca e svelando i loro aromi

17 Energia di legame semplice fra atomi di carbonio: 348 kJ/mol; energia di legame doppio: 614 kJ/mol; energia di legame triplo: 839 kJ/mol. Il legame doppio non ha energia doppia rispetto al legame semplice.

Differenza di energia tra legame doppio e semplice:  $(614 - 348) \text{ kJ/mol} = 266 \text{ kJ/mol}$ .

Differenza di energia tra legame triplo e doppio:  $(839 - 614) \text{ kJ/mol} = 225 \text{ kJ/mol}$ .

Per spezzare un legame triplo occorre spendere più energia di quella necessaria per tre distinti legami singoli C—C. Se ne ricava che i composti con legami semplici (ibridazione  $sp^3$  del carbonio) sono più stabili.

18 perché la pressione esercitata dal gas della bolla d'aria impedisce la risalita per capillarità e interrompe la forza di coesione tra le molecole

19 a) molecolare; b) metallico; c) molecolare; d) ionico

20 a) legami a idrogeno; b) legami a idrogeno; c) legame metallico; d) forze di London; e) legami ionici

21 —

22 —



## Soluzioni capitolo 16

- 1** Antoine Lavoisier
- 2** nomenclatura tradizionale, di Stock e IUPAC
- 3** —
- 4** +5; -2
- 5** a) 0; b) +1; -2; c) 0; d) +6; -2; e) -3; +1; f) +7; -2; g) -4; +1; h) 0; i) +1; -1; l) +2; -2; m) 0; n) +3; -2; o) +2; -2; p) +1; -2; q) +1; -1; r) +1; -2; s) -1; t) +6; -2; u) +2; v) +7; -2
- 6** l'elettrone  $1s$  dell'idrogeno e un elettrone di un sottolivello  $p$  dell'alogeno, rispettivamente  $2p$  per il fluoro,  $3p$  per il cloro,  $4p$  per il bromo,  $5p$  per lo iodio
- 7**  $H_2S$
- 8** i legami covalenti (puri o omopolari) si formano tra atomi aventi la stessa elettronegatività
- 9** perché i perossidi sono caratterizzati da due atomi di ossigeno legati tra loro da un legame covalente puro; il rimanente elettrone forma il legame con l'idrogeno
- 10** +2; la carica è indicata da un numero seguito dal segno positivo o negativo; il numero di ossidazione, dal segno seguito da un numero
- 11**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ; perché cede i  $3e^-$  del livello 3
- 12** sono a sinistra e hanno comportamento metallico; il n.o. è sempre positivo perché perdendo elettroni raggiungono la stabilità dell'ottetto
- 13**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ ; perché tende a cedere i  $2e^-$  presenti nel 4° livello
- 14** perché il fluoro è più elettronegativo dell'ossigeno e quindi assume n.o. -1, mentre l'ossigeno +2
- 15** l'idrogeno assume n.o. -1 quando si combina con elementi meno elettronegativi di lui, mentre ha n.o. +1 se si combina con gli alogeni che hanno elettronegatività maggiore
- 16** a) +2; -2; +1; b) +2; -2; c) +2; +6; -2; d) +3; -2; e) +1; -1; f) +5; -2; g) -3; +1; h) +4; -2; i) +1; +4; -2; l) +5; -2; m) +1; +7; -2; n) +2; -1; o) +1; +5; -2; p) +3; -2; q) +1; +4; -2; r) +2; +6; -2; s) +5; -2; t) +6; -2; u) +3; -2; v) +5; -2
- 17** —
- 18** a) +1; b) +4; c) +6; d) +4; e) +4; f) -3; g) +5; h) +6; i) +7; l) -3
- 19** 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
- 20** a) +1; +1; -2; b) +2; +4; -2; c) +1; +2; -2; d) +2; +1; +6; -2; e) +2; +2; +4; -2; f) -3; +1; +7; -2; g) +2; +4; -2; h) +1; +3; +4; -2; i) 0; +1; -1; -1; l) +2; +3; -2; m) +2; -2; +1; n) -3; +1; +6; -2; o) +2; +4; -2; p) +1; +1; +5; -2; q) +1; +1; +4; -2; r) +2; +3; -2
- 21** a)  $CaS$ ; c)  $CO_2$ ;  
b)  $PBr_3$ ; d)  $SeH_2$
- 22**  $LiCl$  cloruro di litio;  $Li_3N$  nitruro di litio;  $Li_2O$  ossido di litio;  $CaCl_2$  cloruro di calcio;  $Ca_3N_2$  nitruro di calcio;  $CaO$  ossido di calcio;  $AlCl_3$  cloruro di alluminio;  $AlN$  nitruro di alluminio;  $Al_2O_3$  ossido di alluminio
- 23**  $Cl_2O$  monossido di cloro;  $Cl_2O_3$  triossido di dicloro;  $Cl_2O_5$  pentaossido di dicloro;  $Cl_2O_7$  eptaossido di dicloro
- 24**  $CrO$  monossido di cromo;  $Cr_2O_3$  triossido di dicromo;  $CrO_3$  triossido di cromo
- 25**  $N_2O$  monossido di diazoto;  $NO$  monossido di azoto;  $N_2O_3$  triossido di diazoto;  $NO_2$  diossido di azoto;  $N_2O_5$  pentaossido di diazoto
- 26** a)  $Fe_2O_3$ ; b)  $PCl_5$ ; c)  $K_2O$ ; d)  $SF_6$ ; e)  $LiH$ ; f)  $As_2S_3$ ; g)  $HBr$ ; h)  $H_2S$ ; i)  $N_2O$ ; l)  $BN$ ; m)  $Mg_2Si$ ; n)  $GaSe$
- 27** a)  $SF_6$  esafluoruro di zolfo; b)  $CO$  monossido di carbonio; c)  $CsCl$  cloruro di cesio
- 28** b) ossido di diidrogeno; l) monossido di carbonio; m) diossido di carbonio; n) eptossido di dicloro; o) esafluoruro di xenon; p) diioduro di piombo; q) esafluoruro di diboro; r) tetracloruro di silicio; s) tetraidruro di carbonio; t) tricloruro di alluminio; u) pentossido di dicloro; v) perossido di idrogeno; z) solfuro di dipotassio
- 29**  $CO_2$  diossido di carbonio
- 30** a) tricloruro di magnesio → dicloruro di magnesio; b) tetraossido di dipiombo → diossido di piombo; c) diidruro di zolfo → solfuro di diidrogeno; d) diossido di zinco → ossido di zinco
- 31** a)  $CH_2$ ; b)  $F_2O$ ; c)  $BeH$ ; d)  $H_3P$
- 32** ossidi basici: a-b-e-g-i-n; ossidi acidi: c-d-f-h-l-m
- 33** idrossidi: b-c-g-h-i; ossiacidi: a-d-e-f-l
- 34** ossiacidi: c-d-f-g-l; sali: a-b-e-h-i
- 35**  $Ca(OH)_2$  diidrossido di calcio
- 36** sì, tutti gli ossiacidi di ammonio
- 37** idruri metallici: b-d-g-h-m-n-r-s; idruri covalenti: a-e-l-o-t; idracidi: c-f-i-p-q  
Nota: Gli idruri salini (di tipo ionico) sono quelli dei metalli alcalini e alcalino-terrosi. Gli idruri metallici sono formati da metalli quali Ti, V, Cr, Pd e altri, grazie alla loro capacità di adsorbire o includere idrogeno, in misura variabile, entro gli interstizi del reticolo cristallino (si suppone che l'idrogeno sia presente in forma non ionica). Gli idruri covalenti si formano con i non metalli.
- 38** a) ossido basico; b) ossiacido; c) sale ternario; d) idrossido; e) sale binario; f) sale ternario; g) idruro metallico; h) idracido o idruro covalente; i) ossido acido
- 39** no, gli idruri covalenti non possono generare sali
- 40** a) ossido acido; b) idruro covalente; c) ossiacido; d) idracido; e) ossido basico; f) sale ternario; g) sale binario; h) ossido acido; i) ossido basi-

co; l) idruro metallico; m) ossido covalente; n) idrossido; o) idruro metallico; p) idruro covalente; q) sale ternario; r) ossiacido; s) idrossido; t) ossido acido; u) idracido; v) sale binario

**41** a) metallo + non metallo; b) metallo + idracido; c) ossido basico + idracido; d) idrossido + idracido

**42** HF, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>S, HCN

**43** è un legame covalente polare: in soluzione acquosa, HBr si dissocia in ioni H<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> e Br<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>

**44** NH<sub>3</sub>

**45** si spezza un legame covalente polare dell'acqua e si riforma tra lo ione ossido O<sup>2-</sup> e lo ione H<sup>+</sup> liberato

**46** fosforo

**47** Na<sub>2</sub>S solfuro di disodio

**48** ossidi acidi: a-d-e-g; ossidi basici: b-c-f-h

**49** gli idruri metallici sono formati da metallo e idrogeno (con n.o. -1), mentre gli idruri covalenti da non metallo (escluso S e alogeni) e idrogeno (con n.o. +1)

**50**

Composto	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura secondo Stock	Nomenclatura IUPAC
FeBr <sub>2</sub>	bromuro ferroso	bromuro di ferro(II)	dibromuro di ferro
SnCl <sub>2</sub>	cloruro stannoso	cloruro di stagno(II)	dicloruro di stagno
SnCl <sub>4</sub>	cloruro stannico	cloruro di stagno(IV)	tetracloruro di stagno
CaF <sub>2</sub>	floruro di calcio	fluoruro di calcio	difluoruro di calcio

**51** a) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; b) V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; c) Ni<sub>2</sub>S<sub>3</sub>; d) TiH<sub>4</sub>

**52** a) CoO; b) Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; c) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; d) CuCl

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

**54** a) triossido di diarsenico; b) pentaossido di dibismuto; c) bromuro di idrogeno; d) trisolfu-

ro di dicromo; e) monosolfuro di ferro; f) tricloruro di antimonio

**55** a) HCl; b) H<sub>2</sub>S; c) HF; d) HBr

**56** a) NiO; b) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; c) Cu<sub>2</sub>O; d) PbO<sub>2</sub>

**57** a) CO<sub>2</sub>; b) N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; c) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub>; d) B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

**58**

	Composto	Classe	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale
a)	NH <sub>3</sub>	idruro covalente	triidruro di azoto	ammoniaca
b)	KCl	sale binario	cloruro di potassio	cloruro di potassio
c)	AsH <sub>3</sub>	idruro covalente	triidruro di arsenico	arsina
d)	BaH <sub>2</sub>	idruro metallico	diidruro di bario	idruro di bario
e)	HCl	idracido	cloruro di idrogeno	acido cloridrico
f)	BF <sub>3</sub>	sale binario	trifluoruro di boro	fluoruro di boro
g)	LiH	idruro metallico	idruro di litio	idruro di litio
h)	FeBr <sub>3</sub>	sale binario	tribromuro di ferro	bromuro ferrico
i)	SiH <sub>4</sub>	idruro covalente	tetraidruro di silicio	idruro di silicio
j)	HBr	idracido	bromuro di idrogeno	acido bromidrico
k)	HI	idracido	ioduro di idrogeno	acido iodidrico
l)	CuH	idruro metallico	monoidruro di rame	idruro rameoso
m)	PH <sub>3</sub>	idruro covalente	triidruro di fosforo	fosfina
n)	ZnH <sub>2</sub>	idruro metallico	diidruro di zinco	idruro di zinco
o)	NaF	sale binario	fluoruro di sodio	fluoruro di sodio
p)	CaH <sub>2</sub>	idruro metallico	diidruro di calcio	idruro di calcio
q)	PbI <sub>2</sub>	sale binario	diioduro di piombo	ioduro piomboso
r)	K <sub>2</sub> S	sale binario	solfuro di dipotassio	solfuro di potassio
s)	CH <sub>4</sub>	idruro covalente	tetraidruro di carbonio	idruro di carbonio
t)	H <sub>2</sub> S	idracido	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico
u)	HF	idracido	fluoruro di idrogeno	acido fluoridrico
v)	SiCl <sub>4</sub>	sale binario	tetracloruro di silicio	cloruro di silicio
w)	NiO	ossido basico	monossido di nichel	ossido nicheloso
x)	CS <sub>2</sub>	sale binario	disolfuro di carbonio	solfuro di carbonio

59

	Composto	Classe	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura di Stock
a)	CO <sub>2</sub>	ossido acido	diossido di carbonio	anidride carbonica	
b)	CuO	ossido basico	monossido di rame	ossido rameico	ossido di rame(II)
c)	SrO	ossido basico	ossido di stronzio	ossido di stronzio	ossido di stronzio
d)	SO <sub>2</sub>	ossido acido	diossido di zolfo	anidride solforosa	
e)	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	ossido acido	pentaossido di difosforo	anidride fosforica	
f)	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	perossido	perossido di idrogeno	acqua ossigenata	
g)	Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ossido basico	triossido di dinichel	ossido nichelico	ossido di nichel(III)
h)	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	perossido	perossido di sodio	perossido di sodio	perossido di sodio

- 60 a) diossido carbonico → diossido di carbonio;  
 b) anidride disolforica → anidride solforica; c)  
 ossido di calcio(II) → ossido di calcio

61 —

62

	Composto	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura di Stock
a)	NaCl	cloruro di sodio	cloruro di sodio	cloruro di sodio
b)	H <sub>2</sub> O	ossido di diidrogeno	acqua	
c)	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	perossido di sodio	perossido di sodio	perossido di sodio
d)	SiO <sub>2</sub>	diossido di silicio	anidride silicica	
e)	XeF <sub>6</sub>	esafluoruro di xenon	fluoruro di xenon	
f)	AsH <sub>3</sub>	triidruro di arsenico	arsina	
g)	CO <sub>2</sub>	diossido di carbonio	anidride carbonica	
h)	H <sub>2</sub> S	solfuro di diidrogeno	acido solfidrico	
i)	CH <sub>4</sub>	tetraidruro di carbonio	metano	
l)	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di diazoto	anidride nitrosa	
m)	KCN	cianuro di potassio	cianuro di potassio	cianuro di potassio
n)	LiH	idruro di litio	idruro di litio	idruro di litio
o)	NH <sub>3</sub>	triidruro di azoto	ammoniaca	
p)	MnO <sub>2</sub>	diossido di manganese	ossido manganoso	ossido di manganese(IV)
q)	PH <sub>3</sub>	triidruro di fosforo	fosfina	
r)	Cu <sub>2</sub> O	monossido di dirame	ossido rameoso	ossido di rame(I)
s)	HgS	monosolfuro di mercurio	solfuro mercurico	solfuro di mercurio(II)
t)	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	perossido di idrogeno	acqua ossigenata	
u)	CS <sub>2</sub>	disolfuro di carbonio	solfuro carbonico	
v)	CaO	ossido di calcio	ossido di calcio	ossido di calcio

- 63 a) Ca(OH)<sub>2</sub>; b) Fe(OH)<sub>2</sub>; c) Fe(OH)<sub>3</sub>;  
 d) Ba(OH)<sub>2</sub>; e) NaOH; f) Cu(OH)<sub>2</sub>;  
 g) CuOH; h) KOH

- 64 a) H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; b) HNO<sub>2</sub>; c) HClO<sub>4</sub>; d) H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>;  
 e) H<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>; f) HMnO<sub>4</sub>; g) HNO<sub>3</sub>; h) HAsO<sub>2</sub>

65 tre

 66 SiO<sub>4</sub><sup>4-</sup>; Mg: +2; Si: +4; O: -2

67 con un idracido

 68 3; Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

69 i cianuri e i sali di ammonio, perché la parte anionica e quella cationica sono già formate da due elementi

- 70 a) Na<sup>+</sup>, BO<sub>3</sub><sup>3-</sup>; b) K<sup>+</sup>, ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>; c) Mg<sup>2+</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>; d) Na<sup>+</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>; e) Ba<sup>2+</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

71 perché P e H hanno la stessa elettronegatività

- 72 a) BaSO<sub>4</sub>; b) KNO<sub>3</sub>; c) MgCO<sub>3</sub>; d) NaClO;  
 e) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>

- 73** a)  $\text{Na}^+$  e  $\text{HCO}_3^-$ ; b)  $\text{Ca}^{2+}$  e  $2\text{HSO}_4^-$ ; c)  $\text{Mg}^{2+}$  e  $2\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ; d)  $\text{Ba}^{2+}$  e  $2\text{HSO}_3^-$ ; e)  $\text{Li}^+$  e  $\text{H}_2\text{PO}_3^-$
- 74** a)  $\text{LiClO}$ ; b)  $\text{HClO}_4$ ; c)  $\text{CoCO}_3$ ; d)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; e)  $\text{KIO}_3$ ; f)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
- 75** a)  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ; b)  $\text{H}_2\text{AsO}_3$ ; c)  $\text{H}_2\text{SeO}_3$ ; d)  $\text{FeCO}_3$ ; e)  $\text{CuSO}_4$
- 76** si ottengono per reazione di due o più molecole di ossido acido con una o più molecole di acqua
- 77**  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$
- 78**  $\text{HBrO}$ ;  $\text{HIO}_3$ ;  $\text{HIO}_4$
- 79**  $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{B}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HBO}_2$ ;  $\text{As}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_6\text{As}_2\text{O}_8 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_4$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

80

Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC
$\text{H}_2\text{CO}_3$	acido carbonico	acido triossocarbonico(IV)
$\text{HNO}_2$	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
$\text{HNO}_3$	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
$\text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso	acido triossosolforico(IV)
$\text{H}_2\text{SO}_4$	acido solforico	acido tetraossosolforico(VI)
$\text{HClO}$	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
$\text{HClO}_2$	acido cloroso	acido diossoclorico(III)
$\text{HClO}_3$	acido clorico	acido triossoclorico(V)
$\text{HClO}_4$	acido perclorico	acido tetraossoclorico(VII)
$\text{HBrO}$	acido ipobromoso	acido monossobromico(I)
$\text{HBrO}_2$	acido bromoso	acido diossobromico(III)
$\text{HBrO}_3$	acido bromico	acido triossobromico(V)
$\text{HIO}$	acido ipoiodoso	acido monossoiodico(I)
$\text{HIO}_3$	acido iodico	acido triossoiodico(V)
$\text{HIO}_4$	acido periodico	acido tetraossoiodico(VII)

- 81** a) acido ortoborico; b) acido tetraborico; c) acido ortosilicico; d) acido tetrasilicico; e) acido ortofosforoso o fosforoso; f) acido ortofosforico o fosforico; g) acido pirofosforico; h) acido metafosforico; i) acido ortoarsenico

## REVIEW

- 1** a) solfuro ferroso; b) cloruro cobaltoso; c) nitrito di sodio; d) clorito di potassio
- 2** a)  $\text{Mn}(\text{NO}_2)_2$ ; b)  $\text{FeF}_3$ ; c)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; d)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- 3** 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)  $\text{Fe}(\text{HS})_2$
- 4** 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
- 5** a) idrogenotriossosolfato(IV) di bario; b) ossido di dipotassio; c) triossosolfato(IV) di alluminio; d) triidrossido di cromo; e) triossido di zolfo; f) pentaossido di difosforo; g) iodio; h) acido triossoborico(III)
- 6** b) ternario, molecolare, ossiacido; c) binario, molecolare, idruro covalente; d) ternario, ionico, idrossido; e) binario, ionico, ossido basico; f) ternario, ionico, sale di ossiacido; g) binario, molecolare, idracido; h) binario, ionico, idruro di metallo
- 7** carattere metallico maggiore ed energia di ionizzazione minore rispetto agli altri elementi del gruppo
- 8** a) ossido rameico (n.o.  $\text{Cu} = +2$ ); b) nitrato di potassio (n.o.  $\text{N} = +5$ ); c) cloruro di ferro(II) (n.o.  $\text{Fe} = +2$ ); d) pentaossido di diazoto (N ha pedice 2); e) perossido di potassio (se no era  $\text{K}_2\text{O}$ ); f) idrossido di bario (ha solo n.o. +2); g) acido solforico (n.o.  $\text{S} = +6$ ); h) acido bromidrico (è un idracido); i) anidride permanganica (n.o.  $\text{Mn} = +7$ ); l) carbonato acido di sodio (H indica che è acido); m) manganato di potassio (n.o.  $\text{Mn} = +6$ )
- 9**  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3$ , ossido di cromo + acqua  $\rightarrow$  idrossido cromoso;  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{HCrO}_2$ , ossido di cromo + acqua  $\rightarrow$  acido cromoso

10

	Nome tradizionale	Nome IUPAC
a)	carbonato acido di sodio	idrogenocarbonato(IV) di sodio
b)	carbonato di sodio	triossalocarbonato(IV) di sodio
c)	ipoclorito di sodio	monossoclorato(I) di sodio
d)	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
e)	ossido piombico	diossido di piombo
f)	ossido di alluminio	triossido di dialluminio
g)	ossido di calcio	ossido di calcio
h)	idrossido di calcio	diidrossido di calcio
i)	tetraborato di sodio decaidrato	eptaossotetraborato(III) di sodio decaidrato
l)	solfo di alluminio	tetraossosolfato(VI) di alluminio
m)	carburo di silicio	monocarburo di silicio
n)	idruri di azoto	triidruri di azoto
o)	idruri di carbonio	tetraidruri di carbonio

11 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)  $\text{NO}_2^-$

12

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
$\text{H}_2\text{SO}_3$	acido solforoso	acido triossalosolfurico(IV)
$\text{H}_2\text{S}$	acido solfidrico	solfo di diidrogeno
$\text{HClO}$	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
$\text{H}_3\text{PO}_4$	acido fosforico	acido tetraossosolfurico(V)
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	acido cromatico	acido tetraossocromico(VI)
$\text{HNO}_3$	acido nitrico	acido triossosolfurico(V)
$\text{HF}$	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno

13

Formula chimica	Nome tradizionale	Nome IUPAC
$\text{H}_2\text{O}_2$	acqua ossigenata	perossido di idrogeno
$\text{NH}_3$	ammoniaca	triidruri di azoto
$\text{BaH}_2$	idruri di bario	diidruri di bario
$\text{K}_2\text{O}_2$	perossido di potassio	perossido di potassio
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	anidride clorica	pentaossido di dicloro
$\text{Mn}_2\text{O}_7$	anidride permanganica	eptaossido di dimanganese
$\text{PH}_3$	fosfina	triidruri di fosforo

14 a) calcio nitrate  
b) copper(II) nitrate  
c) potassium dichromate

15 a) silicon tetrafluoride  
b) diphosphorus trioxide  
c) divanadium pentaoxide  
d) xenon tetrafluoride

 SOLUZIONI DEGLI  
ESERCIZI DI TESTO

## Soluzioni capitolo 17

- 1 —
- 2 —
- 3 —
- 4 il fatto che la formazione della soluzione rappresenti il minimo valore di energia potenziale
- 5 —
- 6 —
- 7 —
- 8 la misurazione della conducibilità della soluzione è corretto che siano globalmente apolari, ma possono contenere gruppi polari nelle molecole: lo zucchero contiene numerosi gruppi OH
- 10 il confronto con la conducibilità di un elettrolita forte, a parità di concentrazione
- 11 1 mol di  $MgCl_2$
- 12 le molecole d'acqua allentano i legami a idrogeno così come si indebolisce il legame ionico tra  $K^+$  e  $Cl^-$ ; lo ione  $K^+$  viene circondato dagli  $O^{\delta-}$  delle molecole d'acqua, mentre altri  $H^{\delta+}$  circondano lo ione  $Cl^-$
- 13 non si scioglie: a-e-h-n; si scioglie per solvatazione: b-m; si scioglie per dissociazione: g-i-l; si scioglie per ionizzazione: c-d-f
- 14 —
- 15 —
- 16 10,4% *m/m*
- 17 18,0% *m/m*
- 18 1,44% *m/m*
- 19 16,7% *m/V*
- 20 880 g
- 21 a) 0,050 M; b) 1,5 M; c) 1,5 M; d) 0,30 M
- 22 20 g
- 23 4 g
- 24 0,6 mol
- 25  $m_{Na^+} = 575$  g;  $m_{OH^-} = 425$  g
- 26 a) 7,2 m; b) 12 m; c) 0,43 m; d) 1,5 m; e) 1,63 m
- 27 0,1 M
- 28 0,1 M
- 29 0,50 L
- 30 250 mL
- 31 0,5 M
- 32 0,75 M
- 33 10 mL
- 34 a) 200 mL; b) 33 mL; c) 31 mL
- 35 0,6 M
- 36 no, perché è un rapporto tra due unità di misura identiche (omogenee)
- 37 quando il volume e la massa della soluzione hanno valori simili, ossia quanto più la densità si approssima all'unità

- 38 perché  $p$  (peso) =  $mg$ ;  $g$  (accelerazione di gravità), figurando a numeratore e denominatore, si semplifica
- 39 no
- 40 5,00 ppm
- 41 sì
- 42 0,15  $\mu g$
- 43 13 mg
- 44  $m = \text{Molarità} \times V \times \text{Massa molare}$
- 45 0,18% *m/V*; 4,7 M
- 46 0,311 m
- 47 0,0235
- 48 a) 0,225 mol; b) 17,6 g; c) 0,05 mol; d) 1,60 mol; e) 88 g; f) 4 mol; g) 109 g; h) 430 mL; i) 0,25 L
- 49 hanno la stessa concentrazione
- 50 
$$\text{ppb in massa} = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{mg})}{m_{\text{soluzione}} (\text{mg})} \times 10^9$$
- $$\text{ppb in volume} = \frac{V_{\text{soluto}} (\mu\text{L})}{V_{\text{soluzione}} (\mu\text{L})} \times 10^9$$
- 51  $3,6 \cdot 10^{-4}$  M
- 52 0,334 M
- 53 quando la soluzione è molto diluita
- 54 0,12
- 55 0,599 M; 0,602 m; 0,0107
- 56 0,64 M
- 57 5,0 m
- 58 a) 3,4% *m/m*; b)  $9 \times 10^{-3}\%$  *m/V*; c) 1,2% *V/V*; d) 1 M; e) 1 M; f) 1000 ppm
- 59 245 g
- 60 9,9 M
- 61 —
- 62 8 mL
- 63 6,9 mL
- 64 pesare una quantità di soluto e scioglierla in una quantità nota di solvente; diluire una soluzione a concentrazione nota
- 65 4,93% *m/m*
- 66 1,7 m
- 67 1,90 m
- 68  $m = 6,5$  mol/kg;  $M = 5,2$  mol/kg;  $X_{\text{soluto}} = 0,11$ ;  $X_{\text{solvente}} = 0,89$
- 69  $m = 3,47$  mol/kg;  $M = 2,92$  mol/L;  $X_{\text{soluto}} = 0,0587$
- 70 b-e-f
- 71 terapia che sfrutta un abbassamento di temperatura
- 72 una proprietà colligativa ( $\Delta y$ ) varia in modo direttamente proporzionale rispetto alla frazione molare del soluto ( $X_{\text{soluto}}$ )
- 73 dalla natura del solvente
- 74 —



- 75 tetracloruro di carbonio; 80 °C
- 76 —
- 77 347 mmHg
- 78 3,5 mmHg
- 79  $X_{\text{soluto}}$  sarà uguale in A e in B;  $\Delta P$  di A sarà maggiore rispetto a B
- 80 —
- 81 a)  $t_{\text{eb}} = 100,8 \text{ °C} - t_{\text{c}} = -2,8 \text{ °C}$ ; b)  $t_{\text{eb}} = 101,0 \text{ °C} - t_{\text{c}} = -3,7 \text{ °C}$ ; c)  $t_{\text{eb}} = 102,6 \text{ °C} - t_{\text{c}} = -9,3 \text{ °C}$ ; d)  $t_{\text{eb}} = 100,4 \text{ °C} - t_{\text{c}} = -1,3 \text{ °C}$
- 82 —
- 83 —
- 84  $t_{\text{c}} = -2,4 \text{ °C}$
- 85  $t_{\text{eb}} = 100,3 \text{ °C} - t_{\text{c}} = -0,9 \text{ °C}$
- 86 0,16 m;  $-0,3 \text{ °C}$
- 87 1,96 m
- 88 uguale
- 89 il campione di laboratorio contiene delle impurità, che causano un abbassamento crioscopico
- 90 —
- 91 NaCl
- 92 perché i liquori contengono una quantità maggiore di alcol, rispetto al vino, e quindi solidificano a temperature inferiori
- 93 sì
- 94 38,8 g/mol
- 95 1039 g
- 96 massa glicole = 6680 g
- 97 6,70 kg; 6,04 L
- 98  $4,5 \text{ °C}$
- 99  $\Delta t_{\text{cr}} = 1,31 \text{ °C}$
- 100 tra  $-1,4 \text{ °C}$  e  $100,4 \text{ °C}$
- 101 30 g
- 102 31% *m/m*
- 103 —
- 104 —
- 105 —
- 106 in entrambi i casi le particelle si disperdono in un grande volume, a considerevole distanza reciproca
- 107 perché non è un processo spontaneo
- 108 raggrinzisce
- 109 0,9% *m/V*; la soluzione è isotonica rispetto a quella cellulare
- 110 21,4 atm
- 111 75 atm
- 112  $t = 32 \text{ °C}$  (HCl è un elettrolita forte)
- 113 3250 g/mol
- 114  $M = 1,05 \cdot 105 \text{ g/mol}$
- 115 13,6 atm
- 116 perché l'acqua contenuta nelle cellule diffonde verso l'esterno, trovandosi immersa in una soluzione a concentrazione maggiore
- 117 4,7 g
- 118 210 g/mol
- 119 60,0 g/mol
- 120 1,01 M
- 121 che ha una concentrazione inferiore
- 122 —
- 123 —
- 124 a) no; b) no; c) no; d) no
- 125 —
- 126 —
- 127 —
- 128 —
- 129 —
- 130 —
- 131 perché i pesci occupano gli strati più profondi e ricchi di ossigeno disciolto; quelli più freddi
- 132 perché la solubilità del gas diminuisce in modo direttamente proporzionale alla pressione del gas che sovrasta la soluzione
- 133 mol/(L · atm)
- 134 —
- 135 8 m; a quella temperatura entrambe le soluzioni risultano sature, con la stessa quantità di sale disciolto; minore
- 136  $s_{0 \text{ °C}} = 0,31 \text{ M}$ ;  $s_{25 \text{ °C}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- 137  $\text{O}_2 = 8,3 \text{ mg/L}$ ; azoto = 15 mg/L; elio = 0,044 mg/L
- 138 33,8 g (Il valore della costante di Henry, necessario per risolvere questo quesito, è riportato nella domanda dell'es. 136. Inoltre, si deve supporre che la pressione del gas sia 1 atm.)
- 139 —
- 140 a)  $70 \text{ °C}$ ;  
 b) la soluzione è 1,0 m; ciò significa che 1 mol di carbonato sodico (= 106 g) è sciolta in 1000 g di solvente. Il grafico di pag. 353 riporta i grammi di soluto in 100 g di acqua, che nel caso specifico sono 10,6. Siamo quindi al di fuori del campo di valori presi in esame. Si può concludere che gli elementi a disposizione non consentono una risposta;  
 c) la soluzione è al 44% *m/m*. 44 g di soluto sono contenuti in 100 g di soluzione, quindi corrispondono a 66 g di acqua. In 100 g di acqua si trovano pertanto 67 g di soluto. Si può concludere, dal grafico, che la risposta è intorno ai  $40 \text{ °C}$
- 141 704 mg; 49,2 mL; 492 mL
- 142 una sospensione
- 143 sì, i colloidali possono essere sistemi bifasici
- 144 uova, olio, limone, sale

145 —

146  $7,56 \cdot 1010 \text{ m}^2$ 

147 —

148 —

## REVIEW

1 142 mL

2 150 mL

3 0,0725; 4,34 m; 16,7% *m/m*

4 100,7 °C; 1,4 m

5 101,0 °C

6 10,7 g

7 153 g/mol

8 no, le sue cellule si disidraterebbero

9 100,5 °C; -1,9 °C; 25 atm

10 il becker contenente solo acqua si è svuotato perché il vapore si è trasferito alla soluzione che ha la tensione di vapore inferiore

11 elettrolita

12 no, manca la massa molare del soluto

13 —

14 a) 0,026 M; 0,19% *m/V*; b) 0,0002% *m/V*;  
c)  $1,4 \cdot 10^{-4}$  M; 0,0014% *m/V*; d) 1,02 M; 16,6% *m/V*

15 7,14 M

16 6,90 M; 30,2% *m/m*

17 25,4 mL

18 -3,12 °C; 0,832 M

19 110 g/mol

20 193 g; 0,564 M; 0,641 m

21 2,4 atm

22 5,9 atm

23

	% <i>m/V</i>	% <i>m/m</i>	M	m	X
A	3,5	3,4	0,60	0,61	0,011
B	3,5	3,4	0,10	0,10	0,0019

24 54,3g

25  $V_{\text{soluzione}} = 492 \text{ mL}$ 

26 2,0 atm; 102,9 °C; durante il congelamento è l'acqua a solidificare

27 0,83 M

28 1,6 g

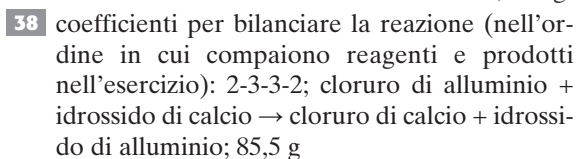
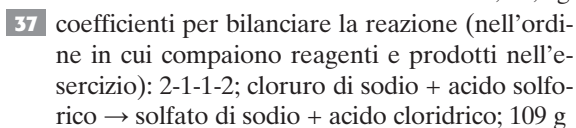
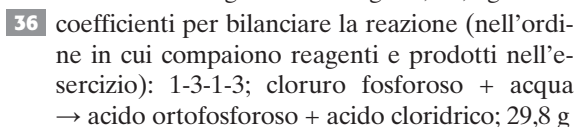
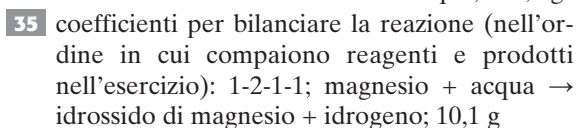
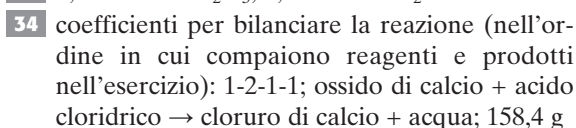
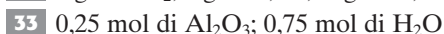
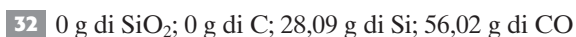
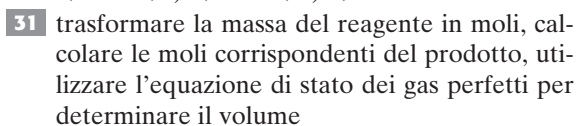
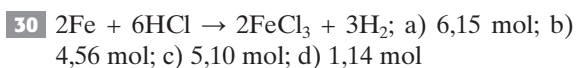
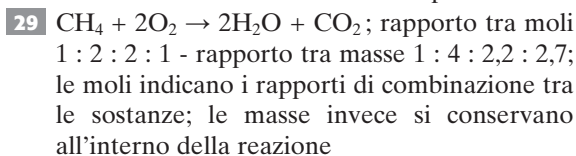
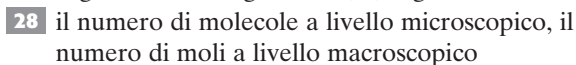
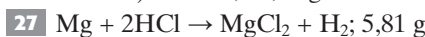
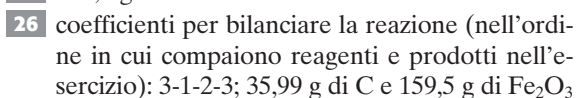
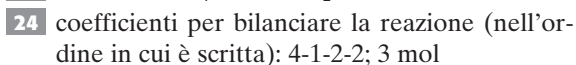
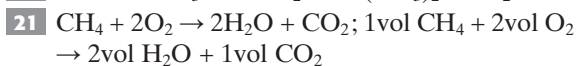
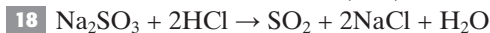
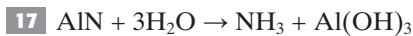
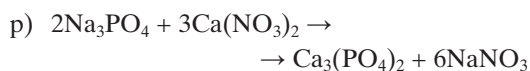
29 1 M

30 it would be 5,6 °C lower than pure water



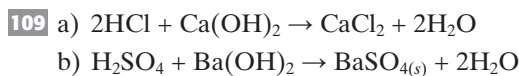
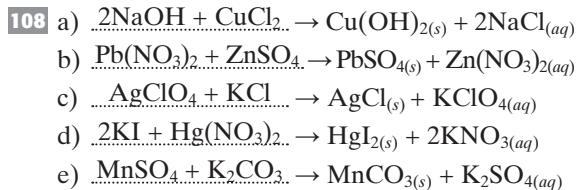
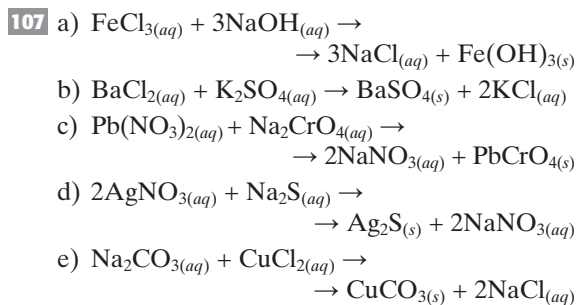
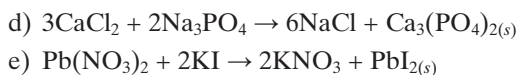
## Soluzioni capitolo 18

- 1 —
- 2 a) 2-2-1-2; b) 1-1-1-1; c) 6-4-2-1-3-10; d) 6-4-6-2-3 (sono indicati i coefficienti per bilanciare la reazione scritta nell'ordine in cui compaiono le specie chimiche sul libro)
- 3 che il ferro è allo stato fuso; no, perché in soluzione acquosa il ferro è uno ione
- 4  $7/2$  equivale a considerare 7 atomi di O; moltiplicando tutti i coefficienti per 2
- 5 a)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7  $\text{Xe} + 3\text{F}_2 \rightarrow \text{XeF}_6$ ;  $\text{XeF}_6 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeO}_3 + 6\text{HF}$
- 8  $2\text{CH}_4 + 2\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCN} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 9  $2\text{KNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$
- 10 a)  $\text{NaClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{O}_2$  (già bilanciata)
- b)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$
- c)  $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$
- 11 a)  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  (già bilanciata)
- b)  $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CuO}$
- c)  $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- d)  $4\text{NH}_3 + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 12 a)  $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
- b)  $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2$
- c)  $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$  (già bilanciata)
- 13 a)  $4\text{BCl}_3 + \text{P}_4 + 6\text{H}_2 \rightarrow 4\text{BP} + 12\text{HCl}$
- b)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
- c)  $12\text{HClO}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 6\text{Cl}_2\text{O}_7$
- 14 a) benzene  $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15\text{O}_2 \rightarrow 12\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- b) butano  $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- c) decano  $2\text{C}_{10}\text{H}_{22} + 31\text{O}_2 \rightarrow 20\text{CO}_2 + 22\text{H}_2\text{O}$
- 15 a)  $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(s)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)} + 4\text{NO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
- b)  $2\text{KNO}_3(s) \rightarrow 2\text{KNO}_2(s) + \text{O}_2(g)$
- c)  $2\text{Ag}_2\text{CO}_3(g) \rightarrow 4\text{Ag}_{(s)} + 2\text{CO}_2(g) + \text{O}_2(g)$
- 16 a)  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
- b)  $3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- c)  $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8\text{O}_2 \rightarrow 5\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaOH} + \text{CO}_2$  (già bilanciata)
- e)  $4\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 3\text{Fe}$
- f)  $\text{NiCl}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow \text{NiO} + \text{Cl}_2\text{O}_5$
- g)  $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- h)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$
- i)  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
- l)  $\text{SiCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl}$
- m)  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- n)  $2\text{GaBr}_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Ga}_2(\text{SO}_3)_3 + 6\text{NaBr}$
- o)  $4\text{KMnO}_4 \rightarrow 2\text{K}_2\text{O} + 4\text{MnO} + 5\text{O}_2$

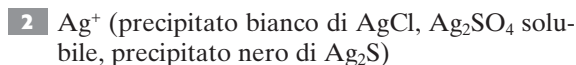
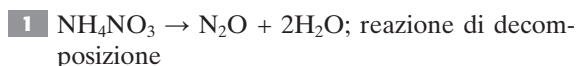


- 39** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-1-1-2; acido cloridrico + idrossido di calcio → cloruro di calcio + acqua; 118,1 g
- 40** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-2-1-1; solfuro ferroso + acido cloridrico → acido solfidrico + cloruro ferroso; 19,38 g
- 41** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-1-1-1; solfuro di sodio + acido solforico → acido solfidrico + solfato di sodio; 68,2 g di H<sub>2</sub>S e 284 g di Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 42** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-2-2-1; diossido di manganese + calcio → ossido di calcio + manganese; 75,82 g
- 43** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 3-2-1-3; 49,0 g
- 44** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-3-1-3; 169 g di H<sub>2</sub>O e 350 g di Fe
- 45** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 4-11-2-8; a) 1,0 mol; b) 27,5 mol; c) 16,0 mol; d) 448,5 g; e) 1,07 mol; f) 450,9 g
- 46** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-7-4-6; 105 mol; 32,6 g; 292,8 g
- 47** 161 g
- 48** 16,93 g; 289,4 mL
- 49** 10,7 g; 8,00 L
- 50** 0,26 g
- 51** 0,577 g; 141 mL
- 52** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-3-3-1; 0,329 g
- 53** a) 6HCl + Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → 2AlCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>O; b) 6ZnO + 4BrF<sub>3</sub> → 6ZnF<sub>2</sub> + 2Br<sub>2</sub> + 3O<sub>2</sub>
- 54** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-4-1-1-2; 4,60 mol; 0,40 mol; 9,0 L
- 55** 4,50 L
- 56** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-1-1-2; 0,96 g
- 57** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 3-2-1-3; 10,3 L
- 58** 480 mL; 0,600 mol; 13,4 L
- 59** —
- 60** —
- 61** no; sì
- 62** 321 g
- 63** 40,0 g
- 64** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-1-1-2; 13,4 g; no
- 65** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-3-1-6; 11,2 g
- 66** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-1-1-1; HCl limitante; 74,6 g
- 67** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-3-1-3; HCl limitante; 55,3 g di AlCl<sub>3</sub> e 21,6 g di H<sub>2</sub>O
- 68** HCl + NaOH → NaCl + H<sub>2</sub>O; HCl in eccesso e NaOH limitante; 2,92 g; 2,55 g
- 69** 18 mol; 8 mol di O<sub>2</sub> - 12 mol di CO<sub>2</sub> - 16 mol di H<sub>2</sub>O; 64,9 L
- 70** 2Al + 3H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 3H<sub>2</sub> + Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; 0,51 g; 0,20 g
- 71** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-1-2; 0,181 kg
- 72** —
- 73** —
- 74** coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 2-3-2; 57,8%
- 75** 356 g; 1,23 kg
- 76** 0,526 kg
- 77** 40%
- 78** 34,4 kg
- 79** a) 2H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → 2H<sub>2</sub>O sintesi  
b) 2H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → 2H<sub>2</sub>O + O<sub>2</sub> decomposizione  
c) Zn + 2HCl → ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> scambio semplice  
d) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2KI → 2KNO<sub>3</sub> + PbI<sub>2</sub> scambio doppio  
e) 2KClO<sub>3</sub> → 2KCl + 3O<sub>2</sub> decomposizione  
f) AgNO<sub>3</sub> + HCl → HNO<sub>3</sub> + AgCl (già bilanciata) scambio doppio  
g) 2K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 3CaCl<sub>2</sub> → Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 6KCl scambio doppio
- 80** oro, argento e platino
- 81** gli ossidi dei non metalli
- 82** H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → 2HCl
- 83** a) CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>  
b) 2Al + 3I<sub>2</sub> → 2AlI<sub>3</sub>  
c) SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

- 84 a) ossido di calcio  $2\text{Ca}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CaO}_{(s)}$   
 b) cloruro di calcio  $\text{Ca}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{CaCl}_{2(s)}$   
 c) idruro di calcio  $\text{Ca}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{CaH}_{2(s)}$   
 d) nitruro di calcio  $3\text{Ca}_{(s)} + \text{N}_{2(g)} \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_{2(s)}$
- 85 a)  $2\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO}$   
 zinco + ossigeno  $\rightarrow$  ossido di zinco  
 b)  $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$   
 calcio + ossigeno  $\rightarrow$  ossido di calcio  
 c)  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$   
 sodio + cloro  $\rightarrow$  cloruro di sodio  
 d)  $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2$   
 ferro + cloro  $\rightarrow$  cloruro ferroso  
 e)  $\text{Cl}_2 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2$   
 cloro + magnesio  $\rightarrow$  cloruro di magnesio  
 f)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$   
 azoto + idrogeno  $\rightarrow$  ammoniaca  
 g)  $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$   
 magnesio + ossigeno  $\rightarrow$  ossido di magnesio  
 h)  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$   
 idrogeno + ossigeno  $\rightarrow$  acqua
- 86 a) triossido di zolfo  $2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$   
 b) fluoruro di idrogeno  $\text{H}_2 + \text{F}_2 \rightarrow 2\text{HF}$   
 c) idrossido di calcio  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$   
 d) ossido di bario  $2\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{BaO}$   
 e) bromuro di potassio  $2\text{K} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{KBr}$   
 f) idruro di litio  $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$   
 g) acido nitrico  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$   
 h) idrossido di ferro(II)  $\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
- 87 ossido e acqua
- 88  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(s) \rightarrow \text{N}_2(g) + \text{Cr}_2\text{O}_3(s) + 4\text{H}_2\text{O}(g)$
- 89 perché si decompone in acqua, liberando ossigeno gassoso
- 90 a)  $\text{FeO}$ ; b)  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; d)  $\text{CuCO}_3$ ;  
 e)  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ; f)  $\text{KCl}$ ; g)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- 91 a)  $\text{PbCO}_3 \rightarrow \text{PbO} + \text{CO}_2$   
 b)  $\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$   
 c)  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$   
 d)  $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$   
 e)  $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$   
 f)  $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$
- 92 a)  $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ; b)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ ; c)  $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{CO}_2$ ; d)  $2\text{NaClO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_7$ ; e)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 93  $\text{OH}^-$  e  $\text{H}_2$
- 94 a)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3(aq) + 3\text{Ag}_{(s)}$   
 b)  $2\text{KOH}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$   
 c)  $\text{BeCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$   
 d)  $\text{MgO}_{(s)} + \text{Cd}_{(s)}$   
 e)  $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} + 2\text{Ga}_{(l)}$   
 f)  $2\text{Ag}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 g)  $2\text{Sn}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$
- 95 a)  $\text{PbI}_{2(s)} + \text{Mg}_{(s)}$ ; b)  $\text{CdCl}_{2(aq)} + \text{Zn}_{(s)}$ ;  
 c)  $2\text{La}_{(s)} + 6\text{H}_2\text{O}$ ; d)  $\text{Zn}_{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ ;  
 e)  $2\text{NiO}_{(s)} + \text{C}_{(s)}$ ; f)  $\text{CuO}_{(s)} + \text{H}_2(g)$
- 96  $2\text{Mg}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)} + \text{C}_{(s)}$
- 97  $3\text{H}_2\text{O}_{(g)} + 2\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3\text{H}_2(g)$
- 98 a)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$   
 $\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + \text{Cu}$   
 con  $\text{NO}_3^-$  ione spettatore  
 b)  $\text{ZnSO}_4 + 2\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}$   
 $\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Zn}$   
 con  $\text{SO}_4^{2-}$  ione spettatore  
 c)  $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Mg} \rightarrow 3\text{MgCl}_2 + 2\text{Fe}$   
 $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{Cl}^- + 3\text{Mg} \rightarrow 3\text{Mg}^{2+} + 6\text{Cl}^- + 2\text{Fe}$   
 con  $\text{Cl}^-$  ione spettatore  
 d)  $\text{PbI}_2 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnI}_2 + \text{Pb}$   
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{I}^- + \text{Pb}$   
 con  $\text{I}^-$  ione spettatore  
 e)  $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{Ag}$   
 $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Ag}$   
 con  $\text{NO}_3^-$  ione spettatore
- 99 metallo + ossiacido  
 ossido basico + ossido acido  
 ossido basico + ossiacido  
 idrossido + ossido acido  
 idrossido + ossiacido  
 sale + ossiacido  
 sale 1 + sale 2
- 100  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- 101 2 modi: con un ossido basico o con un idrossido
- 102  $\text{PbCl}_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{CuCl}_2$
- 103  $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow$  non c'è reazione di doppio scambio perché il nitrato di Na e il solfuro di ammonio sono entrambi sali solubili
- 104  $2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{Na}^+ + 2\text{NO}_3^- + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (equazione ionica)  
 $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (equazione ionica netta)
- 105 a)  $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$   
 b)  $\text{FeCl}_3 + 3\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$   
 c)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{CuS}$   
 d)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$   
 e)  $\text{CdSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CdS}$   
 f)  $\text{FeS} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$   
 g)  $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{PbS}$
- 106 a)  $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{AgI}_{(s)}$   
 b)  $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_{4(s)}$   
 c)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_{4(s)}$



### REVIEW



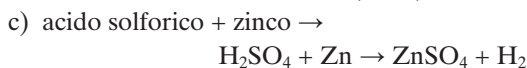
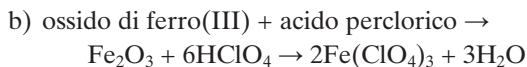
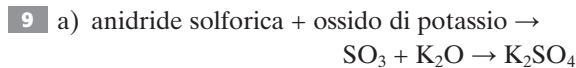
**3** insolubili, se no verrebbero sciolti dai fenomeni meteorologici



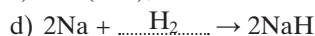
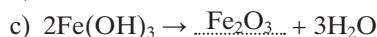
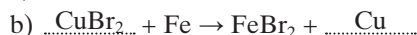
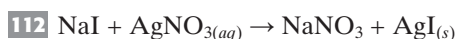
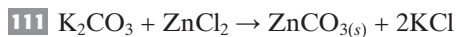
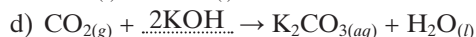
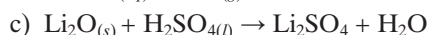
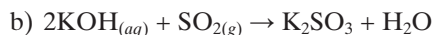
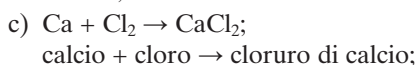
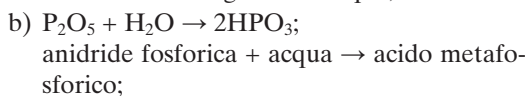
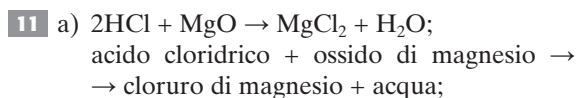
**6** magnesio

**7** 9,82 g

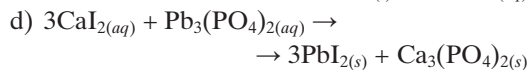
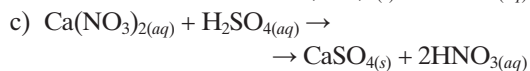
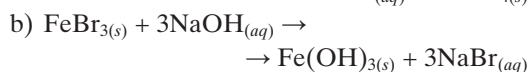
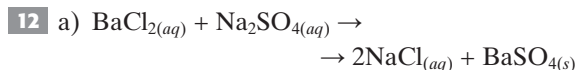
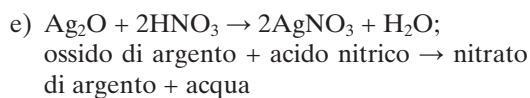
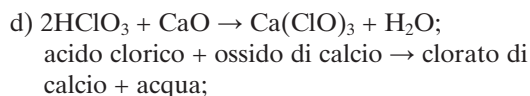
**8** 39,2 kg



**10** 57,2 L

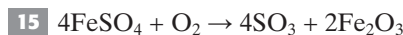


**114** —



**13**  $m_{\text{Cl}} = 4,0 \text{ g}$

**14** —



**16** perché è insolubile; perché viene attaccato dall'acido cloridrico, liberando ioni  $\text{Ba}^{2+}$  e  $\text{CO}_2$

**17** 79 kg

**18** 5,42 g e 4,57 g

**19** —

**20** —

- 21** Coefficienti per bilanciare la reazione (nell'ordine in cui compaiono reagenti e prodotti nell'esercizio): 1-2-1-1-2; 13,3%; 2,52 L
- 22** 84,6%
- 23** 27,1 kg
- 24** —
- 25** 1,09 g e 9,00 g
- 26**  $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$   
poi si lascia evaporare
- 27**  $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$ ;  $m = 107 \text{ g}$
- 28**  $R_p = 75,6\%$
- 29**  $n_{\text{O}_2} = 1,08 \text{ mol}$ ;  $n_{\text{Al}} = 2,62 \text{ mol}$ ;  $n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 1,99 \text{ mol}$
- 30**  $m_{\text{O}_2} = 49,0 \text{ g}$ ;  $m_{\text{KClO}_3} = 749 \text{ g}$ ;  $m_{\text{KCl}} = 12,7 \text{ g}$

## Soluzioni capitolo 19

**1**

	Sistema	Ambiente
a)	la Terra	spazio
b)	reagenti e prodotti	recipiente di reazione e ambiente circostante
c)	il Sole e i pianeti	l'Universo
d)	reagenti e prodotti	recipiente di reazione e ambiente circostante

- 2** aperti a-f-g; chiusi b-d-e; isolati c  
**3** —  
**4** raffreddandosi e riscaldandosi  
**5** —  
**6** endotermico  
**7** —  
**8** no  
**9** aperto; l'ambiente esterno  
**10** esotermica  
**11** l'energia chimica è l'energia potenziale dei legami tra gli atomi, mentre l'energia termica è l'energia cinetica del movimento delle molecole  
**12** dapprima aumenta l'energia potenziale, che poi viene trasformata in energia cinetica  
**13** endotermico; diminuisce  
**14** esotermico; aumenta  
**15** perché l'energia contenuta nei suoi legami viene trasformata in calore  
**16** ai prodotti  
**17** perché assorbe calore e perché  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  ha energia potenziale maggiore dell' $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$   
**18** perché  $\text{H}_2$  e  $\text{O}_2$  hanno energia potenziale maggiore  
**19** —  
**20** le patatine fritte; sì, perché contengono più grassi  
**21**  $\text{O}_3$ , perché contiene un maggior numero di legami  
**22** sì; sì; in entrambi i casi si considerano solo lo stato iniziale e quello finale, indipendentemente dai passaggi intermedi  
**23** —  
**24** —  
**25** —  
**26** l'energia interna è la somma dell'energia chimica e dell'energia termica  
**27** resta costante perché il sistema è isolato  
**28** b-c-f-g  
**29** perché non è necessario dare la differenza tra un lavoro iniziale e uno finale

- 30** è maggiore a  $50\text{ }^\circ\text{C}$   
**31** subito; 223 kJ  
**32** zero  
**33** positivo  
**34** 40 J  
**35**  $-14\text{ kJ}$   
**36** aumento: lavoro fatto sul sistema, calore assorbito dal sistema; diminuzione: lavoro fatto dal sistema, calore emesso dal sistema  
**37** sì  
**38** 4186 kJ  
**39**  $24,4\text{ }^\circ\text{C}$   
**40**  $Q_{\text{metano}} = 3,68 \times 10^4\text{ kJ/kg}$ ;  
 $Q_{\text{acetilene}} = 5,40 \times 10^4\text{ kJ/kg}$   
**41** 100 g di biscotti corrispondono a 506 kcal (cioè 2118 J). Un singolo biscotto, di 10,2 g, equivale a 51,6 kcal (216 kJ). La composizione è la seguente: proteine 7,1%, carboidrati 63,4%, grassi 24,3%. Si trascurano gli altri componenti. Considerando il consumo di 5 biscotti, l'apporto calorico è di 258 kcal (1080 kJ), il cui smaltimento richiede circa 1 ora di cammino  
**42** 394 kJ  
**43** l'energia interna  
**44** perché  $H$  tiene conto sia dell'energia interna sia del lavoro subito o effettuato dal sistema  
**45** diminuisce  
**46** negativo  
**47** —  
**48** —  
**49** —  
**50** nel recipiente rigido  
**51** 176,0 kJ  
**52**  $-206,2\text{ kJ}$   
**53**  $+393,5\text{ kJ}$   
**54** c); a) e c) descrivono reazioni di sintesi a partire dagli elementi, ma in a) si formano 2 mol  
**55** perché parte del calore viene utilizzata per mantenere l'acqua allo stato di vapore;  
 $Q = -44\text{ kJ/mol}$   
**56**  $\text{MgO}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ;  
 $Q_{\text{ceduto}} = 142,4\text{ kJ}$   
**57**  $Q_{\text{ceduto}} = -1300\text{ kJ/mol}$   
**58**  $Q = 2,16 \times 10^4\text{ kJ}$   
**59** galattosio  
**60**  $-124,4\text{ kJ}$   
**61**  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$ ;  $-280,0\text{ kJ}$   
**62** la dissoluzione del nitrato di ammonio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) in acqua  
**63** —  
**64** l'olio è apolare (idrofobo) e pertanto l'acqua (polare) non riesce a spezzare i suoi legami  
**65** —



- 66** lo stato solido  
**67** per aumentare la sua entropia  
**68** a)  $\Delta S > 0$ ;  
b)  $\Delta S < 0$ ;  
c)  $\Delta S > 0$ ;  
d)  $\Delta S > 0$ ;  
e)  $\Delta S < 0$   
**69**  $-358,7 \text{ J/K}$ ; l'entropia dell'ambiente sarà aumentata, siccome quella del sistema è diminuita  
**70** le molecole dell'aeriforme sono a maggiore distanza reciproca e in una condizione di maggior disordine rispetto al liquido, dove si trovano a contatto, pur essendo libere di muoversi  
**71** —  
**72**  $-128,4 \text{ kJ}$   
**73**  $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$ ; diminuita;  $\Delta S^\circ = -169,3 \text{ J/K}$ ;  $\Delta H^\circ = -133,0 \text{ kJ}$   
**74**  $0,3 \text{ kJ}$   
**75** no  
**76** positivo  
**77** dipende dai valori di  $H$  e  $S$   
**78**  $\Delta G = +41 \text{ kJ}$ ; la reazione non è spontanea  
**79**  $462 \text{ K}$   
**80**  $108,4 \text{ kJ}$   
**81**  $-127 \text{ kJ}$ ; sì; no  
**82** minore;  $-4,20 \text{ kJ}$

## REVIEW

- 1** i prodotti  
**2** mantenendo costante il volume (recipiente rigido con coperchio ermetico)  
**3** aumenta  
**4** siccome la reazione di combustione dell'idrogeno è fortemente esotermica, potrebbe provocare esplosioni  
**5** la reazione è esotermica, per cui si formano legami più forti rispetto ai reagenti  
**6**  $Q$  (calore richiesto) =  $334 \text{ kJ}$ ; massa propano =  $6,69 \text{ g}$ ; massa butano =  $6,74 \text{ g}$  (le masse sono circa uguali, vanno comunque calcolate per arrivare a concludere che è necessaria una massa maggiore di butano)  
**7**  $\Delta H^\circ_{\text{liquida}} = -890,2 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H^\circ_{\text{gassosa}} = -802,2 \text{ kJ}$ ; la formazione dell'acqua gassosa libera una quantità inferiore di calore  
**8**  $699 \text{ K}$   
**9**  $6,5 \text{ mol}$   
**10** perché l'ossigeno è un atomo piccolo ed elettronegativo, che instaura legami a idrogeno tra le molecole d'acqua  
**11**  $4,88 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H_{\text{sistema}} = 4,88 \text{ kJ}$ ;  $\Delta H_{\text{ambiente}} = -4,88 \text{ kJ}$   
**12**  $83 \text{ kJ}$   
**13**  $\Delta S > \Delta H/T$   
**14**  $\Delta S = -363 \text{ J/K}$ ;  $\Delta S = 13,4 \text{ J/K}$   
**15**  $46 \text{ kJ/mol}$   
**16**  $53,67 \text{ kcal}$   
**17**  $-9,5 \text{ }^\circ\text{C}$ ;  $-9,5 \text{ K}$   
**18**  $21,2 \text{ J/K}$

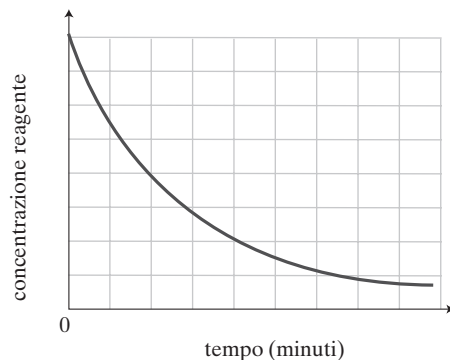
## Soluzioni capitolo 20

- 1 —  
2 —  
3 —  
4 alla produzione di azoto gassoso  
5  $\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$   
6  $v_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 0,154 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$ ;  $v_{\text{CO}_2} = 0,615 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$ ;  
 $v_{\text{H}_2\text{O}} = 0,769 \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
7  $v_{50} = 5,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
 $v_{250} = 2,66 \cdot 10^{-4} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
8 2;  $v = \Delta[\text{HI}]/\Delta t = -\Delta[\text{H}_2]/\Delta t$   
9  $v = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
10 —  
11 [NO]  
12 45 minuti  
13  $k = 7,09 \times 10^9 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \times \text{s}$   
14  $1,3 \times 10^{-16} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
15 —  
16 —  
17 2  
18 17 190 anni  
19 —  
20  $6,4 \times 10^{-11} \text{ mol}/(\text{L} \cdot \text{s})$   
21 a) primo ordine  
b) secondo ordine  
c) primo ordine  
d) secondo ordine  
22 generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1  
23 generale: ordine 2; rispetto ai reagenti: ordine 1  
24 4,6 s  
25 no; è indipendente dalla concentrazione iniziale e  $d$  è inversamente proporzionale alla costante cinetica;  $t_{1/2} = \ln 2/k$   
26 zero  
27  $v = k \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$ ;  $k = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ L}^3 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{min}^{-1}$   
28 no, non è stato introdotto un catalizzatore, ma è come se si fosse aumentata la superficie di contatto, aumentando la concentrazione di uno dei reagenti  
29 perché aumenta la superficie di contatto esposta alla reazione  
30 perché la cinetica delle reazioni, coinvolte nel loro movimento, aumenta al crescere della temperatura  
31 —  
32 —  
33 perché avvengono senza rottura di legami  
34 —  
35 ne provoca un aumento  
36 perché in soluzione una parte dei legami si è spezzata

- 37 —  
38 —  
39 —  
40 —  
41 —  
42 —  
43 la velocità quadruplica  
44  $\text{N}_2\text{O}$  si avvicina a  $\text{NO}$  in modo che l'ossigeno di  $\text{N}_2\text{O}$  sia in direzione del cono reattivo dell'azoto di  $\text{NO}$ : l'ossigeno si lega, formando  $\text{NO}_2$ , e rimane la molecola di  $\text{N}_2$   
45 —  
46 perché i prodotti hanno energia inferiore rispetto ai reagenti  
47 in energia potenziale; perché le collisioni possono avere orientazione non appropriata o energia insufficiente; perché aumenta l'energia cinetica  
48 —  
49  $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$   
50 c  
51 —  
52 b  
53 b  
54 b; perché il catalizzatore non si lega definitivamente agli altri atomi  
55  $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$   
56 la seconda; il primo  
57 —  
58 il primo; esotermica  
59 —  
60 ordine zero

### REVIEW

- 1 no, è un dato sperimentale  
2 la  $v$  rimane costante; la  $v$  quintuplica  
3 a) nei primi 20 s  
b) la diminuzione della concentrazione dei reagenti  
4 primo





- 5** per la presenza di enzimi che catalizzano i numerosi processi in cui è frazionata la combustione
- 6** di 48 volte nel primo caso; di 26,2 nel secondo
- 7** perché si forma  $\text{CO}_2$ ;  
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$ ;  
 nel primo caso, perché si ha una maggiore superficie di contatto
- 8** primo; la velocità è nulla, perché è nulla la concentrazione del reagente;  $v = k [\text{TNBA}]$
- 9**  $\text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$ ;  $v = k[\text{N}_2\text{O}]$ ;  $k = 3,21 \cdot 10^{-6} \text{ s}^{-1}$
- 10** the reacting rate is calculated by dividing  $-\Delta[\text{R}]$  by  $\Delta t$
- 11**  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
- 12** first order (for that reactant)

## Soluzioni capitolo 21

- 1 —  
2 —  
3 sì  
4 equilibrio dinamico  
5 la costanza della colorazione violetta dei vapori; la sublimazione e il brinamento dello iodio  
6 —  
7 perché è in equilibrio con il suo vapore; la pressione  
8 H<sub>2</sub>O e O<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O e O<sub>2</sub>  
9 non è in equilibrio  
10 l'emoglobina si lega all'ossigeno; l'ossigeno lascia l'emoglobina per raggiungere i tessuti  
11 —  
12 TI e T<sub>2</sub>; ogni molecola conterrebbe solo <sup>131</sup>I  
13 a parità di mele a terra inizialmente, sarà maggiore la concentrazione sotto l'albero dell'anziano; probabilmente all'equilibrio le mele avrebbero avuto la stessa concentrazione  
14 —  
15 a sinistra  
16  $2\text{CH}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$   
17 a)  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^6 \cdot [\text{N}_2]^2}{[\text{NH}_3]^4 \cdot [\text{O}_2]^3}$   
b)  $K_{\text{eq}} = \frac{[\text{HF}]^4 \cdot [\text{CF}_4]}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{F}_2]^4}$   
18 0,00461  
19  $K_{\text{eq}} = [\text{N}_2\text{O}_4] / ([\text{NO}]^2[\text{O}_2]); 7,45 \cdot 10^{-1} \text{ M}$   
20  $K_c = K_p$   
21  $K_p > K_c$ , perché  $RT > 1$   
22 —  
23 —  
24 64  
25  $1,8 \cdot 10^3$ ; verso i prodotti  
26  $\Delta[\text{CO}] = -0,06 \text{ M}$ ;  $\Delta[\text{CO}_2] = +0,06 \text{ M}$   
27 33  
28 0,481 M  
29  $9,9 \cdot 10^{-6}$   
30  $4,11 \cdot 10^{-4}$   
31 nella seconda; 0,10 M e 0,27 M;  
 $X_{\text{CO}} = X_{\text{Cl}_2} = 0,24$  e  $X_{\text{COCl}_2} = 0,53$   
32  $p_{\text{NO}} = p_{\text{SO}_3} = 1,80 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{SO}_2} = p_{\text{NO}_2} = 0,20 \text{ atm}$   
33  $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,0668 \text{ M}$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] =$   
 $= [\text{CO}] = 0,0033 \text{ M}$   
34  $[\text{Br}_2] = [\text{Cl}_2] = 0,0708 \text{ M}$ ;  $[\text{BrCl}] = 0,058 \text{ M}$   
35  $[\text{NO}] = 0,0026 \text{ M}$ ;  $[\text{N}_2] = [\text{O}_2] = 0,799 \text{ M}$   
36 equilibrio; prevale la reazione diretta; prevale la reazione diretta

- 37 prevale la reazione inversa (formazione di I<sub>2</sub>)  
38 no; NO<sub>2</sub>  
39 no; in fase organica  
40  $K_c$  diminuisce al crescere della temperatura; aumenta la concentrazione dei reagenti e diminuisce quella dei prodotti  
41 perché  $K_{\text{eq}}$  cresce al crescere della temperatura e aumenta la quantità di prodotto  
42 endotermica  
43 endotermico  
44 1200 K  
45 —  
46 sì;  $K_{p900} = 1,3$ ; la reazione è endotermica  
47 —  
48 —  
49 reazione diretta  
50 la velocità diretta diminuisce, quella inversa aumenta  
51 rimane invariato  
52 a sinistra  
53 a destra  
54 la concentrazione di CO<sub>2</sub> aumenta, mentre quella di CO diminuisce  
55 a bassa  $T$  e alta  $p$   
56

Variatione concentrazione	Spostamento equilibrio
aumento A, B o diminuzione C, D	destra
diminuzione A, B o aumento C, D	sinistra

- 57 verso destra; la costante di equilibrio non varia: siccome la perturbazione modifica le concentrazioni di equilibrio, il quoziente di reazione sarà diverso da  $K_{\text{eq}}$  e tenderà a variare fino a eguagliarla  
58 a) sinistra; b) invariato; c) invariato  
59 aumento concentrazione di A o B; aumento  $p$ ; diminuzione  $T$   
60 sì  
61 a)  $K_{\text{ps}} = [\text{OH}^-]^2 \cdot [\text{Ca}^{2+}]$   
b)  $K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$   
c)  $K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$   
d)  $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{NH}_4^+] \cdot [\text{PO}_4^{3-}]$   
62 —  
63 no  
64  $1,10 \cdot 10^{-10}$   
65 no  
66  $2,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$   
67 minore  
68  $8,5 \cdot 10^{-2}$

- 69  $3,97 \cdot 10^{-8}$   
 70  $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

**REVIEW**

- 1 l'equilibrio non si sposta  
 2  $K_p = 4 \cdot 10^{-11}$ ; no, è favorita la reazione inversa  
 3  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ ;

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

a bassa temperatura; sì, perché la sintesi di  $\text{NH}_3$  non è favorita da alte temperature; verso i prodotti

- 4  $s = 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$   
 5 no  
 6 la quantità di ammoniaca diminuirà  
 7  $[\text{NH}_3] = 0,016 \text{ M}$   
 8  $\text{AgCl}$

- 9 verso destra; aumenta  
 10 perché l'aumento di pressione favorisce la reazione di fusione  
 11 aggiungendo  $\text{D}_2\text{O}$  solido e vedendo se dopo un po' di tempo trovo del deuterio nelle molecole di acqua liquida  
 12 no  
 13  $3,42 \cdot 10^{-5} \text{ M}$  che corrispondono a  $1,51 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$   
 14 57,2%  
 15  $1,0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ;  $1,1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$   
 16  $n_{\text{PCl}_5} = 1,3$ ;  $n_{\text{PCl}_3} = 0,5$ ;  $n_{\text{Cl}_2} = 0,4$   
 17 verso la formazione di  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$   
 18 at the chemical balance, there are both reactants and products at the same concentration

## Soluzioni capitolo 22

**Nota: I dati riguardanti i valori di  $K_w$  e pH sono riferiti alla temperatura di 25 °C, salvo indicazione contraria.**

- 1 —  
2 Arrhenius: a-f; Brönsted: b-c-d-e  
3

Acido coniugato	Base coniugata
HI	I <sup>-</sup>
HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
HCl	Cl <sup>-</sup>
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

- 4 si è formato NH<sub>4</sub>Cl solido bianco  
5 sono composti ionici; elettronegatività  
6 HSO<sub>3</sub><sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> + OH<sup>-</sup>  
7 base1 + acido2 → acido1 + base2  
8 H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>; H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>  
9 a) acido1 + base2 → base1 + acido2;  
b) acido1 + base2 → acido2 + base1;  
c) base1 + acido2 → acido1 + base2;  
d) base1 + acido2 → acido1 + base2  
10 OH<sup>-</sup>; NO<sub>2</sub><sup>-</sup>; PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>; NH<sub>3</sub>  
11 perché può accettare un doppietto elettronico  
12 a-d-e-f  
13 HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> → H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O; HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> + OH<sup>-</sup> → CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O; sì; in CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O  
14 HCl, a rigore, non può essere considerato acido di Lewis; lo è H<sup>+</sup>  
15 F non può accettare la condivisione di una coppia di elettroni  
16 a) acido H<sup>+</sup>, base PH<sub>3</sub>; b) acido Cu<sup>2+</sup>, base NH<sub>3</sub>; c) acido FeCl<sub>3</sub>, base Cl<sup>-</sup>; d) acido BF<sub>3</sub>, base NH<sub>3</sub>  
17

Acido coniugato	Sostanza	Base coniugata
H <sub>2</sub> S	HS <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	NH <sub>2</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>

- 18 a) base; b) acido; c) base; d) acido  
19 55,5 M; non varia, perché  $K_w$  è molto piccola  
20 acido: b-c-e; basico: a; neutro: d  
21  $3,8 \times 10^{-7}$  M; debolmente basica

- 22 di 10 volte  
23 pH = 4,110; pOH = 9,890; acida  
24 la costante dell'equilibrio di autoionizzazione ( $K_w$ )  
25  $[H^+] = [OH^-]$   
26 in ambiente acido,  $[H^+] > [OH^-]$ ;  
in ambiente basico,  $[H^+] < [OH^-]$   
27 a) 3; b) 9; c) 3; d) 0; e) 1; f) 5,6; g) 13; h) 8,4  
28 a)  $[H^+] = 10^{-6}$  M;  $[OH^-] = 10^{-8}$  M  
b)  $[H^+] = 10^{-8}$  M;  $[OH^-] = 10^{-6}$  M  
c)  $[H^+] = 10^{-13}$  M;  $[OH^-] = 10^{-1}$  M  
d)  $[H^+] = 10^{-3}$  M;  $[OH^-] = 10^{-11}$  M  
e)  $[H^+] = 10^{-10}$  M;  $[OH^-] = 10^{-4}$  M  
f)  $[H^+] = 10^{-1}$  M;  $[OH^-] = 10^{-13}$  M

29

T	$K_w$	$[H^+]$	$[OH^-]$
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-2}$ mol/L	$1,00 \cdot 10^{-12}$ mol/L
25 °C	$1,00 \cdot 10^{-14}$	$1,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,00 \cdot 10^{-8}$ mol/L
0 °C	$1,14 \cdot 10^{-15}$	$1,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,14 \cdot 10^{-9}$ mol/L
10 °C	$2,92 \cdot 10^{-15}$	$2,00 \cdot 10^{-6}$ mol/L	$1,46 \cdot 10^{-9}$ mol/L
60 °C	$9,61 \cdot 10^{-14}$	$1,92 \cdot 10^{-3}$ mol/L	$5,01 \cdot 10^{-11}$ mol/L

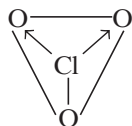
- 30 a-f  
31 quando la sua concentrazione è superiore a 1 mol/L  
32 a) pH = 9,701; soluzione basica  
b) pH = 9,0; soluzione basica  
c) pH = 11,0; soluzione basica  
d) pH = 5,0; soluzione acida  
e) pH = 3,3; soluzione acida  
33 ClO<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O → HClO + OH<sup>-</sup>;  
 $K_b = [HClO] \cdot [OH^-] / [ClO^-]$   
34  $K_b = [HBrO] \cdot [OH^-] / [BrO^-] = 5,0 \times 10^{-6}$   
35 perché fra le loro molecole esistono legami dipolo-dipolo più deboli dei legami a idrogeno  
36 a) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → H<sup>+</sup> + HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>; HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>;  
b) H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> → H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>BO<sub>3</sub><sup>-</sup>;  
H<sub>2</sub>BO<sub>3</sub><sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + HBO<sub>3</sub><sup>2-</sup>;  
HBO<sub>3</sub><sup>2-</sup> → H<sup>+</sup> + BO<sub>3</sub><sup>3-</sup>;  
c) H<sub>2</sub>S → H<sup>+</sup> + HS<sup>-</sup>; HS<sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + S<sup>2-</sup>;  
d) H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> → H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>AsO<sub>4</sub><sup>-</sup>;  
H<sub>2</sub>AsO<sub>4</sub><sup>-</sup> → H<sup>+</sup> + HAsO<sub>4</sub><sup>2-</sup>;  
HAsO<sub>4</sub><sup>2-</sup> → H<sup>+</sup> + AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup>  
37 d  
38 c-b-a  
39 c-b-a  
40 e-d-b-a-c  
41 perché HCl è un acido forte che libera una quantità maggiore di ioni H<sup>+</sup>  
42 C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O → C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>3</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>;  
 $K_a = 2,3 \times 10^{-5}$

43  $\text{HPO}_4^{2-}$ 

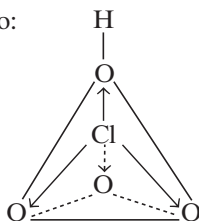
 44 ipocloroso:  $\text{Cl}-\text{O}-\text{H}$ 

 cloroso:  $\text{O} \leftarrow \text{Cl}-\text{O}-\text{H}$ 

clorico:



perclorico:



Aumentando il numero degli atomi di ossigeno, aumenta la frazione di carica positiva del cloro; quest'ultimo attrae a sé maggiormente la coppia elettronica di legame  $-\text{O}-\text{H}$ .

All'accresciuta polarità del legame corrisponde una maggiore forza dell'acido.

 45 la prima, perché ha il più basso valore di pH;  $\text{HPO}_4^{2-}$  ha una  $K_{a3}$  molto bassa, per cui di fatto è una base

46 a) 1,0; b) 13,30; c) 3,0; d) 12,48

47 1,55

48 12,2

49 3,4; 0,0004 M

 50  $K_a = 1,5 \times 10^{-5}$ 

51 5,08

52 2,48

 53  $[\text{H}^+] = [\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-] = 1,4 \times 10^{-3} \text{ M}$ ;  
 $[\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3] = 0,014 \text{ M}$ ; pH = 2,85

54 758 mL

55 1,40; 1,96

56 a) 3,39; b) 4,92; c) 4,52; d) 5,13; e) 2,34

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

58 0,30 L

59 incolore

60 no, è indipendente dalla concentrazione dell'indicatore che è un acido debole

61 viola

62 4,20

63 perché un acido forte altererebbe il pH della soluzione cui viene aggiunto

64 —

65 30 mL

66 20 mL

67 no

68 0,750 eq

69 no

 70 a) un equivalente di una base di Brønsted è la quantità in grammi di quest'ultima che accetta una mole di protoni; b) la massa equivalente di un acido è espressa...; c) un equivalente di acido di Brønsted è la quantità in grammi di sostanza che libera una mole di  $\text{H}^+$ 

71 0,30 eq; 0,15 eq

72 125 mL

73 9,9 mL

74 314 mL

 75 a)  $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ 

 b)  $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ 

 c)  $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O}$ 

 d)  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HClO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 

 e)  $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 

 76 a)  $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 ioni spettatori:  $\text{Na}^+$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ 

 b)  $3\text{K}^+ + 3\text{OH}^- + 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow$   
 $\rightarrow 3\text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$   
 ioni spettatori:  $\text{K}^+$ ;  $\text{PO}_4^{3-}$ 

 c)  $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 ioni spettatori:  $\text{Ba}^{2+}$ ;  $\text{S}^{2-}$ 

 d)  $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{ClO}_4^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{ClO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$   
 ioni spettatori:  $\text{Mg}^{2+}$ ;  $\text{ClO}_4^-$ 

 e)  $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O}$   
 ioni spettatori:  $\text{Fe}^{2+}$ ;  $\text{NO}_3^-$ 

77 0,63 g

78 0,25 mol; 0,7 mol

79 450 g

80 4,0 N (= 4,0 M)

81 0,175 M

82 0,0601N

83 2,996

 84  $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 $\text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ ;  
 siccome si tratta di una base forte e di un acido forte, occorre scegliere un indicatore con pH di viraggio intorno a 7

85 1,105

86 perché in acqua subisce un'idrolisi basica, trasformandosi in acido carbonico

 87 a)  $\text{NH}_4\text{F} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$ ;  
 b)  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  
 c)  $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{OH}^-$ ;  
 d)  $K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ ;  
 e)  $K_b = 5,6 \cdot 10^{-11}$   
 f) acida

88 a) soluzione basica; b) soluzione neutra; c) soluzione basica; d) soluzione neutra; e) soluzione basica; f) soluzione basica

- 89 a)  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ ;  
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ , neutra;  
 b)  $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  
 $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{OH}^-$ , acida;  
 c)  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$ ; basica;  
 d) neutra;  
 e) neutra;  
 f) neutra

- 90 se si aggiunge un acido, l'equilibrio si sposta a sinistra; se si aggiunge una base, l'equilibrio si sposta a destra

### REVIEW

- 1 aumenta; endotermico; principio di Le Châtelier  
 2  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ ; l'equilibrio retrocede e aumenta la quantità di acido acetico non dissociato  
 3 b)  $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{OH}^-$ ;  
 d)  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ ;  
 e)  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$   
 4 spostato a sinistra  
 5  $\text{D}_2\text{O} \rightarrow \text{D}^+ + \text{OD}^-$ ;  
 $[\text{D}^+] = [\text{OD}^-] = 2,9 \times 10^{-8} \text{ M}$ ;  
 $\text{pD} = \text{pOD} = 7,54$   
 6 2,5%  
 7  $\text{pH}_{\text{NaOH}} = 12,48$ ;  $\text{pH}_{\text{soluz}} = 12,81$   
 8 0,03 mol  
 9  $\text{pH} = 4,75$   
 10 —  
 11 50,4%  
 12 4,75  
 13 a) diminuisce; b) perché aumenta la quantità di  $\text{CO}_2$  disciolta in acqua, spostando a destra il primo equilibrio; c) a destra

- 91  $\text{HClO}/\text{ClO}^-$ , perché  $\text{pK}_a = 7,5$

92 a-c-d-f

93 4,66

94 4,74

95 4,84

- 96 a) no; b) la base; c) a reazione avvenuta sono presenti  $\text{NaOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  e  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (lo ione acetato, per idrolisi, forma acido acetico); d) no

- 14 N acido = 1,7 eq/L; % m/m = 7,9%

15  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ ;  
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$ ;  
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  
 lo ione diidrogenofosfato

- 16  $V = 51,5 \text{ mL}$ ; si forma ipoclorito di bario, sale di una base forte e di un acido debole. Lo ione ipoclorito reagisce con l'acqua per dare acido ipocloroso, di conseguenza il pH della soluzione è maggiore di 7

- 17 a) a sinistra;  
 b) a sinistra;  
 c) invariato;  
 d) a destra

18  $\text{pH} = -0,3$

19  $[\text{HCl}] = 0,34 \text{ M}$

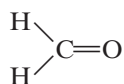
20  $[\text{H}^+] = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

## Soluzioni capitolo 23

- 1** perché occorre energia per spezzare i legami esistenti tra H e O e perché la reazione di sintesi dell'acqua è un processo esotermico
- 2** perché H è più elettronegativo di Na, ma meno di N
- 3** perché F è più elettronegativo di O
- 4** perché il C possiede solo 4e<sup>-</sup> di valenza
- 5** no; per esempio, in NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, N ha n.o. -3
- 6** 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
- 7** a) +4                      b) +3                      c) +7  
 d) +7                      e) +6
- 8** +5; +7; +7; +3; +5; +3; +7; +4; -2; +1; +4; +6; -3
- 9** a) H: +1; S: +6; O: -2  
 b) Ca: +2; H: +1; P: +5; O: -2  
 c) Fe: +3; O: -2; H: +1  
 d) Mg: +2; H: +1; P: +5; O: -2
- 10** a) +2                      b) +5                      c) -1  
 b) +4                      e) -2                      f) -3  
 g) +3                      h) 0                      i) -3  
 l) +3

**11** se  $T\Delta S > \Delta H$ , in modo che  $\Delta G < 0$

**12** zero; no, la valenza è 4;



**13** diminuisce da +6 a +3

**14** Na, H

**15** b

**16** C

**17** Cl<sub>2</sub>

**18** VO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

**19** 3 l'alluminio e 2 l'ossigeno

**20** perché siccome è l'elemento più elettronegativo, la specie F<sup>-</sup> è la più stabile; -1

**21** il mercurio di HgS e l'ossigeno di O<sub>2</sub>

**22** SO<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>S

**23** Zn; H; HCl; Zn

**24** Al; Cr<sup>3+</sup>

**25** no, ha potere ossidante maggiore

**26** Cr metallico

**27** a; c

**28** a) diminuisce di 3;

b) diminuisce di 3;

c) aumenta di 2

**29**

Prima	Dopo	Elettroni scambiati	Semireazione di ossidazione	Semireazione di riduzione
<u>Mg</u> n.o. 0	<u>Mg</u> <sup>2+</sup> n.o. +2	-2e <sup>-</sup>	✓	
<u>N</u> <sub>2</sub> n.o. 0	<u>2N</u> <sup>3-</sup> n.o. -3	+6e <sup>-</sup>		✓
<u>Fe</u> <sub>2</sub> O <sub>3</sub> n.o. +3	<u>2Fe</u> O n.o. +2	+2e <sup>-</sup>		✓
<u>Al</u> n.o. 0	<u>Al</u> (OH) <sub>3</sub> n.o. +3	-3e <sup>-</sup>	✓	
<u>Cr</u> <sub>2</sub> O <sub>3</sub> n.o. +3	<u>2Cr</u> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> n.o. +6	-6e <sup>-</sup>	✓	
<u>I</u> O <sub>3</sub> <sup>-</sup> n.o. +5	<u>I</u> <sup>-</sup> n.o. -1	+6e <sup>-</sup>		✓
<u>P</u> <sub>4</sub> n.o. 0	<u>4P</u> H <sub>3</sub> n.o. -3	+12e <sup>-</sup>		✓
<u>Co</u> Cl <sub>2</sub> n.o. +2	<u>Co</u> (OH) <sub>3</sub> n.o. +3	-1e <sup>-</sup>	✓	

**30** ✓ Fe<sup>3+</sup>(aq) → Fe<sup>2+</sup>(aq)                      riduzione

✓ MnO<sub>2(s)</sub> → MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq)                      ossidazione

31

	elemento che si ossida	elemento che si riduce	agente ossidante	agente riducente
a)	As	N	HNO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>
b)	I	Cl	HClO	NaI
c)	C	Mn	KMnO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>
d)	Al	S	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Al
e)	Cu	S	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Cu
f)	S	N	HNO <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>
g)	Zn	S	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Zn
h)	I	N	HNO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub>

32 —

33 —

34 no; l'ambiente acido favorisce lo spostamento a destra della reazione

35 dagli ossigeni dello ione permanganato

36 Cu e Cu<sup>2+</sup>

37 KOH (+1; -2; +1); Cl<sub>2</sub> (0); KCl (+1; -1);

KClO<sub>3</sub> (+1; +5; -2); H<sub>2</sub>O (+1; -2);

6K<sup>+</sup> + 6OH<sup>-</sup> + 3Cl<sub>2</sub> →

→ 5K<sup>+</sup> + 5Cl<sup>-</sup> + K<sup>+</sup> + ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 3H<sub>2</sub>O;

6OH<sup>-</sup> + 3Cl<sub>2</sub> → 5Cl<sup>-</sup> + ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 3H<sub>2</sub>O;

reazione di dismutazione

38 KClO<sub>3</sub> (+1; +5; -2); KCl (+1; -1);

O<sub>2</sub> (0); KClO<sub>4</sub> (+1; +7; -2);

la seconda è una reazione di dismutazione

39 a) 2Na + 2H<sub>2</sub>O → 2NaOH + H<sub>2</sub>

b) 4Fe + 3O<sub>2</sub> → 2Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

c) H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> → 2HCl

40 a) Cu + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → CuSO<sub>4</sub> + SO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

b) 3Hg + 2HNO<sub>3</sub> + 6HCl →

→ 3HgCl<sub>2</sub> + 2NO + 4H<sub>2</sub>O

c) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 3SiO<sub>2</sub> + 5C →

→ 3CaSiO<sub>3</sub> + 2P + 5CO

d) 2SO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O → 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

e) 3Cu<sub>2</sub>S + 20HNO<sub>3</sub> → 6Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> +

+ 3SO<sub>2</sub> + 10H<sub>2</sub>O + 8NO

f) 5PCl<sub>3</sub> + 2KMnO<sub>4</sub> + 24KOH → 2MnCl<sub>2</sub> +

+ 5K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + 11KCl + 12H<sub>2</sub>O

g) I<sub>2</sub> + 5H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> → 2HIO<sub>3</sub> + 4H<sub>2</sub>O

41 a) 8Cr<sup>3+</sup>(aq) + 3IO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq) + 2OH<sub>2</sub>O →

→ 8CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq) + 3I<sup>-</sup>(aq) + 4H<sup>+</sup>

b) 4Zn(s) + NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 10H<sup>+</sup> →

→ 4Zn<sup>2+</sup>(aq) + NH<sub>4</sub><sup>+</sup>(aq) + 3H<sub>2</sub>O

c) 3Cu(s) + 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 8H<sup>+</sup> →

→ 2NO(g) + 3Cu<sup>2+</sup>(aq) + 4H<sub>2</sub>O

d) 4MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq) + 5C(s) + 12H<sup>+</sup> →

→ 5CO<sub>2</sub>(g) + 4Mn<sup>2+</sup>(aq) + 6H<sub>2</sub>O

e) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>(aq) + 3Sn<sup>2+</sup>(aq) + 14H<sup>+</sup> →

→ 3Sn<sup>4+</sup>(aq) + 2Cr<sup>3+</sup>(aq) + 7H<sub>2</sub>O

42 a) 3H<sub>2</sub>S(g) + 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 2H<sup>+</sup> →

3S(s) + 2NO(g) + 4H<sub>2</sub>O

b) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>(aq) + 2I<sup>-</sup>(aq) + 2H<sup>+</sup> → I<sub>2</sub>(aq) + 2H<sub>2</sub>O(l)

c) NH<sub>3</sub>(g) + 2O<sub>2</sub>(g) → HNO<sub>3</sub>(l) + H<sub>2</sub>O(l)

d) Cl<sub>2</sub>(g) + IO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 2OH<sup>-</sup>(aq) →

→ IO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq) + 2Cl<sup>-</sup>(aq) + H<sub>2</sub>O(l)

43 a) 2I<sup>-</sup>(aq) + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq) + 4H<sup>+</sup> → I<sub>2</sub>(s) + SO<sub>2</sub>(g) + 2H<sub>2</sub>O;

b) 8I<sup>-</sup>(aq) + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq) + 10H<sup>+</sup> → 4I<sub>2</sub>(s) + H<sub>2</sub>S(g) + 4H<sub>2</sub>O;

c) 3As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s) + 4NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 7H<sub>2</sub>O →

→ 6AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup>(aq) + 4NO(g) + 14H<sup>+</sup>;

d) Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>(aq) + 3S<sup>2-</sup>(aq) + 14H<sup>+</sup> →

→ 3S(s) + 2Cr<sup>3+</sup>(aq) + 7H<sub>2</sub>O;

e) 3As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s) + 2IO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 18 OH<sup>-</sup> →

→ 6AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup>(aq) + 2I<sup>-</sup>(aq) + 9H<sub>2</sub>O

44 a) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>(aq) + NO<sub>2</sub>(g) + 2OH<sup>-</sup> →

→ NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>(aq) + H<sub>2</sub>O

b) 4Zn(s) + NO<sub>3</sub><sup>-</sup>(aq) + 7OH<sup>-</sup> →

→ 4ZnO<sub>2</sub><sup>2-</sup>(aq) + NH<sub>3</sub>(g) + 2H<sub>2</sub>O

c) H<sub>2</sub>CO(aq) + 2Ag<sup>+</sup>(aq) + 3OH<sup>-</sup> →

→ HCOO<sup>-</sup>(aq) + 2Ag(s) + 2H<sub>2</sub>O

d) 6KOH(aq) + 2Al(s) → 2K<sub>3</sub>AlO<sub>3</sub>(aq) + 3H<sub>2</sub>(g)

45 a) 4NH<sub>3</sub>(g) + 7O<sub>2</sub>(g) → 4NO<sub>2</sub>(g) + 6H<sub>2</sub>O(l)

b) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>(s) + 3CO(g) → 2Fe(s) + 3CO<sub>2</sub>(g)

c) 2H<sub>2</sub>O(l) + 2K(s) → 2KOH(aq) + H<sub>2</sub>(g)

46 a) 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + Cu + 4H<sup>+</sup> → 2NO<sub>2</sub> + Cu<sup>2+</sup> + 2H<sub>2</sub>O

b) IO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 3AsO<sub>3</sub><sup>3-</sup> → I<sup>-</sup> + 3AsO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

c) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> + Zn + 4H<sup>+</sup> → Zn<sup>2+</sup> + SO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

d) 2Cr<sup>3+</sup> + 3BiO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4H<sup>+</sup> →

→ Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + 3Bi<sup>3+</sup> + 2H<sub>2</sub>O

e) I<sub>2</sub> + 5ClO<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O → 2IO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 5Cl<sup>-</sup> + 2H<sup>+</sup>

f) 2Mn<sup>2+</sup> + 5BiO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 14H<sup>+</sup> →

→ 2MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 5Bi<sup>3+</sup> + 7H<sub>2</sub>O

g) 3H<sub>3</sub>AsO<sub>3</sub> + Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + 8H<sup>+</sup> →

→ 3H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> + 2Cr<sup>3+</sup> + 4H<sub>2</sub>O

h) 2I<sup>-</sup> + HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 3H<sup>+</sup> → I<sub>2</sub> + SO<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

i) 3Sn + 4NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4H<sup>+</sup> → 3SnO<sub>2</sub> + 4NO + 2H<sub>2</sub>O

l) PbO<sub>2</sub> + 4Cl<sup>-</sup> + 4H<sup>+</sup> → PbCl<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> + 2H<sub>2</sub>O

m) Ag + NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 2H<sup>+</sup> → NO<sub>2</sub> + Ag<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O

n) 4Fe<sup>3+</sup> + 2NH<sub>3</sub>OH<sup>+</sup> →

→ 4Fe<sup>2+</sup> + N<sub>2</sub>O + 6H<sup>+</sup> + H<sub>2</sub>O



- o)  $2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 p)  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 q)  $5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$   
 r)  $3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16\text{H}^+ \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$   
 s)  $2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$   
 t)  $\text{XeF}_2 + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Xe} + 2\text{F}^- + \text{Cl}_2$
- 47** a)  $2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{S} + 2\text{CrO}_2^- + 8\text{OH}^-$   
 b)  $2\text{MnO}_4^- + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^-$   
 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)  $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 e)  $3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$   
 f)  $3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$   
 g)  $4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$

- 48** a)  $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{NaI} + 3\text{HOCl} \rightarrow \text{NaIO}_3 + 3\text{HCl}$   
 c)  $6\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$   
 d)  $3\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$   
 e)  $4\text{Zn} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 49** a)  $8\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_{8(\text{s})} + 8\text{SO}_3^{2-}(\text{aq})$   
 b)  $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 c)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{HgCl}_2(\text{s}) + \text{Hg}(\text{l})$  (già bilanciata)
- 50** a)  $4\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + 3\text{NaClO}_4$   
 b)  $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2$   
 c)  $3\text{NaClO} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{NaClO}_3$   
 d)  $4\text{S} + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$   
 e)  $\text{P}_2\text{O}_4 + 5\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$   
 f)  $2\text{P}_4 + 9\text{H}_2\text{O} + 3\text{KOH} \rightarrow 5\text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_4$
- 51** La reazione a) non è redox.  
 a) si deve considerare non tanto la massa equivalente dell'alluminio quanto piuttosto la massa equivalente dell'idrossido di Al, che è uguale a 1/3 della massa molare;  
 b) 9,0 g/eq

**52**

sostanza	semireazione	massa molare g/mol	massa equivalente g/eq	moli equivalenti	relazione tra N e M
Zn	$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	65,37	32,69	2	N = 2M
Na <sup>+</sup>	$\text{Na}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Na}$	22,99	22,99	1	N = M
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$\text{NO}_3^- + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO}$	62,01	20,67	3	N = 3M
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$	216,00	36,00	6	N = 6M

- 53**  $N_{\text{permanganato}} = 0,500 \text{ eq/L};$   
 $N_{\text{acido ossalico}} = 0,833 \text{ eq/L};$   
 $n_{\text{eq}} = 0,125 \text{ eq}$
- 54**  $N_{\text{dicromato}} = 0,10 \text{ eq/L};$   
 $n_{\text{eqSnCl}_2} = 0,0124 = 0,012 \text{ eq};$   
 $m_{\text{SnCl}_2} = 1,2 \text{ g}$
- 55**  $4,00 \cdot 10^{-3} \text{ eq/L};$   
 $m_{\text{vit.C}} = 0,0440 \text{ g};$   
 $V_{\text{succo}} = 1,7 \cdot 10^2 \text{ mL}$

**REVIEW**

- 1** -2                      -1                      0                      +4  
 $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$   
 alcol                      aldeide                      acido                      diossido  
 etilico                      acetica                      acetico                      di carbonio
- 2**  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2;$   
 $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2;$   
 si ossidano; l'idrogeno di H<sub>2</sub>O: da +1 a 0
- 3**  $\text{BrO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{HBrO} + 2\text{H}_2\text{O};$  riduzione
- 4** il carbonio del gruppo —CH<sub>2</sub>OH passa dal n.o. -1 al n.o. +3 del carbossile —COOH

- 5** la prima è redox, la seconda è acido-base; Ag<sub>2</sub>S; Al; H<sub>2</sub>S; NaHCO<sub>3</sub>
- 6** Il ferro, come si vede anche dalla fig. 18.12 di pag. 380, è più reattivo del rame e tende a ossidarsi con formazione di ruggine. La grondaia di conseguenza si sposta, fino a staccarsi completamente nel tempo. L'esecutore del lavoro non si è comportato correttamente.
- 7** 1,22 g<sub>Mg</sub>; 0,100 mol di e<sup>-</sup>
- 8** N: è una reazione di dismutazione

- 9**  $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + \text{SO}_2$ ;  
 $\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$ ;  
 S si ossida e O si riduce;  
 C si ossida e Pb si riduce
- 10**  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ ;  
 $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ ;  
 $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$
- 11**  $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBrO} + \text{HBr}$
- 12** a) e c)
- 13** a)  $2\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{SO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 b)  $16\text{H}_2\text{S}_{(g)} + 8\text{SO}_{2(g)} \rightarrow 3\text{S}_{8(s)} + 16\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- 14** a)  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ ;  
 b)  $\text{Cl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow$   
 $\rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 15** il cloro è sia ossidato sia ridotto; NaClO è ossidante; NaClO<sub>2</sub> è riducente
- 16**  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 4\text{Cl}_2 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Cl}^- + 2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$
- 17** a)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  H: +1; S: +4; O: -2  
 b)  $\text{Cl}_2$  Cl: 0  
 c)  $\text{NO}_3^-$  N: +5; O: -2  
 d)  $\text{NaHCO}_3$  Na: +1; H: +1; C: +4; O: -2  
 e)  $\text{SF}_6$  S: +6; F: -1
- 18**  $3\text{Ag}_{(s)} + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 19** forward reaction: Cl<sub>2</sub> is reduced and it is oxidized; reverse reaction: Cl<sup>-</sup> is the reducing agent, HClO is the oxidizing agent
- 20** a)  $\text{MgO}_{(s)} + \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{MgCO}_{3(\text{s})} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 it isn't a redox reaction  
 b)  $\text{KNO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{KNO}_{2(\text{s})} + \text{O}_{2(\text{g})}$   
 oxidized atom: O; reduced atom: N  
 c)  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{CuO}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 oxidized atom: H; reduced atom: Cu  
 d)  $\text{NaOH}_{(s)} + \text{HCl}_{(s)} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$   
 it isn't a redox reaction  
 e)  $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{HCl}_{(g)}$   
 oxidized atom: H; reduced atom: Cl  
 f)  $\text{SO}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$   
 it isn't a redox reaction

Note: oxidized atom = reducing agent; reduced atom = oxidizing agent

## Soluzioni capitolo 24

1 —

2 —

3 —

4 —

5 —

6 nel primo caso la lamina di zinco si ricopre di uno strato di rame metallico, mentre nel secondo caso non avviene alcuna reazione

7 immergendo la lamina di argento in una soluzione di un sale di zinco

8  $\text{Au}^{3+}$ ;  $\text{Ag}^+$ ;  $\text{Sn}^{2+}$

9 negativo

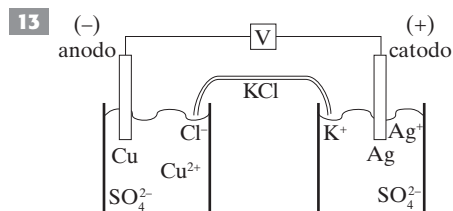
10 nel circuito interno gli anioni del ponte salino si liberano nella semicella anodica, mentre i cationi in quella del catodo; nel circuito esterno gli elettroni si muovono dall'anodo al catodo

11 cessa il trasporto di elettroni e si blocca la reazione, perché il circuito non è chiuso

12 anodo:  $\text{Mg}_{(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ;

catodo:  $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$ ;

$\text{Mg}_{(s)} + \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{Fe}_{(s)}$

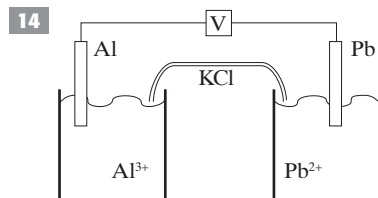


riduzione:  $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$ ;

ossidazione:  $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ;

$\text{Cu}_{(s)} + 2\text{Ag}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2\text{Ag}_{(s)}$ ;

(-)  $\text{Cu}_{(s)} / \text{Cu}^{2+}_{(aq)} (1 \text{ M}) // \text{Ag}^+_{(aq)} (1 \text{ M}) / \text{Ag}_{(s)} (+)$



28

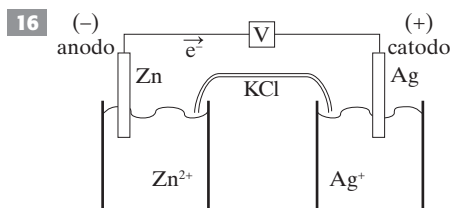
	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	$\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}$
$\text{Ag}^+/\text{Ag}$						+		+
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	+					+		+
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	+	+		+		+	+	+
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	+	+				+		+
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	+	+	+	+		+	+	+
$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$								
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	+	+		+		+		+
$\text{Pd}^{2+}/\text{Pd}$						+		

anodo:  $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ ;

catodo:  $\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$ ;

(-)  $\text{Al}_{(s)} / \text{Al}^{3+}_{(aq)} (1 \text{ M}) // \text{Pb}^{2+}_{(aq)} (1 \text{ M}) / \text{Pb}_{(s)} (+)$

15 costruendo l'anodo di alluminio, immerso in ioni  $\text{Al}^{3+}$ , e il catodo di stagno, immerso in ioni  $\text{Sn}^{2+}$



dall'anodo al catodo; i cationi al catodo e gli anioni all'anodo;

riduzione:  $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$ ;

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

(-)  $\text{Zn}_{(s)} / \text{Zn}^{2+}_{(aq)} (1 \text{ M}) // \text{Ag}^+_{(aq)} (1 \text{ M}) / \text{Ag}_{(s)} (+)$

17 tutti quelli con  $E^\circ < -0,13 \text{ V}$

18 no, perché le reazioni spontanee sviluppano potenziali di cella positivi

19 a)  $\text{Au}^{3+}$ ; b)  $\text{MnO}_4^-$ ; c)  $\text{H}^+$ ; d)  $\text{Cu}^{2+}$

20 a) Co; b)  $\text{H}_2$ ; c) K; d) Cu<sup>+</sup>

21 anodo:  $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ;

catodo:  $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$ ;  $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$

22 sarebbero tutti superiori di una quantità pari a +0,26 V

23 a) 1,76 V; b) 0,91 V; c) 0,28 V; d) 1,20 V

24  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  oppure  $\text{O}_2$ , entrambi in ambiente acido

25 non esiste

26 perché dipende da come il suo valore di potenziale si posiziona rispetto a quello della coppia redox che gli viene associata. Nessuna coppia redox è univocamente solo ossidante o solo riducente

27 Ni; anodo:  $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ;

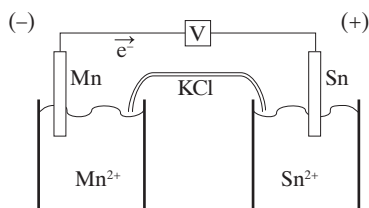
catodo:  $\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$ ;

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

29

	Ag <sup>+</sup> /Ag	Cu <sup>2+</sup> /Cu	Zn <sup>2+</sup> /Zn	Pb <sup>2+</sup> /Pb	Al <sup>3+</sup> /Al	Au <sup>3+</sup> /Au	Sn <sup>2+</sup> /Sn	Pd <sup>2+</sup> /Pd
Ag <sup>+</sup> /Ag						0,70 V		0,15 V
Cu <sup>2+</sup> /Cu	0,46 V					1,16 V		0,61 V
Zn <sup>2+</sup> /Zn	1,56 V	1,10 V		0,63 V		2,26 V	0,62 V	1,71 V
Pb <sup>2+</sup> /Pb	0,93 V	0,47 V				1,63 V		1,08 V
Al <sup>3+</sup> /Al	2,46 V	2,00 V	0,90 V	1,53 V		3,16 V	1,52 V	2,61 V
Au <sup>3+</sup> /Au								
Sn <sup>2+</sup> /Sn	0,94 V	0,48 V		0,01 V		1,64 V		1,09 V
Pd <sup>2+</sup> /Pd						0,55 V		

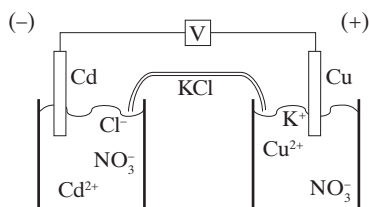
- 30  $Mn(s) + Sn^{2+}(aq) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + Sn(s)$ ;  
 (-)  $Mn(s) / Mn^{2+}(aq) (1 M) // Sn^{2+}(aq) (1 M) / Sn(s) (+)$ ;  
 anodo:  $Mn(s) \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 2e^-$ ;  
 catodo:  $Sn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$ ;



dall'anodo;  $\Delta E^\circ = +1,04 V$

- 31 perché corrispondono a un valore di  $\Delta G^\circ$  negativo
- 32  $2Cr(s) + 3Co^{2+}(aq) \rightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 3Co(s)$
- 33  $2MnO_4^- + 16H^+ + 10I^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5I_2$
- 34 sì
- 35 perché  $Cl_2$  è in grado di ossidare  $Br^-$ , mentre  $I_2$  no
- 36 +0,60 V
- 37 +1,92 V;  $-3,71 \times 10^5 J$
- 38 +0,51 V;  $-9,84 \times 10^4 J$
- 39 Au; +1,76 V;  $-1,02 \times 10^6 J$
- 40 a) +0,12 V;  $-2,32 \times 10^4 J$ ;  
 b) +0,19 V;  $-3,67 \times 10^4 J$ ;  
 c) +0,79 V;  $-1,52 \times 10^5 J$

- 41 anodo:  $Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2e^-$ ;  
 catodo:  $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$ ;  
 $Cd(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + Cu(s)$ ;



diminuisce di 4,17 g;  $4,47 \times 10^{22} e^-$

- 42 +0,76 V
- 43 +0,080 V
- 44 +1,06 V

- 45 minore di 1 M;  
 $-0,57 = -0,45 - 0,059 \frac{1}{2} \times \log(1/[Fe^{2+}])$

- 46 le reazioni di ossido-riduzione
- 47 —
- 48 —
- 49 il fluoro
- 50 Cu
- 51 l'acqua salata ha grande conducibilità e funge da ponte salino della cella elettrochimica ferro-ossigeno

- 52 no
- 53 considerando la reazione tra Fe e H<sup>+</sup>:  
 $2H^+(aq) + Fe(s) \rightarrow H_{2(g)} + Fe^{2+}(aq)$
- 54 perché manca la soluzione elettrolitica costituita dall'acqua
- 55 perché il metallo, l'acqua e l'ossigeno in essa disciolto costituiscono una pila
- 56 l'acqua distillata, essendo in piccolissima parte ionizzata, non conduce la corrente elettrica, ed è quindi necessario aggiungere un elettrolita
- 57  $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
- 58 anodo:  $2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$ ;  
 catodo:  $Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$
- 59 al catodo il pH diventa più basico, mentre all'anodo diventa più acido

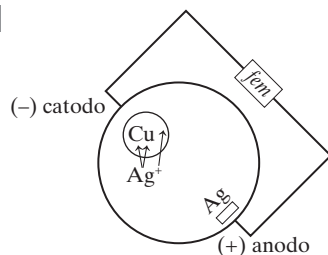
- 60 2 : 1
- 61 anodo:  $2Br^-(aq) \rightarrow Br_{2(g)} + 2e^-$ ;  
 catodo:  $K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$ ;  
 $2Br^-(aq) + 2K^+(aq) \rightarrow Br_{2(g)} + 2K(s)$

- 62 all'anodo: Br<sup>-</sup>; Cl<sup>-</sup>; F<sup>-</sup>;  
 al catodo: Mg<sup>2+</sup>; Ca<sup>2+</sup>; K<sup>+</sup>
- 63  $E^\circ > -0,83 V$ ;  
 $E^\circ < +1,23 V$

- 64 catodo: si deposita Ag;  
 anodo: si libera ossigeno

- 65 catodo: Ca;  
 anodo: I<sub>2</sub>

66



polo negativo;  $\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$

67 anodo:  $4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4e^- + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

catodo:  $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

68 anodo:  $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e^-$ ;

catodo:  $2\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{H}_2$

69 Le impurezze costituite dai metalli meno nobili, ossidandosi, restano in soluzione; quelle costituite da metalli più nobili precipitano con formazione dei cosiddetti fanghi anodici (si depositano presso l'anodo). La differenza di potenziale fra gli elettrodi deve assumere particolari valori. Durante l'elettrolisi, il rame si ossida all'anodo e si riduce al catodo depositandosi sulla lamina.

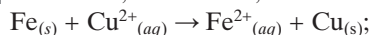
## REVIEW

1 nulla; che la lamina di Zn si ricopre di Ni

2 a)

3 perché Al si ossida ad  $\text{Al}^{3+}$ , dal sapore sgradevole

4 anodo: Fe; catodo: Cu;



dall'anodo al catodo;

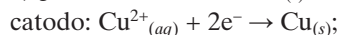
$\text{K}^+$  verso il catodo e  $\text{NO}_3^-$  verso l'anodo;

(-)  $\text{Fe}_{(s)} / \text{Fe}^{2+}_{(aq)} // \text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}$  (+);

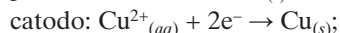
$fem = +0,79 \text{ V}$

5 a) +0,59 V; b) +0,95 V; il potenziale aumenta all'aumentare della  $[\text{Fe}^{3+}]$ , perché la reazione di riduzione è favorita

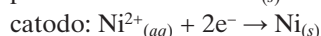
6 a) pila Ni/Cu - anodo:  $\text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ,



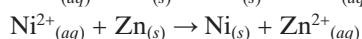
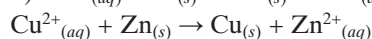
pila Zn/Cu - anodo:  $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ,



pila Zn/Ni - anodo:  $\text{Zn}_{(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ,



b)  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)}$



c) +0,60 V; +1,10 V; +0,50 V;

d)  $-1,16 \times 10^5 \text{ J}$ ;  $-2,12 \times 10^5 \text{ J}$ ;  $-9,65 \times 10^4 \text{ J}$

70 1 mol $_{e^-}$ ; 3 mol $_{e^-}$

71 5,00 mol $_{\text{Al}}$ ; 4,00 mol $_{\text{Cr}}$

72 0,20 mol $_{e^-}$ ; 0,30 mol $_{e^-}$

73 anodo:  $2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$ ;  
catodo:  $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ ; 6,26 L di  $\text{Cl}_2$

74 16,8 L

75 1,52 g

76 25 minuti

77  $2,0 \times 10^{22}$  ioni Zn;

$4,0 \times 10^{22}$  ioni Ag;

$1,3 \times 10^{22}$  ioni Al

78 38 g

79 39 g di  $\text{Cl}_2$  e 26 g di Na

80 26 g di  $\text{Cl}_2$  e 6,7 g di Al

81 0,33 A

82  $2,8 \times 10^3 \text{ C}$

83 +3

7 a) anodo:  $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^-$  OX,

catodo:  $2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$  red; +1,66 V

b) anodo:  $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^-$  OX,

catodo:  $\text{Ce}^{4+}_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}_{(aq)}$  red; +0,84 V

8 0,28 g

9  $5,5 \times 10^{-3} \text{ g}$

10 1,5 L

11 3,0 h

12 35 minuti

13 (-)  $\text{Mn}_{(s)} / \text{Mn}^{2+}_{(aq)} // \text{Ni}^{2+}_{(aq)} / \text{Ni}_{(s)}$  (+);

anodo:  $\text{Mn}_{(s)} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ ;

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

$\text{Mn}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + \text{Ni}_{(s)}$ ;

+0,92 V;  $-1,8 \times 10^5 \text{ J}$

14  $\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ ;

+1,23 V;  $-4,7 \times 10^5 \text{ J}$

15 oxidation

16 The value  $E^\circ = -0,76 \text{ V}$  represents the electromotive force of the half cell  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  compared to the standard electrode  $\text{H}^+/\text{H}_2$ .





# Soluzioni verso l'Università

## Parte D - Il mondo dell'atomo

- 1 B
- 2 C
- 3 E
- 4 C
- 5 A
- 6 C
- 7 B
- 8 C
- 9 A
- 10 B
- 11 B
- 12 E
- 13 D
- 14 A
- 15 B
- 16 A
- 17 C
- 18 D
- 19 E
- 20 C

## Parte E - Dagli atomi alle molecole

- 1 C
- 2 B
- 3 C
- 4 A
- 5 C
- 6 B
- 7 D
- 8 C
- 9 E
- 10 B
- 11 A



## Parte F - Le sostanze interagiscono

- 1 A
- 2 A
- 3 B
- 4 D
- 5 D
- 6 A
- 7 C
- 8 C
- 9 E
- 10 A
- 11 C
- 12 B
- 13 D
- 14 D
- 15 D
- 16 C

## Parte G - Cariche in movimento

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