

3

Soluzioni degli esercizi

Soluzioni capitolo 1

- 1** ^{12}C ; 12 u
- 2** Dividendo la massa in grammi per la massa atomica relativa e moltiplicando per il numero di Avogadro.
- 3** Una mole di qualsiasi sostanza contiene lo stesso numero di unità formula, pari al numero di atomi contenuti in 12 g esatti di carbonio-12; tale numero è detto costante di Avogadro.
- 4** Perché, mentre la massa di una mole varia da una sostanza all'altra, il numero di particelle presenti in una mole è lo stesso per tutte le sostanze.
- 5** Il numero di molecole è lo stesso.
- 6** Due moli di atomi di ferro; $2N$ atomi di ferro (N = numero di Avogadro)
- 7** SO_2 : S: 1 mol S/32,07 g S; O: 2 mol O/16,00 g O; As_2O_3 : As: 2 mol As/74,92 g As; O: 3 mol O/16,00 g O;
 Al_2Cl_6 : Al: 2 mol Al/26,98 g Al; Cl: 6 mol Cl/35,45 g Cl;
 PbO_2 : Pb: 1 mol Pb/207,2 g Pb; 2 mol O/16,00 g O
- 8** Dobbiamo conoscere la massa molare.
- 9** Con «1 mol di ossigeno» potremmo intendere sia una mole di atomi di O, sia una mole di molecole di O_2 , e quindi indicare masse diverse; con «64 g di ossigeno» ci riferiamo, invece, in modo univoco a una determinata massa di ossigeno.
- 10** $m = 26,98 \text{ g/mol} \cdot n$
- 11** The mass percentage of each element in the compound.
- 12** Dobbiamo conoscere la formula della sostanza e la sua massa molare.
- 13** $1,992\,6482 \times 10^{-23} \text{ g}$
- 14** —
- 15** 1,0079 u
- 16** 2,0158 u
- 17** 108,90 u
- 18** 63 5526 u
- 19** 24,3050 u
- 20** 4,32 mol
- 21** 12,8 mol
- 22** $2,59 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- 23** 2,99 mol
- 24** $3,01 \times 10^{23}$
- 25** $9,03 \times 10^{23}$ atomi; 18 g
- 26** a) 23,0 g; b) 32,1 g; c) 35,5 g
- 27** a) 14,0 g; b) 55,9 g; c) 24,3 g
- 28** a) 75,4 g; b) 392 g; c) 35,1 g
- 29** a) 17,5 g; b) 46,1 g; c) 219 g
- 30** $1,30 \times 10^{-10} \text{ g}$
- 31** $1,53 \times 10^{-5} \text{ g}$
- 32** 0,302 mol
- 33** 1,65 mol
- 34** NaHCO_3 : 84,0 g/mol; $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$: 96,1 g/mol; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: 249,7 g/mol; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: 294,2 g/mol
- 35** $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$: 164,1 g/mol; $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$: 859,3 g/mol; $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$: 323,4 g/mol; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$: 322,2 g/mol; $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$: 262,9 g/mol
- 36** a) 388 g; b) 34,9 g; c) 151 g; d) 139 g
- 37** ZnCl_2 : 103 g; POCl_3 : 49,4 g; KIO_3 : 41,5 g; $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$: 569 g
- 38** CaCO_3 : 0,215 mol; $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$: 0,0794 mol; NH_3 : 0,0916 mol; Na_2CrO_4 : $4,31 \times 10^{-5} \text{ mol}$
- 39** $\text{Ca}(\text{OH})_2$: 0,126 mol; H_2O_2 : 0,126 mol; PbSO_4 : 0,126 mol; NaAuCl_4 : $1,28 \times 10^{-5} \text{ mol}$
- 40** 26,98 g/mol: si tratta dell'alluminio.
- 41** Devono avere la stessa massa molare.
- 42** Assumerebbe lo stesso valore.
- 43** SO_2
- 44** 35,45
- 45** 19,98 u; sì, il valore corrisponde (nella tavola periodica è 20,18).
- 46** 88 u
- 47** CCl_4
- 48** 1×10^{25}
- 49** $15,0 \times 10^1 \text{ g}$ di N in $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; 98 g di N in NH_4NO_3 . Il fosfato di ammonio contiene più azoto del nitrato di ammonio.
- 50** 12×10^{23} atomi di C e 33×10^{23} atomi di H
- 51** 97,5 g/mol

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 2

- 1** Gli indici delle formule esprimono il rapporto con cui sono combinati gli atomi, nei reagenti e nei prodotti di reazione.
- 2** B; NaCl₂ non esiste.
- 3** c) e d) weren't needed.
- 4** Dobbiamo conoscere la formula del prodotto che S e As formano.
- 5** a) Il numero di moli di Mg e Cl₂; b) un atomo di Mg reagisce con una molecola di Cl₂ (quindi l'equazione bilanciata).
- 6** $2\text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$
- 7** Conoscendo l'equazione bilanciata:
 $2\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$; si produrranno 12,49 mol di N₂.
- 8** Un atomo di azoto per due atomi di ossigeno; 1 mol di N₂ per 2 mol di O₂.
- 9** Un atomo di carbonio per 4 atomi di idrogeno; 1 mol di C per 4 mol di H.
- 10** c)
- 11** b)
- 12** 29,3 g
- 13** 1,81 g
- 14** 5,54 g
- 15** 55,4 g
- 16** 2,28 g
- 17** 1,194 g Cl per 1,000 g Sn
- 18** Eroina
- 19** Carbamazepina
- 20** C₂H₃Cl₂F
- 21** CCl₂F₂
- 22** NaH₂PO₄: Na = 19,16%; H = 1,68%; P = 25,8%; O = 53,34%;
 NH₄H₂PO₄: N = 12,18%; H = 5,26%; P = 26,86%; O = 55,64%;
 (CH₃)₂CO: C = 62,04%; H = 10,41%; O = 27,55%;
 CaSO₄: Ca = 29,45%; S = 23,56%; O = 47,02%;
 CaSO₄·2H₂O: Ca = 23,28%; S = 18,63%; H = 2,34%; O = 55,76%
- 23** (CH₃)₂N₂H₂: C = 39,96%; H = 13,42%; N = 46,62%;
 CaCO₃: Ca = 40,04%; C = 12,00%; O = 47,96%;
 Fe(NO₃)₃: Fe = 23,09%; N = 17,38%; O = 59,70%;
 C₃H₈: C = 81,71%; H = 18,29%;
 Al₂(SO₄)₃: Al = 15,77%; S = 28,12%; O = 56,11%
- 24** 22,9% P; 77,0% Cl
- 25** 25,9% N; 74,1% O
- 26** Si
- 27** 7,99%; no
- 28** SCl; CH₂O; NH₃; AsO₃; HO
- 29** CH₃O; HSO₄; C₂H₅; BH₃; C₂H₆O
- 30** NaTcO₄
- 31** CCl₂F₂
- 32** CCl₂
- 33** HgC₂H₃O₂
- 34** Na₂B₄O₇
- 35** C₃H₃O
- 36** Na₂S₄O₆; C₆H₄Cl₂; C₆H₃Cl₃
- 37** Na₁₂Si₆O₁₈; Na₃P₃O₉; C₂H₆O₂
- 38** HgBr; Hg₂Br₂
- 39** Sb₂S₅; Sb₂S₃
- 40** CHNO; C₃H₃N₃O₃
- 41** C₂₁H₂₂N₂O₂; C₂₁H₂₂N₂O₂
- 42** 36
- 43** 24
- 44** $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- 45** $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
- 46** a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $2\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}$
 c) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
 d) $2\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$
 e) $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- 47** a) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
 b) $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$
 c) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{NaNO}_3$
 d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$
 e) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
- 48** a) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 d) $2\text{KHCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$
 e) $\text{C}_9\text{H}_{20} + 14\text{O}_2 \rightarrow 9\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- 49** a) $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 + 2\text{NaNO}_3$
 c) $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 d) $2\text{LiHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_2$
 e) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} + 6\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$
- 50** a) 0,03 mol; b) 0,24 mol; c) 0,15 mol; d) 0,15 mol
- 51** a) 75 mol; b) 4 mol; c) 72 mol; d) 9,38 mol O₂; 0,667 mol ottano
- 52** a) 3,6 g; b) 22 g; c) 55 g
- 53** a) 5×10^2 g; b) 1×10^1 g; c) 3×10^2 g
- 54** a) $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$; b) 8,85 g; c) 14,2 g; d) 3,25 g
- 55** a) $\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$; b) 0,974 g; c) 3,49 g; d) 2,95 g

- 56 30,28 g
 57 $6,33 \times 10^3$ g
 58 0,5 kg
 59 0,4 kg
 60 Fe_2O_3 ; 195 g Fe
 61 0,03 kg
 62 26,7 g FeCl_3
 63 19,0 g H_2O
 64 0,91 mg
 65 PCl_5 ; 0,32 g
 66 66,98 g; 96,23%
 67 109 g; 78,5%
 68 88,7%

69 Dai primi dati ricaviamo la formula minima dell'ossido, che è Al_2O_3 . Dalla seconda coppia di dati determiniamo che l'ossigeno è il reagente limitante e calcoliamo su questa base la massa di ossido di alluminio che si forma.

70 $\text{Fe}/\text{O} = 0,75$ (Fe_3O_4)

71 Calcoliamo le moli di fosforo, moltiplichiamo per 3 e otteniamo le moli di atomi di cloro presenti nel composto. Moltiplichiamo per la massa atomica di Cl per conoscere quanti grammi di cloro reagiscono.

72 17,3%

73 Determiniamo la percentuale in peso nei tre sali proposti, e verificiamo che si tratta di Na_2HPO_4 . Calcoliamo la percentuale di Na in questo sale (32,43%).

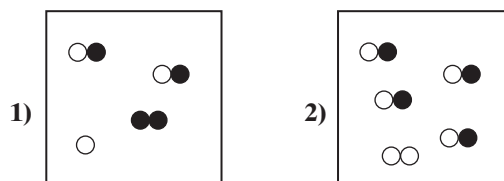
74 Siano x i grammi di NaCl e $1 - x$ quelli di CaCl_2 . Calcoliamo le moli di atomi di Cl conoscendo le loro masse molecolari. Sappiamo quanti grammi di Cl precipitano come AgCl e ricaviamo il valore di x che poi moltiplichiamo per 100. $\text{NaCl} = 46,4\%$.

75 12,9 g

76 $\text{CaS}_2\text{C}_2\text{N}_2$; $\text{Ca}(\text{SCN})_2$

77 Ci sono tre diverse formule empiriche: AB_3 , A_3B_8 e AB_2 .

78



79 3,92 g

80 $1,5 \times 10^2$ g; 98 g; il fosfato di ammonio

81 $8,0 \times 10^{21}$

82 35%

83 In FeSO_4 la percentuale di ferro è maggiore.

84 CuO ; 7,94:1; sì

85 $\text{Sn}(\text{OH})_2$; 29,7:16,0:1,0; 3,9 g $\text{Sn}(\text{OH})_2$; 4,7 g $\text{Sn}(\text{OH})_4$

86 154 g

87 $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$

88 HgBr ; Hg_2Br_2

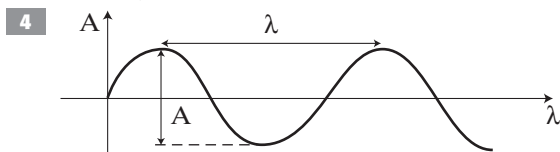
NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 3

- 1 Perché si propaga nello spazio per mezzo di onde elettromagnetiche.
- 2 Il numero di oscillazioni compiute in un secondo; ν ; Hz
- 3 La distanza tra due massimi o due minimi consecutivi; λ

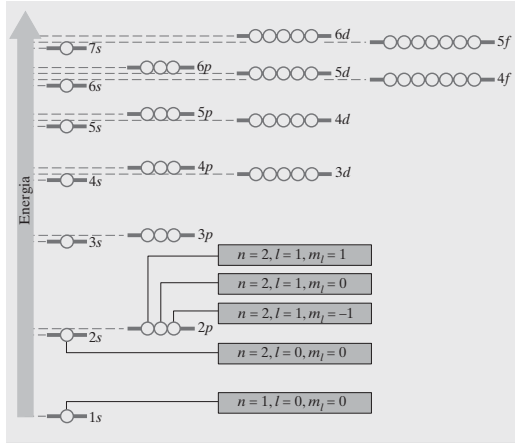


- 5 L'intensità della radiazione; λ e ν
- 6 Gamma rays, X-rays, ultraviolet, visible, infrared, microwave, radio
- 7 Da 400 nm a 700 nm
- 8 Violetto, blu, verde, giallo, arancione, rosso
- 9 $\lambda \times \nu = c$
- 10 $E = h \times \nu$; $E =$ energia; $h =$ costante di Planck; $\nu =$ frequenza
- 11 Un pacchetto o quanto di energia
- 12 $E = h \times \nu$; $\nu = c/\lambda$; $E = h \times c/\lambda$
- 13 a) Infrarosso; b) luce visibile; c) raggi X; d) luce ultravioletta
- 14 L'energia di un fotone
- 15 L'emissione di luce da parte di un atomo, con lunghezze d'onda specifiche (nello spettro continuo sono invece presenti tutte le lunghezze d'onda).
- 16 Con il modello atomico di Bohr.
- 17 —
- 18 L'elettrone eccitato emette radiazioni di lunghezza d'onda caratteristica, ritornando nello stato fondamentale; ovvero l'elettrone è vincolato ad alcuni livelli energetici, e la sua energia è quantizzata: ecco perché nello spettro di emissione compaiono soltanto alcune frequenze specifiche.
- 19 Stato fondamentale
- 20 Perché riesci a spiegare lo spettro dell'atomo di idrogeno, ma non quello degli atomi polielettronici.
- 21 Perché hanno masse differenti: il comportamento ondulatorio è percepibile solo per corpi di piccola massa come le particelle.
- 22 Quando un'onda attraversa una coppia di fenditure ravvicinate, si formano frange di interferenza (costruttiva o distruttiva). Anche le particelle subiscono diffrazione, il che conferma la loro natura ondulatoria.
- 23 La diffrazione attraverso due fenditure ravvicinate.

- 24 Nel fatto che le particelle in movimento si comportano come onde.
- 25 Le onde propaganti trasferiscono la loro energia in senso orizzontale (come le onde del mare); le onde stazionarie possiedono dei nodi fissi (come le corde della chitarra).
- 26 Il livello energetico e la forma, perché forniscono indicazioni sulle dimensioni atomiche.
- 27 Valori interi, da 1 a ∞
- 28 $K: n = 1; M: n = 3$
- 29 Perché corrisponde al valore $l = 0$, che è sempre presente.
- 30 a) 1; b) 3; c) 5; d) 7
- 31 Sì
- 32 Il fatto che esso generi un debole campo magnetico suggerisce che sia in movimento.
- 33 Si comportano come piccoli magneti (paramagnetismo).
- 34 Nello stesso atomo non possono esistere 2 elettroni che abbiano gli stessi valori dei quattro numeri quantici; ogni orbitale contiene al massimo 2 elettroni, con spin antiparallelo.
- 35 $\pm 1/2$
- 36 Perché il principio di indeterminazione stabilisce l'impossibilità di determinare con precisione la posizione dell'elettrone.
- 37
- 38 Crescono all'aumentare di n .
- 39 Sono orientati perpendicolarmente l'uno rispetto all'altro.
- 40 $7,0 \times 10^{14}$ Hz
- 41 $1,1 \times 10^{15}$ Hz
- 42 $1,0 \times 10^{15}$ Hz
- 43 5×10^6 m; 5000 km
- 44 $2,6 \times 10^{-1}$ J; $1,6 \times 10^5$ J/mol
- 45 $3,5 \times 10^{-19}$ J
- 46 a) viola; b) $7,3 \times 10^{14}$ Hz; c) $4,8 \times 10^{-19}$ J
- 47 a) giallo-arancione; b) $5,1 \times 10^{14}$ Hz; c) $3,4 \times 10^{-19}$ J
- 48 $p; f$
- 49 3; 2
- 50 $3s: n = 3$ e $l = 0$; $5d: n = 5$ e $l = 2$
- 51 $4p: n = 4$ e $l = 1$; $6f: n = 6$ e $l = 3$
- 52 0, 1, 2, 3, 4, 5
- 53 8
- 54 $l = 1: m_l = -1, 0, 1$; $l = 3: m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$
- 55 $-5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5$

- 56 $l = 4; n = 5$
 57 11; $m_l = -5, -4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4, 5$
 58 $n = 2; l = 1; m_l = -1, 0, 1; m_s = +1/2, -1/2$
 59 $n = 3; l = 2; m_l = -2, -1, 0, 1, 2; m_s = +1/2, -1/2$

60



- 61 $1,3 \times 10^{-18} \text{ J}$; di 13 ordini di grandezza
 62 $2,9 \times 10^5 \text{ J/2 mol}$; 924 g
 63 $6,3 \times 10^{22}$
 64 $5,1 \times 10^{14} \text{ Hz}$; $2,0 \times 10^5 \text{ J}$
 65 Che è molto elevata; livello 3, orbitale 3p (configurazione elettronica dell'Al)
 66 $9,5 \times 10^{-25} \text{ J}$; onde radio
 67 $3,0 \times 10^{-19} \text{ J}$; banda visibile, colore rosso; da $n = 1$ a $n = 3$

NOME

CLASSE

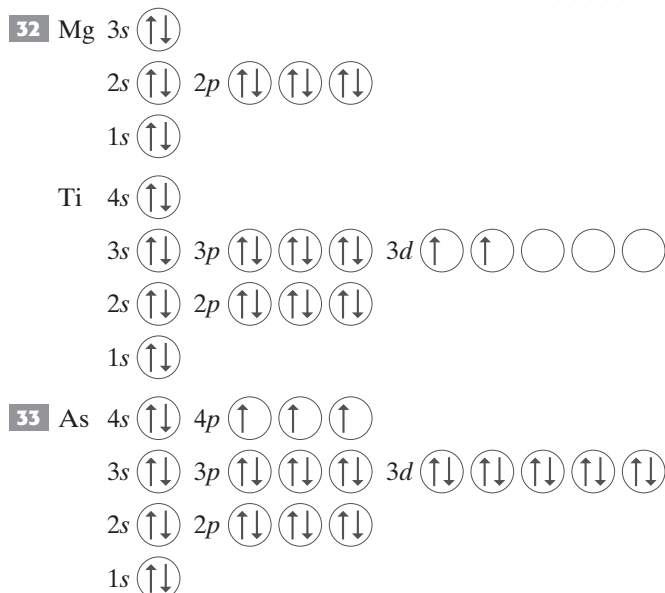
DATA

Soluzioni capitolo 4

- 1 La distribuzione degli elettroni all'interno degli orbitali di un atomo.
- 2 $Es < Ep < Ed < Ef$
- 3 La configurazione elettronica di un atomo nel suo stato fondamentale corrisponde sempre alla minima energia possibile.
- 4 Tutti gli orbitali di un dato sottolivello possiedono la stessa energia.
- 5 Be: $1s^2 2s^2$; B: $1s^2 2s^2 2p^1$; C: $1s^2 2s^2 2p^2$; N: $1s^2 2s^2 2p^3$; O: $1s^2 2s^2 2p^4$; F: $1s^2 2s^2 2p^5$; Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$
- 6 Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$; Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
- 7 Ag: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
- 8 Perché contengono lo stesso numero di elettroni nello stesso orbitale: $ns^2 np^4$.
- 9 Livello di valenza: il livello occupato con il più alto valore di n ; elettroni di valenza: gli elettroni che occupano il livello di valenza.
- 10 La carica positiva netta percepita dagli elettroni di valenza.
- 11 Left, down; right, up
- 12 Perché si aggiungono elettroni in un livello interno e non in quello di valenza.
- 13 L'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo o da uno ione gassoso nel suo stato fondamentale; perché sono energie che devono essere fornite al sistema.
- 14 $O(g) \rightarrow O^+(g) + e^-$ con $EI = 1314$ kJ/mol; $O^{2+}(g) \rightarrow O^{3+}(g) + e^-$ con $EI = 5296$ kJ/mol
- 15 Aumenta da sinistra a destra lungo i periodi perché aumenta la carica nucleare effettiva; diminuisce dall'alto verso il basso lungo i grup-

pi perché gli orbitali hanno dimensioni maggiori e gli elettroni sono più lontani dal nucleo.

- 16 Perché è l'energia che occorre fornire a uno ione già positivo per sottrargli un altro elettrone.
- 17 Perché corrisponde all'allontanamento di un elettrone del core interno.
- 18 Perché si estrae l'elettrone da un orbitale p e non dall'orbitale s più interno.
- 19 Perché l'elettrone che si rimuove dallo zolfo è antiparallelo a un altro.
- 20 La variazione di energia potenziale dovuta all'aggiunta di un elettrone a un atomo o a uno ione gassoso nel suo stato fondamentale.
- 21 $S(g) + e^- \rightarrow S^-(g)$; $S^-(g) + e^- \rightarrow S^{2-}(g)$
- 22 Perché è energeticamente svantaggiosa la cattura di un elettrone da parte di uno ione già negativo.
- 23 Maggiore è la carica nucleare efficace e maggiore è l'affinità elettronica.
- 24 S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$; Sn: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
- 25 As: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$; Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$; Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- 26 Mg: 0; P: 3; V: 3
- 27 Cs: 1; S: 2; Ni: 2
- 28 Mn, As, S
- 29 Ba, Zn
- 30 Ni: $[Ar]3d^8 4s^2$; Cs: $[Xe]6s^1$; Ge: $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$; Br: $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$; Bi: $[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
- 31 Al: $[Ne]3s^2 3p^1$; Se: $[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^4$; Ba: $[Xe]6s^2$; Sb: $[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^3$; Gd: $[Xe]4f^7 5d^1 6s^2$

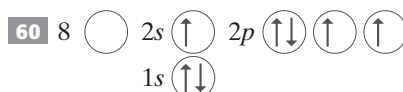
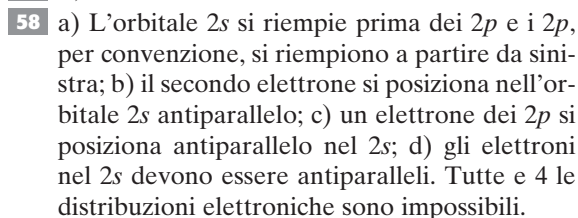
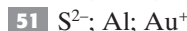
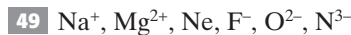
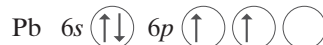
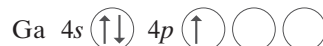
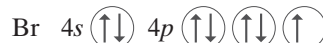
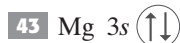
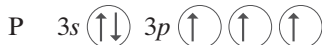
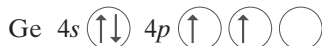
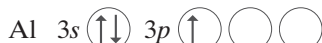
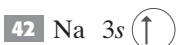
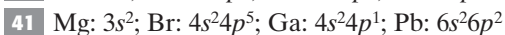
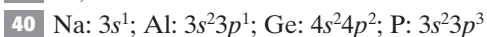
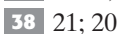
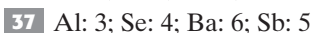
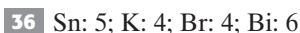
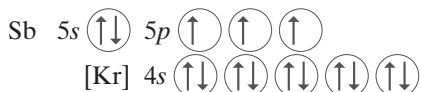
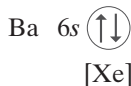
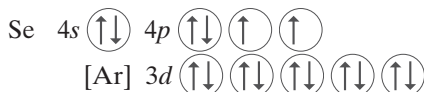
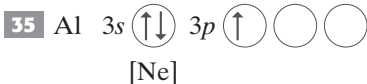
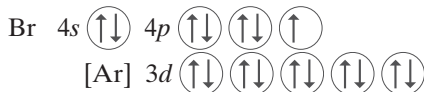
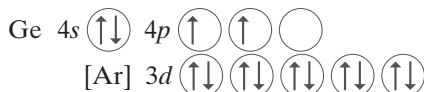
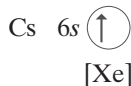
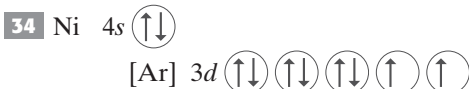
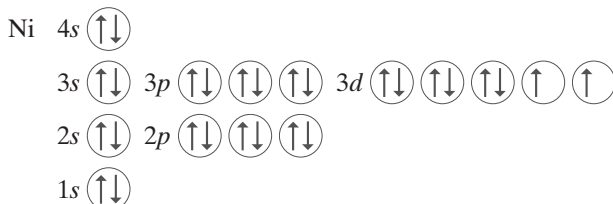


SOLUZIONI
DEGLI ESERCIZI

NOME

CLASSE

DATA



I 2 elettroni acquistati riempiono gli orbitali 2p liberi e raggiungono la configurazione elettronica stabile del gas nobile Ne. Un ulteriore elettrone si posizionerebbe sull'orbitale 3s, con destabilizzazione energetica del sistema.

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 5

- 1 Il raggiungimento della stessa temperatura in tutti i punti del sistema.
- 2 Energia *interna*: la somma delle energie di tutte le singole particelle che costituiscono un campione di materia; energia *cinetica molecolare*: l'energia complessiva associata a tutti i movimenti delle molecole; energia *potenziale*: è compresa nell'energia interna e deriva dalle forze di attrazione e repulsione che si stabiliscono tra nucleo ed elettroni o tra le molecole.
- 3 La *temperatura* indica le caratteristiche dello stato termico di un corpo ed è proporzionale all'energia cinetica media delle sue particelle; l'*energia* è la capacità di un corpo di compiere lavoro o scambiare calore.
- 4 Da una serie di proprietà che rappresentano le condizioni in cui esso si trova in quel momento (composizione chimica, temperatura, pressione, volume).
- 5 Le molecole del corpo che si trova a temperatura maggiore trasferiscono parte della loro energia urtando quelle del corpo più freddo.
- 6 Qualsiasi proprietà che dipenda soltanto dallo stato attuale; per esempio pressione, temperatura, volume.
- 7 In termini di energia potenziale, deriva dalle forze di attrazione e repulsione che si stabiliscono tra le molecole; in termini di energia cinetica, è l'energia complessiva associata a qualsiasi tipo di movimento.
- 8 Con delle sfere unite da molle.
- 9 Esotermica; diminuisce.
- 10 Endotermica; aumenta.
- 11 Potential energy lowers.
- 12 La forza di attrazione tra cariche positive e negative che costituiscono un composto ionico.
- 13 Tenderanno a formare legami ionici gli atomi con i più bassi valori di EI e i più alti valori di AE.
- 14 È l'energia necessaria per separare completamente fra loro gli ioni presenti in un composto in modo da formare una nube di ioni gassosi: essa fornisce l'energia necessaria per la formazione degli ioni.
- 15 Perché il valore dell'energia di terza ionizzazione è troppo elevato in quanto richiede l'allontanamento di un elettrone del core.
- 16 Perché il secondo elettrone andrebbe a occupare il livello energetico successivo.
- 17 Perché perdono i due elettroni contenuti nell'orbitale *s* di valenza.
- 18 Fra la terza e la quarta.
- 19 Perché solo gli elettroni di valenza partecipano alla formazione dei legami.
- 20 Il numero di elettroni di valenza corrisponde al numero del gruppo A della tavola periodica.
- 21 b, d
- 22 La nube elettronica presenta la massima densità nella zona compresa tra i due nuclei.
- 23 Perché nessun non-metallo possiede valori di EI sufficientemente bassi da giustificare la formazione di un catione.
- 24 Esotermica.
- 25 Diminuisce.
- 26 La nube elettronica interposta
- 27 I tipi di orbitali coinvolti e il numero di elettroni condivisi.
- 28 Ogni atomo tende a legarsi con altri atomi, per completare il livello di valenza con 8 elettroni, che sono quelli necessari per saturare gli orbitali *s* e *p* più esterni.
- 29 Una rappresentazione grafica che riporta i simboli degli elementi e i legami che li uniscono.
- 30 C possiede 4 elettroni di valenza e con 4 legami covalenti completa l'ottetto; N possiede 5 elettroni di valenza e con 3 legami covalenti completa l'ottetto.
- 31 Forma un solo legame covalente e con 2 elettroni raggiunge la configurazione stabile dell'He, che è il primo gas nobile.
- 32 Un legame che presenta cariche parziali positive e negative alle sue estremità.
- 33 La forza con cui un atomo attira a sé gli elettroni condivisi in un legame.
- 34 F; O
- 35 Ai gas nobili, perché non hanno tendenza a formare legami.
- 36 Ba—O, K—Br
- 37 È un metallo: attira poco gli elettroni di legame e tende ad assumere una carica parziale positiva.
- 38 Il numero di coppie di elettroni condivise tra due atomi. All'aumentare dell'ordine di legame, la lunghezza di legame diminuisce e l'energia di legame aumenta.
- 39 Perché comprende l'energia necessaria per la formazione degli ioni e l'energia reticolare.
- 40 Mg cede i 2 elettroni dell'orbitale *3s* e raggiunge l'ottetto trasformandosi in Mg²⁺; Br acquista 1 elettrone nell'orbitale *4p* e raggiunge l'ottetto trasformandosi in Br⁻.
- 41 Li cede 1 elettrone contenuto nell'orbitale *2s* e si trasforma in Li⁺; N acquista 3 elettroni nell'orbitale *2p* e si trasforma in N³⁻.
- 42 Pb²⁺: [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²; Pb⁴⁺: [Xe]4f¹⁴5d¹⁰
- 43 Mn³⁺: [Ar]3d⁴; 4 elettroni

NOME

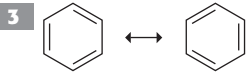
CLASSE

DATA

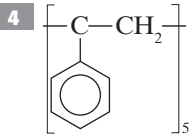
Soluzioni capitolo 6

1 Perché alcune molecole non possono essere rappresentate da un'unica formula.

2 È la struttura reale della molecola ed è intermedia tra le varie strutture di risonanza usate per rappresentarla.



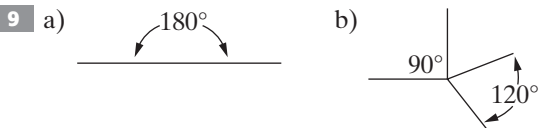
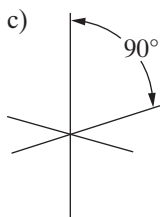
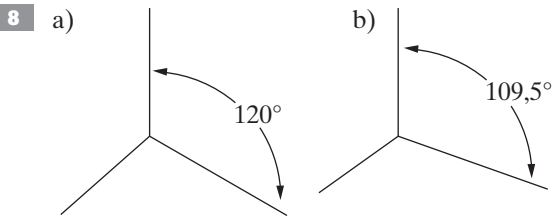
Perché presenta un'energia di risonanza che gli conferisce maggiore stabilità grazie alla delocalizzazione elettronica.



5 Un legame covalente in cui entrambi gli elettroni della coppia condivisa provengono da uno solo dei due atomi.

6 Non vi è alcuna differenza.

7 L'ossigeno dell'acqua possiede ancora 2 doppietti elettronici liberi e ne cede uno al boro, dando origine a un legame di coordinazione.



10 Le coppie di elettroni (di legame o non condivise) si respingono reciprocamente.

11 È la regione di spazio in cui è possibile trovare gli elettroni.

12 3

13 a) Trigonale planare; b) ottaedrica; c) tetraedrica; d) bipiramidale trigonale.

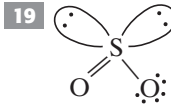
14 a) Piramidale trigonale; b) piegata a V

15 Perché la polarità influenza le proprietà fisiche.

16 Con dei vettori lungo i legami.

17 Sì

18 La simmetria geometrica che annulla i singoli dipoli di legame.

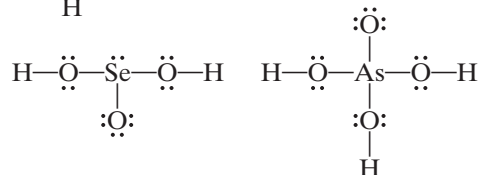
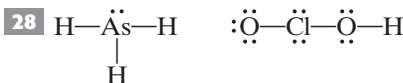
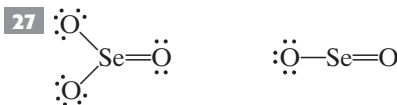
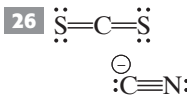
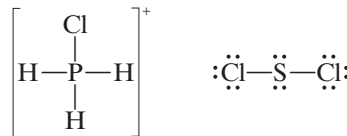
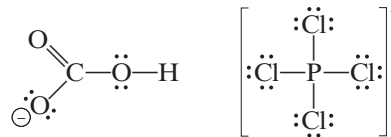
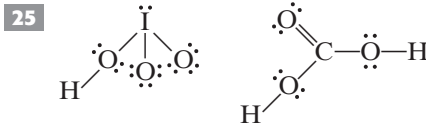
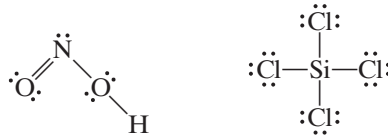
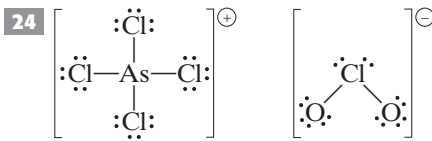


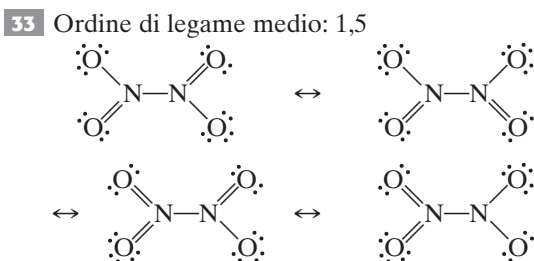
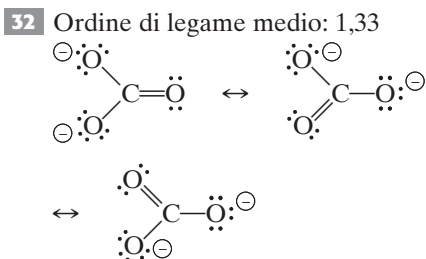
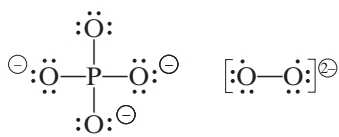
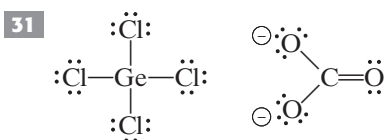
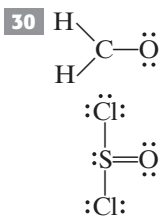
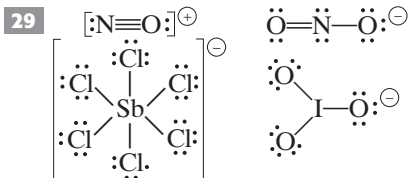
20 SiCl₄: tetraedrica; PF₃: piramidale trigonale; PH₃: piramidale trigonale; SCl₂: piegata

21 HIO₃: piramidale trigonale; H₂CO₃: triangolare planare; HCO₃⁻: triangolare planare; PCl₄⁺: tetraedrica

22 SiCl₄: 24; PF₃: 20; PH₃: 2; SCl₂: 16

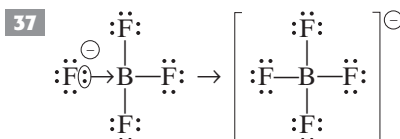
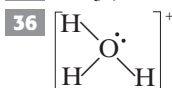
23 HIO₃: 18; H₂CO₃: 12; HCO₃⁻: 14; PCl₄⁺: 24





34 1,33 nel primo; 1,5 nel secondo

35 CO_3^{2-} , HCO_2^- , CO , CO_2



38 Piegata; triangolare planare; lineare; triangolare planare

39 Triangolare planare; piramidale trigonale; piramidale trigonale; piegata

40 Bipiramidale trigonale; ottaedrica; piegata; tetraedrica

41 Triangolare planare; tetraedrica; piegata; lineare

42 180°

43 120°

44 BrF_3 , H_2Se , CBr_4 , N_2H_4

45 HOBr , PH_3 , SO_3

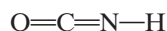
46 HBr , POCl_3 , CH_2O

47 PBr_3 , NO , NO_2

48 Entrambi hanno struttura tetraedrica, ma mentre in CCl_4 i dipoli di legame si annullano per simmetria, in CH_3Cl non si compensano.

49 Entrambi hanno struttura ottaedrica; ma in SF_6 i dipoli di legame si annullano per simmetria, mentre in SF_5Br rimane un dipolo risultante.

50 $\text{H}-\text{O}-\text{C}\equiv\text{N}$



51 No, perché è proprio variata la disposizione dell'atomo centrale; verificando quale delle due rispetti la regola dell'ottetto (la prima).

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 7

1 La teoria VB spiega la formazione di legami covalenti tramite l'unione di orbitali atomici contenenti gli elettroni dei singoli atomi; la teoria MO ipotizza l'esistenza di orbitali molecolari con vari nuclei positivi.

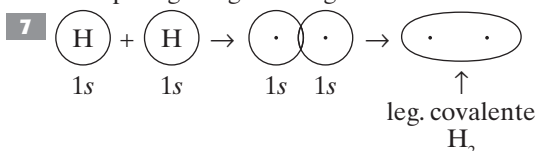
2 Lewis structure and VSEPR theory don't explain why chemical bond are formed.

3 La teoria VB considera l'interazione tra orbitali atomici singoli; la teoria MO l'esistenza di orbitali molecolari dotati di vari nuclei atomici.

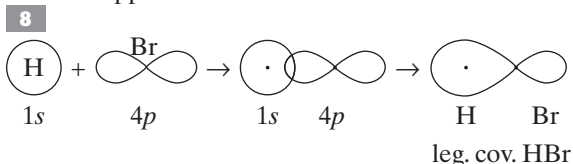
4 Gli orbitali sovrapposti condividono in parte lo stesso spazio.

5 90°

6 Quelli riguardanti gli orbitali ibridi, i legami multipli e gli angoli di legame.



il legame covalente singolo in H₂ si forma per sovrapposizione dei due orbitali atomici 1s.



dalla sovrapposizione dell'orbitale 1s dell'idrogeno e dell'orbitale 4p del bromo si forma il legame covalente singolo in HBr.

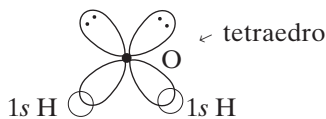
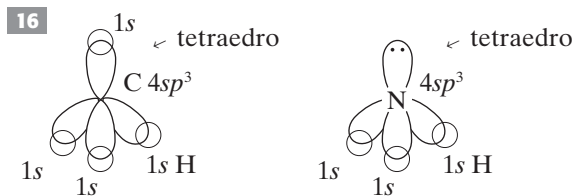
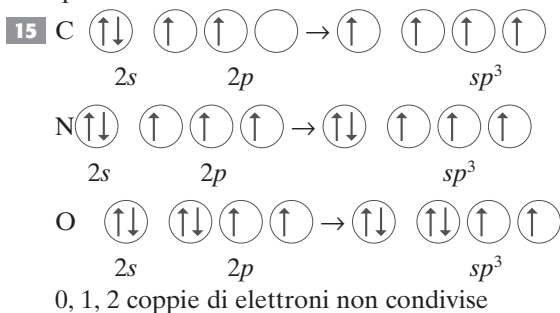
9 Ibridazione

10 Perché sono più estesi e permettono una maggiore sovrapposizione, dando origine a legami più forti.

12 Perché gli elementi del secondo periodo non possiedono orbitali d.

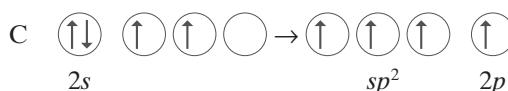
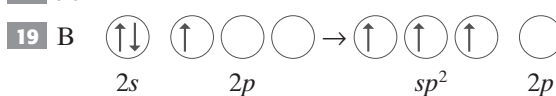
13 Secondo la teoria di Lewis si condividono elettroni di valenza, che sono gli stessi che interagiscono nella sovrapposizione degli orbitali secondo la teoria VB.

14 Cercando di giustificare gli angoli di legame ipotizzati dalla teoria VSEPR.



17 90°, perché gli orbitali p puri sono orientati lungo le tre direzioni del piano cartesiano.

18 90°

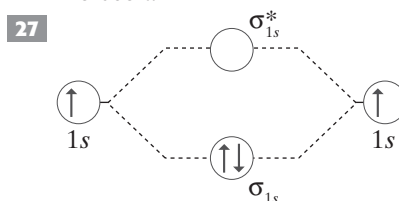


20 Bipiramidale trigonale; ottaedrica

21 L'orbitale σ si genera per sovrapposizione frontale degli orbitali e permette la libera rotazione attorno al doppio legame; l'orbitale π si forma per sovrapposizione laterale dei due orbitali e non permette la libera rotazione.

22 Perché nel legame π, in caso di rotazione, gli orbitali non risulterebbero più perfettamente allineati e non sarebbero quindi in grado di sovrapporsi lateralmente in modo ottimale: la rotazione intorno a un doppio legame implica dunque la rottura del legame π, con dispendio energetico.

26 Perché, se contiene elettroni, destabilizza la molecola



28 Perché l'ordine di legame per H₂ vale 1 (legame singolo) mentre per He₂ vale 0 (assenza di legame).

29 In base al fatto che possiede 2 elettroni spaiati in 2 orbitali π*.

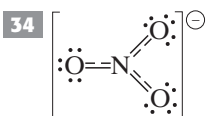
30 Li₂ possiede 2 elettroni in σ_{2s} con ordine di legame 1; Be₂ possiede 2 elettroni in σ_{2s} e 2 elettroni in σ_{2s}* con ordine di legame 0.

31 2,5; 1,5; 1,5

32 L'energia di legame cresce al crescere dell'ordine di legame perché è maggiore la stabilità.

SOLUZIONI
DEGLI ESERCIZI

33 Un orbitale molecolare distribuito su più nuclei, contenente elettroni appartenenti ai nuclei coinvolti.

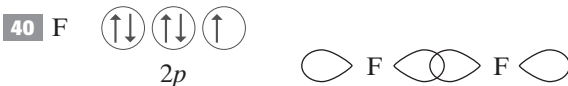
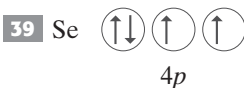


35 Non è più necessario scrivere le formule di risonanza: esiste un'unica formula che contiene gli elettroni delocalizzati su più nuclei.

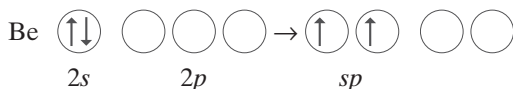
36 —

37 La rende più stabile, grazie all'energia di delocalizzazione.

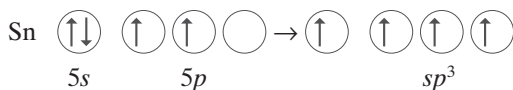
38 È l'energia che guadagna la molecola quando possiede degli elettroni delocalizzati su più nuclei e corrisponde all'energia di risonanza della teoria VB.



41 Orbitali ibridi sp



42 Orbitali ibridi sp^3



43 sp^3 ; sp^2 ; sp

44 sp^3d

46 c) C—H: 1 legame σ tra 1 orbitale sp_C e 1 orbitale $1s_H$; C \equiv N: 1 legame σ tra 1 orbitale sp_C e 1 orbitale $1sp_N$; 2 legami π tra 1 orbitale $2p_C$ e 1 orbitale $2p_N$; d) 180°

47 Gli atomi di C sono ibridati sp^2 e originano 3 legami σ con angoli di 120° e 1 legame π tra i due atomi di C. Ogni atomo di Cl possiede 3 domini di non legame, oltre al dominio di legame che genera il legame σ con C.

48 C possiede ibridazione sp^2 e origina 3 legami σ con angoli di 120° e 1 legame π con l'ossigeno.

49 1) sp^3 ; 2) sp ; 3) sp^2 ; 4) sp^2

50 1) σ ; 2) 1σ e 2π ; 3) σ ; 4) 1σ e 1π

51 O_2^+ ; O_2 ; N_2

52 diminuisce

53 O_2^+ ; O_2 ; O_2^- ; NO

54 3; 2,5; 1,5; 1; 2,5

55 Perché i due atomi di cloro sono stericamente più ingombranti dell'atomo di ossigeno.

56 a) Da trigonale planare a tetraedrica; b) da tetraedrica a trigonale planare; c) da tetraedrica a piramidale triangolare; d) da lineare a trigonale planare

57 a) $109,5^\circ$; b) 120° ; c) sp^3

58 Perché l'ibridazione sp^3 porterebbe ad angoli di $109,5^\circ$, che nel ciclopropano si riducono a 60° destabilizzando la molecola, che facilmente tende a rompere il ciclo.

59 a) sp^2 ; b) 1-2; 3-4; c) delocalizzati; d) proprio a causa della delocalizzazione elettronica che aumenta l'ordine di legame.

60 By using MO: NO is paramagnetic because it has an unpaired electron.

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 8

- 1 a) CH₄; b) NH₃; c) H₂Te; d) HI
- 2 PH₃ 3 HAt 4 SnH₄
- 5 1) Lo ione positivo va scritto a sinistra; 2) su ciascuno ione si riporta la carica elettrica; 3) si scambiano le cariche trasformandole in indici numerici interi (da semplificare se possibile).
- 6 a) CN⁻; b) NH₄⁺; c) NO₃⁻; d) SO₃²⁻; e) ClO₃⁻; f) SO₄²⁻
- 7 a) ClO⁻; b) HSO₄⁻; c) PO₄³⁻; d) H₂PO₄⁻; e) MnO₄⁻; f) C₂O₄²⁻
- 8 Ione dicromato; ione idrossido; ione acetato; ione carbonato; ione cianuro; ione perclorato
- 9 Binario: composto formato da due elementi diversi (per esempio HCl, Al₂O₃); biatomico: molecola formata da due elementi identici.
- 10 Perché se è ionico si indica il nome del non-metallo seguito dal suffisso *-uro*, dalla preposizione *di* e dal nome del metallo; se è molecolare si usano i prefissi *di-*, *tri-* ecc.
- 11 Per poterla indicare tra parentesi nel nome.
- 12 a) Idruro di selenio; b) seleniuro di idrogeno
- 13 Acido periodico; acido iodico; acido iodoso; acido ipoiodoso; acido iodidrico
- 14 IO₄⁻: ione periodato; IO₃⁻: ione iodato; IO₂⁻: ione iodito; IO⁻: ione ipiodito; I⁻: ione ioduro
- 15 H₂CrO₄; H₂CO₃; C₂H₂O₄
- 16 Bicarbonato di sodio; diidrogenofosfato di potassio; idrogenofosfato di ammonio
- 17 NaH₂PO₄; Na₂HPO₄
- 18 Acido fluoridrico; acido bromidrico; fluoruro di sodio; bromuro di sodio
- 19 Arseniato di sodio 20 Formiato di calcio
- 21 NaHSO₃; idrogenosolfito di sodio
- 22 K⁺; Br⁻; Mg²⁺; S²⁻; Al³⁺
- 23 a) Ba²⁺; b) O²⁻; c) F⁻; d) Sr²⁺; e) Rb⁺
- 24 NaBr; KI; BaO; MgBr₂; BaF₂
- 25 a) CrCl₂; CrCl₃; b) FeCl₂; FeCl₃; c) MnCl₂; MnCl₃; d) CuCl; CuCl₂; e) ZnCl₂
- 26 a) KNO₃; b) (CH₃COO)₂Ca; c) NH₄Cl; d) Fe₂(CO₃)₃; e) Mg₃(PO₄)₂
- 27 a) Zn(OH)₂; b) Ag₂CrO₄; c) BaSO₃; d) Rb₂SO₄; e) LiHCO₃
- 28 a) PbO; PbO₂; b) SnO; SnO₂; c) MnO; Mn₂O₃; d) FeO; Fe₂O₃; e) Cu₂O; CuO
- 29 a) CdCl₂; b) AgCl; c) ZnCl₂; d) NiCl₂
- 30 Diossido di silicio; tetrafluoruro di xenon; decaossido di tetrafosforo; eptaossido di dicloro
- 31 Trifluoruro di cloro; dicloruro di dizolfo; pentaossido di diazoto; pentacloruro di diarsenico
- 32 Solfuro di calcio; bromuro di alluminio; fosforo

- di sodio; arseniuro di bario; solfuro di rubidio
- 33 Fluoruro di sodio; carboniuro di magnesio; nitruro di litio; ossido di alluminio; seleniuro di potassio
- 34 Solfuro di ferro(II); ossido di rame(II); ossido di stagno(IV); cloruro di cobalto(II) esaidrato
- 35 Ossido di manganese(III); cloruro di mercurio(I); solfuro di piombo(II); cloruro di cromo(III) tetraidrato
- 36 Nitrito di sodio; permanganato di potassio; solfato di magnesio eptaidrato; tiocianato di potassio
- 37 Fosfato di potassio; acetato di ammonio; carbonato ferrico (o di ferro(III)); tiosolfato di sodio pentaidrato
- 38 Ionico-cloruro di cromo(II); molecolare-dicloruro di dizolfo; ionico-acetato di ammonio; molecolare-triossido di zolfo; ionico-iodato di potassio; molecolare-esaossido di tetrafosforo; ionico-solfito di calcio; ionico-cianuro di argento; ionico-bromuro di zinco; molecolare-seleniuro di idrogeno
- 39 Ionico-nitrato di vanadio(III); ionico-acetato di cobalto(II); ionico-solfuro di oro(III); ionico-solfuro di oro(I); molecolare-tetrabromuro di germanio; ionico-cromato di potassio; ionico-idrossido di ferro(II); molecolare-tetraossido di diiodio; molecolare-nonaossido di tetraiodio; molecolare-triseleniuro di tetrafosforo
- 40 a) Na₂HPO₄; b) Li₂Se; c) (CH₃COO)₃Cr; d) S₂F₁₀; e) Ni(CN)₂; f) Fe₂O₃; g) SbF₅
- 41 a) Al₂Cl₆; b) As₄O₁₀; c) Mg(OH)₂; d) Cu(HSO₄)₂; e) NH₄SCN; f) K₂S₂O₃; g) I₂O₅
- 42 a) (NH₄)₂S; b) Cr₂(SO₄)₃·6H₂O; c) SiF₄; d) MoS₃; e) SnCl₄; f) H₂Se; g) P₄S₇
- 43 a) (CH₃COO)₂Hg; b) Ba(HSO₃)₂; c) BCl₃; d) Ca₃P₂; e) Mg(H₂PO₄)₂; f) CaC₂O₄; g) XeF₄
- 44 Pentasolfuro di difosforo
- 45 -2; +4; 0; -3 46 +7; +3; +4; +3
- 47 +1, +1, +5, -2; +2, +6, -1; +1, +5/2, -2; +3, -1
- 48 +5, -1; +4, -2; +3, -2; +6, -2
- 49 +2; +5; -1; +4; -2 50 -3; +3; 0; -1/3; +3
- 51 +1, +1, -2; +1, +3, -2; +1, +5, -2; +1, +7, -2
- 52 +2, +5, -2; +4, -1; +6, -2; +4, -2
- 53 +2, -2; +4, -1; +2, +5, -2; +3, -2
- 54 +2, -1; +1, 0, -1; +1, -1/2; +1, -1 s
- 55 Il bario appartiene al II gruppo e ha n. ox. +2; il bromo appartiene al VII gruppo e ha n. ox. -1; si origina il composto ionico BaBr₂.
- 56 Non contiene un metallo né lo ione ammonio.
- 57 Contiene un metallo e l'anione costituito da un solo elemento.
- 58 Perché il nome che termina in *-ato* indica un sale ternario.

SOLUZIONI
DEGLI ESERCIZI

Soluzioni capitolo 9

- 1** Because pressure is given by the ratio between force and area of application. At constant force, the pressure increases as the surface decreases.
- 2** a) $1 \text{ kPa} = 9,87 \times 10^{-3} \text{ atm}$;
b) $1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$;
c) $1 \text{ torr} = 1,317 \times 10^{-3} \text{ atm}$;
d) $1 \text{ torr} = 133,29 \text{ Pa}$;
e) $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$;
f) $1 \text{ bar} = 0,987 \text{ atm}$
- 3** a) $V = V_0(t + 273)/273$;
b) $P = P_0(t + 273)/273$;
c) $PV = \text{costante}$;
d) $PV/T = \text{costante}$
- 4** a) Temperatura;
b) pressione;
c) volume;
d) quantità di materia
- 5** Un gas ha comportamento ideale se segue la legge di Boyle. Un gas reale a bassa pressione e alta temperatura si comporta quasi come un gas ideale.
- 6** $PV = nRT \cdot R = 0,0821 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$
- 7** Molecola di O_2 : insieme di due atomi di ossigeno legati da un legame chimico.
Mole di O_2 : quantità di molecole di O_2 pari al numero di atomi di ^{12}C contenuti in 12 g.
Massa molare di O_2 : massa in grammi di una mole di molecole di O_2 .
Volume molare di O_2 : volume occupato da 1 mol di molecole di O_2 in date condizioni di pressione e temperatura.
- 8** $6,02 \times 10^{23}$ molecole
- 9** Per una miscela di gas A, B, C , la pressione totale è la somma delle pressioni parziali esercitate dai singoli componenti: $P_{\text{tot}} = P_A + P_B + P_C$
- 10** Nel caso 2. $P_A = 0,5 \text{ atm}$ in 1, $0,66 \text{ atm}$ in 3. $P_B = 0,5 \text{ atm}$ in 1, $0,4 \text{ atm}$ in 2 e $0,33 \text{ atm}$ in 3.
- 11** Diffusione: mescolamento spontaneo di due gas diversi. Effusione: flusso di molecole di gas attraverso un foro. Se M e d indicano rispettivamente la massa molecolare e la densità del gas, la legge di Graham applicata a due gas A e B prevede che $v_A/v_B = [d_B/d_A]^{1/2} = [M_B/M_A]^{1/2}$, dove v è la velocità di diffusione di ciascun gas.
- 12** Si assume che sia presente un grande numero di atomi o molecole gassosi in costante moto casuale. Il volume proprio delle particelle è trascurabile rispetto a quello del recipiente che le contiene. Le particelle si urtano spesso fra loro e contro le pareti del recipiente, si muovono in linea retta fra un urto e l'altro e non interagiscono fra loro (assenza di attrazioni o repulsioni). Gli urti fra le particelle sono per-

fettamente elastici, ovvero non si ha trasferimento di energia.

- 13** All'energia cinetica molecolare media. Secondo la legge combinata dei gas la temperatura è proporzionale a PV/n .
- 14** Il fatto che le particelle non interagiscano fra loro se non quando si urtano (con collisioni elastiche, senza scambio di energia). Quindi la natura specifica del gas non ha importanza nel descrivere il moto delle particelle.
- 15** Se E_c molecolare media diminuisce si ha una diminuzione di P e T , mentre V rimane costante.
- 16** Al crescere di T aumentano le collisioni fra le molecole e contro le pareti del recipiente. Affinché P resti costante (se, per esempio, una parete del recipiente è libera di muoversi), il gas aumenta di volume e si espande. $T = PV/nR$; se T aumenta, mentre P e n restano costanti, V aumenta.
- 17** Un aumento di T fa crescere l'energia cinetica molecolare media del gas. Aumentano così gli urti fra le particelle e contro le pareti (fisse, perché V è costante) del recipiente, quindi P aumenta.
- 18** Perché, a parità di temperatura, l'energia cinetica molecolare media $mv^2/2$ è costante, quindi, per valori maggiori di m , v diminuisce.
- 19** This is the case of a real gas. This effect occurs because of the attractive interactions established between the gas molecules. In the case of an ideal gas the molecules do not interact, and in the same conditions of T and V , enter a higher pressure. Because in a real gas the volume occupied by the molecules is not negligible respect to the container's volume, and the total volume (container plus molecules) is larger than that occupied by an ideal gas in the same conditions of P and T .
- 20** $mv^2/2 \propto T$. Siccome la massa dell'elio è inferiore a quella dell'argon, la velocità media degli atomi di elio sarà maggiore di quella degli atomi di argon.
- 21** a) 958 torr;
b) 0,974 atm;
c) 738 mmHg;
d) 10,9 torr
- 22** a) 475 torr;
b) 1,08 atm;
c) 62 torr;
d) 0,0122 bar
- 23** a) 250 torr;
b) 425 torr
- 24** a) 0,738 atm;
b) 0,210 atm;
c) $3,95 \times 10^{-4} \text{ atm}$

NOME CLASSE DATA

- | | |
|--|---|
| 25 506 ml | 52 27,66 g/mol; B ₂ H ₆ |
| 26 61 cm | 53 27,5 g/mol |
| 27 4,28 l | 54 2,082 g/mol; H ₂ |
| 28 1,75 l | 55 4,00 l |
| 29 1116 K = 843 °C | 56 15,0 l |
| 30 50 lb/in ² | 57 1,14 × 10 ³ ml |
| 31 796 torr | 58 1,35 × 10 ¹ ml |
| 32 1,077 atm | 59 10,8 l |
| 33 5,73 l | 60 7,05 × 10 ³ ml |
| 34 298 ml | 61 36,3 ml |
| 35 -53,4 °C | 62 83,6 ml |
| 36 -82,2 °C | 63 2,17 × 10 ⁵ ml |
| 37 6,24 × 10 ⁴ torr ml mol ⁻¹ K ⁻¹ | 64 169 ml |
| 38 8,31 Pa m ³ mol ⁻¹ K ⁻¹ | 65 650 torr |
| 39 0,104 l | 66 220 torr |
| 40 1,43 l | 67 N ₂ : 0,30 atm; O ₂ : 0,20 atm; He: 0,40 atm; CO ₂ :
0,10 atm |
| 41 3,08 atm | 68 0,12 mol |
| 42 5,79 atm | 69 CO ₂ ; 0,80 |
| 43 3,98 × 10 ⁻² g | 70 Cl ₂ < SO ₂ < C ₂ H ₄ |
| 44 0,160 g | 71 ²³⁵ UF ₆ ; 1,0043 volte più veloce |
| 45 4,16 atm | 72 16,20 g/mol |
| 46 153 atm | 73 CO ₂ |
| 47 C ₂ H ₆ : 1,34 g/l; N ₂ : 1,25 g/l; Cl ₂ : 3,16 g/l; Ar:
1,78 g/l | 74 Quello dovuto alla variazione di pressione a
causa della rarefazione dell'aria con la quota. |
| 48 Ne: 0,90 g/l; O ₂ : 1,43 g/l; CH ₄ : 0,71 g/l; CF ₄ :
3,92 g/l | 75 1,60 atm |
| 49 1,28 g/l | 76 49,1 kg NH ₃ |
| 50 1,631 g/l | 77 60% O, 40% S; SO ₃ ; SO ₃ |
| 51 88,2 g/mol | 78 2,7 × 10 ⁻⁵ l; 0,012 ml |

Soluzioni capitolo 10

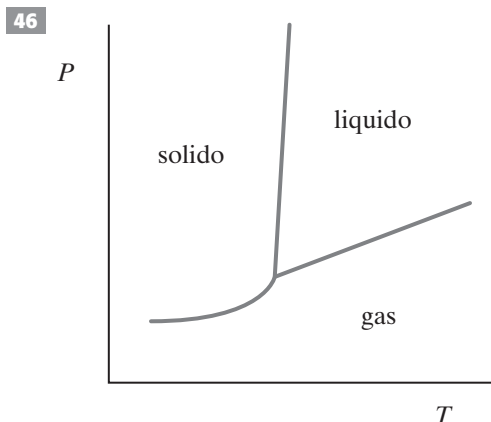
- 1 Ad alta temperatura e bassa pressione.
- 2 Nei liquidi le molecole sono così vicine fra loro che le forze di attrazione sono molto elevate. Una diversa composizione del liquido produce grandi differenze nelle interazioni, per cui il comportamento dei liquidi non può essere generalizzato come quello dei gas.
- 3 Perché le interazioni intermolecolari sono molto deboli o comunque trascurabili.
- 4 Perché le molecole sono molto vicine fra loro.
- 5 I gas assumono forma e volume del recipiente che li contiene, i liquidi hanno volume proprio, i solidi hanno forma e volume propri.
- 6 Nei gas le molecole sono sottoposte a deboli interazioni intermolecolari, mentre nei solidi e nei liquidi sono così vicine da interagire fra loro in modo molto più intenso, determinandone le proprietà fisiche.
- 7 The intermolecular attractive forces are zero or negligible in the gaseous state, while they become stronger and stronger in the liquid and solid states.
- 8 Le attrazioni intermolecolari sono in genere molto più deboli dei legami chimici.
- 9 Le proprietà chimiche dipendono dalla forza dei legami covalenti che uniscono gli atomi in una molecola (forze intramolecolari). Le proprietà fisiche dipendono dalle interazioni intermolecolari.
- 10 Le attrazioni dipolo-dipolo sussistono quando le molecole sono polari, e quindi tendono a orientarsi fra loro in modo che le cariche opposte siano vicine le une alle altre.
- 11 Le forze di London derivano dalle attrazioni fra un dipolo istantaneo e un dipolo indotto. Sono più intense al crescere delle dimensioni e del numero degli atomi di una molecola.
- 12 La polarizzabilità misura la facilità di deformazione della nube elettronica. Gli atomi più polarizzabili presentano le forze di London più intense.
- 13 Il legame a idrogeno è un'attrazione dipolo-dipolo che si stabilisce quando un atomo di idrogeno è legato covalentemente a un piccolo atomo molto elettronegativo (F, O, N).
- 14 F, O, N, perché sono i più elettronegativi.
- 15 C_8H_{18} , perché contiene più atomi.
- 16 Perché l'etanolo è più polare dell'etere dimetilico.
- 17 Covalent bonds are usually much stronger than dipole-dipole attractions. Hydrogen bonds are usually stronger than dipole-dipole attractions.
- 18 Perché sono dovute all'attrazione esercitata fra un dipolo istantaneo e il dipolo indotto che esso genera in una molecola vicina. Maggiore è la polarizzabilità degli atomi, più intense sono le forze di London.
- 19 Comprimibilità e diffusione; capillarità, viscosità e volatilità
- 20 Perché la mobilità è molto elevata nei gas, molto minore nei liquidi ed estremamente bassa nei solidi.
- 21 Perché le molecole sono già molto vicine fra loro.
- 22 È la resistenza opposta dalla superficie di un liquido all'aumento della propria estensione; sì.
- 23 I liquidi tendono a formare gocce sferiche.
- 24 Maggiori sono le interazioni intermolecolari e maggiore è la tensione superficiale.
- 25 L'acqua, perché presenta maggiori interazioni intermolecolari.
- 26 La capacità di un liquido di distribuirsi su una superficie solida e formare una sottile pellicola.
- 27 L'acqua non bagna il polietilene perché non può stabilire forti interazioni intermolecolari.
- 28 Il glicerolo bagna il vetro e vi si spande perché stabilisce legami a idrogeno con esso.
- 29 Perché nelle sostanze apolari le forze intermolecolari sono comunque minori, quindi la benzina si «stende» sul vetro e lo bagna.
- 30 Perché l'energia cinetica si ripartisce in superficie, e nel liquido le attrazioni intermolecolari sono forti.
- 31 Perché all'equilibrio tante molecole di liquido evaporano quante di vapore ricondensano.
- 32 Tante molecole di solido fondono quante molecole allo stato liquido solidificano.
- 33 Sì, nella sublimazione
- 34 È la pressione che le molecole di vapore esercitano sul liquido all'equilibrio. L'equilibrio è dinamico perché le molecole di liquido continuano a evaporare, e quelle in fase gassosa a condensare, con la stessa velocità.
- 35 La fa aumentare.
- 36 Perché in una giornata afosa il sudore evapora più difficilmente.
- 37 Punto di ebollizione: temperatura a cui la pressione di vapore uguaglia la pressione esterna. Punto di ebollizione normale: temperatura a cui un liquido bolle alla pressione di 1 atm.
- 38 Perché la pressione esterna si oppone alla formazione delle bolle di vapore all'interno del liquido, e rallenta il passaggio delle molecole dallo stato liquido a quello gassoso.
- 39 A circa $80^\circ C$

NOME

CLASSE

DATA

- 40 Perché dipende dalle forze intermolecolari presenti nel liquido, che dipendono a loro volta dalla sua composizione.
- 41 La pressione all'interno della pentola è maggiore, quindi l'acqua bolle a una temperatura superiore e i cibi cuociono più velocemente.
- 42 Molecole di etanolo allo stato gassoso
- 43 Perché è compresso.
- 44 Perché lo zolfo è più leggero del selenio; perché H_2O presenta forti legami a idrogeno, che sono assenti in H_2S .
- 45 Perché H_2O può formare 4 legami a idrogeno con altre molecole d'acqua, mentre HF ne forma solo 2.



Perché a pressione maggiore le molecole sono compresse, quindi aumenta la loro densità, cioè il solido è più stabile del liquido.

- 47 Il punto critico è il punto in cui termina la curva della pressione di vapore del liquido in equilibrio con il gas. I valori di P e T corrispondenti al punto critico sono detti pressione critica e temperatura critica.
- 48 Un fluido supercritico si riscontra quando una sostanza, portata a una temperatura maggiore della propria temperatura critica, rimane allo stato liquido. CO_2 supercritico viene utilizzato, per le sue proprietà peculiari, come fluido per estrarre la caffeina dal caffè.
- 49 Le fasi solida, liquida e gassosa
- 50 La temperatura critica dell'idrogeno è molto inferiore a quella del butano.
- 51 In generale i cristalli presentano superfici piane inclinate secondo angoli caratteristici.
- 52 Un reticolo è una struttura altamente ordinata secondo la quale sono distribuiti gli atomi, ioni o molecole in un cristallo. La cella elementare è l'unità costitutiva e ripetitiva del reticolo.
- 53 La ripetizione della cella elementare in tutte le direzioni costituisce il reticolo.
- 54 a) Cubica a facce centrate; b) cubica semplice.
- 55 Cubica semplice: i nodi reticolari sono disposti ai

vertici di un cubo; cubica a facce centrate: le particelle occupano i vertici del cubo e il centro di ciascuna faccia; cubica a corpo centrato: le particelle occupano i vertici e il centro del cubo.

- 56 Le posizioni del reticolo metallico sono occupate da ioni positivi che comprendono il nucleo e gli elettroni del core.
- 57 a) Forze di London, dipolo-dipolo, legami a idrogeno;
b) interazioni elettrostatiche fra cariche uguali (repulsioni) e opposte (attrazioni);
c) legami covalenti
- 58 Per la presenza di una rete di legami covalenti che si estende in tutte le direzioni del cristallo.
- 59 Sono duri, fragili e altofondenti.
- 60 Un cristallo covalente
- 61 Un cristallo molecolare
- 62 Nei solidi cristallini la struttura ordinata si conserva anche nei frammenti più piccoli, mentre i solidi amorfi non presentano le unità ripetitive tipiche dei cristalli e possono essere considerati come dei liquidi altamente viscosi.
- 63 Privo di forma
- 64 Un solido amorfo è in genere formato da lunghe molecole aggrovigliate tra loro. Quando si rompe un solido cristallino si formano frammenti che conservano la struttura del reticolo. Quando si rompe un solido amorfo si formano frammenti di forma irregolare con margini smussati.
- 65 1 nanometro equivale a un miliardesimo di metro : $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$. La scala nanometrica si riferisce a dimensioni tipiche di qualche decina fino a poche centinaia di atomi; questi oggetti hanno proprietà particolari che possono essere sfruttate. Dimensioni sulle scale femto o milli sarebbero troppo piccole o troppo grandi per avere interesse applicativo.
- 66 La costruzione di materiali atomo per atomo
- 67 Il diamante è un solido covalente, in cui ogni atomo di C è legato da legami covalenti ad altri quattro atomi (posti ai vertici di un tetraedro). La grafite è in parte un solido molecolare perché gli atomi di C sono distribuiti in piani reticolari formati da anelli a sei. I piani reticolari interagiscono fra loro tramite forze di London. Nel fullerene di Buckminster gli atomi di carbonio formano una piccola sfera.
- 68 Circa 10^{-5}
- 69 Per esempio WS_2 e SnS_2
- 70 They're.
- 71 L'etere dietilico è più volatile
- 72 L'etere dietilico; il butanolo
- 73 HF : attrazioni dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di London.

PCl_3 : attrazioni dipolo-dipolo, forze di London.
 SF_6 : forze di London.

SO_2 : attrazioni dipolo-dipolo, forze di London.

74 H_2S : attrazioni dipolo-dipolo, forze di London;
 SO_3 : forze di London; CH_3NH_2 : attrazioni
dipolo-dipolo, legami a idrogeno, forze di
London; CH_3COOH : attrazioni dipolo-dipolo,
legami a idrogeno, forze di London

75 London. The electronegativity of Cl and Br is
not very different, therefore dipolar forces are
quite similar. What is more important is the
much larger size of Br, thus London forces in
 CHBr_3 are more significant in determining the
higher boiling point respect to CHCl_3 .

76 Perché CO_2 è apolare mentre NO_2 reca un
dipolo. Quindi in NO_2 ci sono forti interazioni
dipolo-dipolo.

77 Etanolo

78 Maggiore in CS_2 . CS_2 ha il punto di ebollizione
più elevato.

79 $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} < \text{C}_3\text{H}_6\text{O} < \text{C}_6\text{H}_6 < \text{H}_2\text{O} < \text{CH}_3\text{COOH}$

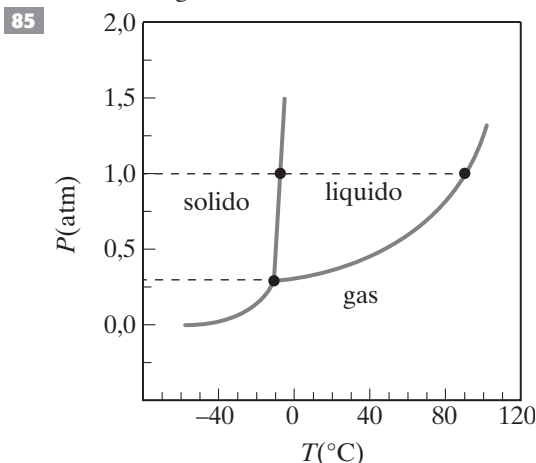
80 $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O} < \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} < \text{H}_2\text{O} < \text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$

81 a) Solido;
b) gas;
c) liquido;
d) solido + liquido + gas

82 Perché la curva solido-liquido ha pendenza
positiva, ovvero verso destra.

83 Il gas viene via via compresso, poi liquefa e
forma CO_2 liquido. A -58°C il gas compresso
solidifica.

84 CO_2 solido viene riscaldato, poi sublima e resta
nello stato gassoso.



Per $P < 0,30$ atm sublima da solido a gas. La
densità del solido è maggiore che nel liquido.

86 $3,56 \text{ \AA}$; 356 pm

87 407 pm

88 4 ioni Na^+ e 4 ioni Cl^-

89 187 pm

90 Cristalli molecolari

91 Cristalli covalenti

92 Cristalli metallici

93 Solido molecolare

94 Cristallo metallico

95 Cristalli molecolari

96 Cristallo molecolare

97 Cristalli ionici

98 Br_2 : cristalli molecolari; LiF : cristalli ionici;
 MgO : cristalli ionici; Mo : cristalli metallici; Si :
cristalli covalenti; PH_3 : cristalli molecolari;
 NaOH : cristalli ionici

99 O_2 : cristalli molecolari; H_2S : cristalli molecola-
ri; Pt : cristalli metallici; KCl : cristalli ionici; Ge :
cristalli covalenti; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: cristalli ionici; Ne :
cristalli molecolari

100 Because liquid gasoline evaporates until it
reached the equilibrium at that temperature.

101 Perché negli stati condensati della materia
(solido e liquido) le molecole interagiscono più
fortemente fra loro e possiedono un certo
grado di ordine strutturale. Nello stato gassoso
invece le interazioni intermolecolari sono pres-
soché nulle e non si ha alcun tipo di ordine
strutturale.

102 Perché l'acetone ha una maggiore volatilità del
glicole etilenico.

103 Perché al diminuire della temperatura diminui-
scono le collisioni fra le molecole e soprattutto
l'energia cinetica molecolare media, e quindi le
attrazioni intermolecolari riescono a far pro-
durre i primi aggregati di molecole, che poi
danno origine alla goccia di liquido. Perché
l'aria viene compressa, aumentano gli urti fra le
molecole, e per la legge dei gas a questo si
accompagna un aumento di temperatura. L'aria
proveniente dall'oceano è ricca di umidità,
quella che passa sulla catena montuosa scarica
l'umidità con le piogge e quindi si secca. Per
questo motivo le zone costiere sono più umide
e fertili di quelle collocate oltre le catene mon-
tuose.

104 Perché nell'acetone sono presenti forti intera-
zioni dipolo-dipolo, assenti nel caso del propa-
no.

105 Perché l'espansione libera può avvenire quan-
do le interazioni attrattive vengono scisse, e
questo necessita di assorbimento di energia
dall'ambiente circostante.

106 6. Perché il rapporto stechiometrico deve esse-
re mantenuto anche nella cella elementare.

107 2×10^{16}

108 Triclina

109 $\mathcal{N} = 6,015 \times 10^{23}$

110 $144,20 \text{ pm}$

Soluzioni capitolo 11

- 1** a) Solvente: in genere il componente presente in maggiore quantità in una miscela omogenea. È il mezzo in cui i soluti sono disciolti;
b) soluto: una sostanza sciolta nel solvente;
c) concentrazione: rapporto fra la quantità di soluto e la quantità di solvente o di soluzione.
- 2** a) Quando il rapporto fra le quantità di soluto e solvente è elevato;
b) quando il rapporto fra le quantità di soluto e solvente è molto piccolo;
c) quando è presente un corpo di fondo e non si scioglie altro soluto;
d) quando, per raffreddamento di una soluzione satura, il soluto non precipita immediatamente.
- 3** Quantità di soluto presente in una certa quantità di solvente o soluzione alla saturazione a una data temperatura. Generalmente si esprime in grammi di soluto per 100 g di solvente.
- 4** Perché in questo modo è possibile disperdere omogeneamente i reagenti.
- 5** Concentrazione percentuale: grammi di soluto presenti in 100 g di soluzione.
Concentrazione molare: numero di moli di soluto sciolte in 1 l di soluzione.
- 6** Si allontaneranno.
- 7** Un precipitato è il solido che si forma a seguito di una reazione. Occorre che il solido sia scarsamente solubile nel solvente oppure che si sia già raggiunta la saturazione.
- 8** 350 g
- 9** NaBr
- 10** Siccome sul fondo del lago la temperatura è minore, qui la quantità di O₂ disciolto è maggiore e questo fenomeno richiama i pesci in profondità.
- 11** A causa del moto disordinato delle molecole.
- 12** L'intensità delle forze intermolecolari nel soluto e nel solvente. Il simile scioglie il simile.
- 13** Significa che possiamo miscelare metanolo e acqua in qualunque rapporto e ottenere sempre una soluzione omogenea. Stabilendo legami a idrogeno fra CH₃OH e H₂O.
- 14** Significa che i due liquidi rimangono separati. Le molecole presenti nella benzina sono apolari e quindi non possono stabilire forti interazioni attrattive con le molecole di acqua.
- 15** Gli ioni K⁺ e Cl⁻ si separano e vengono idratati dalle molecole polari dell'acqua, grazie alla formazione di intense attrazioni ione-dipolo.
- 16** Hydration refers to the orientation and attraction of the water molecules that are closest to a solute molecule. Generally, electrolytes.
- 17** I composti idrofili.
- 18** Perché KCl è un composto ionico mentre CCl₄ è un liquido apolare, quindi non è possibile la formazione di interazioni intermolecolari attrattive.
- 19** I₂ e CCl₄ sono simili in quanto sono entrambi molecole apolari e quindi si mescolano facilmente. H₂O è molto polare e quindi non interagisce con I₂.
- 20** Indica che le molecole di etanolo sono meno polari di quelle di acqua.
- 21** Gli elettroliti sono sostanze che, sciolte in acqua, generano soluzioni che conducono la corrente elettrica. I non elettroliti formano soluzioni acquose che non conducono la corrente elettrica.
- 22** Perché sono presenti particelle cariche che possono muoversi liberamente in soluzione. Nel caso di un non elettrolita le molecole di soluto non sono cariche. Uno ione è idratato in quanto è circondato da un certo numero di molecole di acqua fortemente interagenti con esso.
- 23** La dissociazione è il fenomeno cui danno luogo i composti ionici quando vengono disciolti in acqua, e consiste nella separazione degli ioni che entrano in soluzione come particelle solvate, indipendenti le une dalle altre.
- 24** Un elettrolita forte è totalmente dissociato e quindi forma un gran numero di ioni che presentano alta conducibilità elettrica. Un elettrolita debole è dissociato solo parzialmente.
- 25** In un elettrolita debole gli ioni dissociati si possono rincongiungere e riformare il composto molecolare. Ciò non avviene nel caso degli elettroliti forti.
- 26** A una data temperatura, la concentrazione di un gas sciolto in un liquido è proporzionale alla pressione parziale del gas sulla soluzione.
- 27** In montagna la pressione dell'aria è inferiore rispetto alla pianura, quindi la pressione parziale di O₂ è inferiore nei torrenti in quota rispetto ai fiumi delle pianure, e questo si riflette – per la legge di Henry – in una minore concentrazione di O₂ disciolto.
- 28** CO₂ e NH₃ sono più solubili in acqua di N₂ perché reagiscono parzialmente con H₂O, formando ioni HCO₃⁻ e NH₄⁺ rispettivamente.
- 29** Perché SO₂ reagisce con l'acqua producendo ioni H⁺: SO₂ + H₂O → H⁺ + HSO₃⁻
- 30** Perché al momento dell'apertura avviene una brusca caduta di pressione che porta a una rapida diminuzione della solubilità dei gas disciolti, con fuoriuscita di gas.

- 31** a) 1,00 M; b) $5,77 \times 10^{-1}$ M
- 32** a) 1,5 g; b) 16 g
- 33** Frazione molare: rapporto fra il numero di moli di un componente in una miscela e il numero totale di moli di tutti i componenti presenti. Percentuale molare: si ottiene moltiplicando per 100 la frazione molare. Molalità: numero di moli di soluto sciolte in 1 kg di solvente. Percentuale in massa: grammi di soluto presenti in 100 g di soluzione.
- 34** La molalità non dipende dalla temperatura. La molarità varia poco al variare della temperatura.
- 35** Maggiore di 1 perché 1 kg di solvente occupa un volume inferiore a 1 l.
- 36** Dipendono solo dal numero di particelle disciolte in soluzione.
- 37** Perché le molecole di soluto vicine alla superficie ostacolano parzialmente l'evaporazione delle molecole di solvente, mentre non influenzano la ricondensazione di quelle allo stato di vapore.
- 38** La pressione di vapore totale è data dalla somma dei prodotti fra le pressioni di vapore di ogni liquido volatile puro per la sua frazione molare in soluzione: $P_{\text{tot}} = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$
- 39** Perché la struttura del ghiaccio non consente la presenza di molecole o ioni estranei.
- 40** Perché la presenza del soluto diminuisce la pressione di vapore della soluzione rispetto all'acqua pura. Questo comporta un aumento del punto di ebollizione (la curva liquido-gas si sposta verso destra) e una diminuzione del punto di congelamento (la curva solido-liquido si sposta verso sinistra).
- 41** Perché lasciano passare solo le molecole di solvente e non quelle di soluto. Impermeabile.
- 42** Le membrane per dialisi si lasciano attraversare da molecole di acqua e da altre piccole specie come gli ioni. Le membrane osmotiche lasciano passare solo le molecole di acqua.
- 43** Passaggio selettivo di ioni o piccole molecole attraverso una membrana.
- 44** Perché le molecole di solvente sono più numerose dove la soluzione è più diluita o dove il solvente è puro.
- 45** Quella meno concentrata.
- 46** Glucosio al 10%.
- 47** Una soluzione è ipertonica se produce una pressione osmotica superiore a quella del contenuto dei globuli rossi. È ipotonica se la pressione osmotica è inferiore a quella del contenuto dei globuli rossi.
- 48** Perché i composti ionici si dissociano e questo fa aumentare il numero di particelle presenti in soluzione.
- 49** NaCl al 10%
- 50** Na_2CO_3 0,50 m
- 51** Soluzioni, dispersioni colloidali, sospensioni. Nelle soluzioni
- 52** La dimensione delle particelle
- 53** Una sospensione
- 54** Gli urti fra le particelle disperse e le molecole di solvente.
- 55** Emulsione
- 56** Una sostanza che stabilizza un'emulsione. La caseina nel latte.
- 57** La dispersione della luce causata dalle particelle colloidali. Perché le particelle colloidali hanno le dimensioni opportune per dar luogo alla dispersione della luce, mentre in una soluzione le specie disciolte sono troppo piccole.
- 58** Gli urti fra le particelle colloidali disperse e le molecole di solvente.
- 59** Una dispersione di un solido in un liquido. Con l'aggiunta di un sale.
- 60** Far passare un sottile fascio luminoso attraverso il liquido.
- 61** $\text{LiCl}(s) \rightarrow \text{Li}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$
 $\text{BaCl}_2(s) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$
 $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3(s) \rightarrow \text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(aq)$
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(s) \rightarrow 2\text{NH}_4^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$
 $\text{FeCl}_3(s) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(aq) + 3\text{Cl}^-(aq)$
- 62** $\text{CuSO}_4(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(s) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{SO}_4^{2-}(aq)$
 $\text{CrCl}_3(s) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{Cl}^-(aq)$
 $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4(s) \rightarrow 2\text{NH}_4^+(aq) + \text{HPO}_4^{2-}(aq)$
 $\text{KMnO}_4(s) \rightarrow \text{K}^+(aq) + \text{MnO}_4^-(aq)$
- 63** 0,038 g/l
- 64** Il rapporto concentrazione/pressione è lo stesso.
- 65** 0,020 g/l
- 66** $k_H = 0,0390 \text{ g l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$
- 67** a) 3,33 M; b) 0,150 M
- 68** 6,13 g
- 69** 0,25 mol HCl/l soluzione; $0,25 \times \text{volume (l)} = \text{moli di HCl (mol)}$
- 70** 21,2%; 78,8%; 21,0%; 78,9%. Perché l'aria è rarefatta.
- 71** 3,353 m
- 72** 0,144 M
- 73** 0,133 m; $X = 2,39 \times 10^{-3}$; 2,34 g%
- 74** 0,197 m; 1,14 g%; $3,53 \times 10^{-3}$; 0,353. The volume of the solution is equal to the product of the volume of the solvent times the density of the pure solvent. In conclusion, the volume of the solvent must not change after the addition of the solute.

NOME

CLASSE

DATA

- 75** 5,44 g%
76 5,27; 3,09 m
77 0,346 M; 2,99 g%; $X = 6,50 \times 10^{-3}$
78 22,8 torr
79 16,3 torr
80 69,4 torr
81 30%, 70%
82 $X = 2,9 \times 10^{-2}$; $2,9 \times 10^{-2}$ mol; $2,8 \times 10^2$ g/mol
83 314,3 g/mol
84 1 °C; 4 °C
85 1,02 °C; 3,72 °C
86 552 g in 1 kg di acqua
87 101 °C
88 152,1 g/mol
89 23,6 g/mol
90 127 g/mol; $C_8H_4N_2$
- 91** $1,8 \times 10^6$ g/mol
92 $2,00 \times 10^3$ g/mol
93 16,5 torr
94 25,1 g
95 13×10^3 torr
96 28,4 atm; 28,4 atm
97 -1,1 °C
98 $X = 2,63 \times 10^{-2}$
99 170 g
100 $5,3 \times 10^{-4}$ mol N_2/l ; $2,1 \times 10^{-3}$ mol N_2/l ; 54 ml/l
101 144 g/mol
102 C = 70,53%; H = 13,78%; O = 15,69%. $C_6H_{14}O$;
102,17 g/mol; etere diisopropilico:
 $HC(CH_3)_2-O-C(CH_3)_2H$
103 21.5 mol; 21.3×10^2 ml

Soluzioni capitolo 12

- 1** In a molecular equation the species are shown as neutral molecules where the ions are bound among themselves.
In an ionic equation the strong electrolytes are reported in a dissociated form.
In the net ionic equation only the participating ions are reported.
The spectator ions are those that do not take part in the reaction.
- 2** Cl^- e Na^+ . $\text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2(\text{s})$
- 3** Il bilanciamento degli atomi e delle cariche elettriche.
- 4** Sono bilanciati gli atomi ma non le cariche, ed è sbagliato il fosfato di cobalto che dovrebbe essere scritto come CoPO_4 . $\text{Co}^{3+} + \text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{CoPO}_4 + \text{H}^+$
- 5** $\text{CdCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS}(\text{s}) + 2\text{NaCl}$
 $\text{Cd}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS}(\text{s}) + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+$
 $\text{Cd}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CdS}(\text{s})$
- 6** $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + 2\text{NaI} \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + 2\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + 2\text{Na}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^- + 2\text{Na}^+$
 $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2(\text{s})$
- 7** Reazioni di doppio scambio
- 8** Perché PbI_2 è insolubile
- 9** $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightarrow 2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
 $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq})$
- 10** $2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + 3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 $2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) + 3\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
- 11** $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{CaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) + 2\text{NaCl}(\text{aq})$
- 12** An acid is a molecule that reacts with water and produces hydronium ions, H_3O^+ . They usually have a sour taste.
A base is a substance that produces hydroxyl ions in water, OH^- . They usually have a bitter taste.
- 13** Secondo Arrhenius un acido forma ioni idronio (H_3O^+) in acqua, mentre una base forma ioni ossidrilici (OH^-).
- 14** Si parla di dissociazione quando gli ioni sono già presenti nella sostanza sciolta in acqua. Si parla di ionizzazione quando gli ioni si formano per contatto fra la sostanza e l'acqua.
- 15** Dissociazione: NaOH . Ionizzazione: HNO_3 , NH_3 , H_2SO_4 .
- 16** Soluzione acida: P_4O_{10} , SeO_3 , Cl_2O_7 . Soluzione basica: K_2O .
- 17** $\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$

- 18** $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$
 $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$
 $\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$
- 19** $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$
- 20** $2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- 21** $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{K}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HCHO}_2 + \text{LiOH} \rightarrow \text{KCHO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{CHO}_2^- + \text{Li}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{Li}^+ + \text{CHO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
- 22** $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{NaCl}$
 $2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
 $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$
- 23** $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3(\text{g})$. Precipita BaSO_4 e si sviluppa NH_3 .
- 24** $\text{KCHO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{no}$
 $\text{CuCO}_3 + 2\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{no}$
 $2\text{NaOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
- 25** Il bilanciamento degli atomi e delle cariche da entrambi i lati della reazione.
- 26** a) $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuCO}_3 + 2\text{NaCl}$ (la precipitazione di CuCO_3)
b) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (lo sviluppo di SO_2)
c) $\text{NaClO} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{HClO}$ (la formazione di HClO , un acido debole)
d) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (la formazione di acqua)
- 27** Le concentrazioni di Ag^+ e Br^- in una soluzione satura di AgBr sono fissate e costanti.
Perché si forma AgBr che, essendo insolubile, precipita.
- 28** a) $2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
 $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCO}_3(\text{s})$
b) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) + 2\text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
c) $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 6\text{Na}^+(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 6\text{Na}^+(\text{aq})$
 $3\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
d) $2\text{Ag}^+(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq}) + \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-(\text{aq}) + 2\text{AgCl}(\text{s})$
 $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

NOME

CLASSE

DATA

- 29 a) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{Cl}^{-}(\text{aq})$
 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
 b) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 3\text{Li}^{+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + 3\text{Li}^{+}(\text{aq}) + 3\text{NO}_3^{-}(\text{aq})$
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$
 c) $3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq}) + 6\text{Na}^{+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq}) + 6\text{Na}^{+}(\text{aq})$
 $3\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$
 d) $2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) + \text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$
 $2\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}(\text{s})$
- 30 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{CuS}(\text{s}) + 2\text{NaNO}_3(\text{aq})$
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CuS}(\text{s}) + 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq})$
 $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CuS}(\text{s})$
- 31 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{aq}) + 3\text{BaCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{FeCl}_3(\text{aq})$
 $2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 3\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow 3\text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq})$
 $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
- 32 $\text{HClO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) + \text{ClO}_4^{-}(\text{aq})$
- 33 $\text{HBr}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq}) + \text{Br}^{-}(\text{aq})$
- 34 $\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_5^{+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$
- 35 $\text{HCHO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CHO}_2^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$
- 36 $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$
 $\text{HCO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^{+}(\text{aq})$
- 37 a) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{AlCl}_3(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6\text{H}^{+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 6\text{Cl}^{-}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6\text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2\text{H}^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
- 38 a) $2\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{HClO}_4(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_4(\text{aq})$
 $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{ClO}_4^{-}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + \text{ClO}_4^{-}(\text{aq})$
 $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^{+}(\text{aq})$
- c) $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{aq})$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2\text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
 $\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4^{+}(\text{aq})$
- 39 a) $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{OH}^{-}(\text{aq}) + \text{NH}_4^{+}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
- 40 a) $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + 2\text{HSO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2(\text{g})$
 b) $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + 2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{g})$
- 41 a) Perché $\text{Cr}(\text{OH})_3$ è poco solubile;
 b) perché è una reazione acido-base.
- 42 a) Perché si sviluppa CO_2 gassoso;
 b) perché l'acido ossalico è un acido debole.
- 43 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{FeCl}_2, \text{AgNO}_3$
- 44 $\text{NiS}, \text{MgSO}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{CaCO}_3$
- 45 a) $\text{Na}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{NaNO}_3(\text{aq}) + \text{BaSO}_3(\text{s})$
 $2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Na}^{+}(\text{aq}) + 2\text{NO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{BaSO}_3(\text{s})$
 $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_3(\text{s})$
 b) $2\text{HCHO}_2(\text{aq}) + \text{K}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow 2\text{KCHO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + 2\text{CHO}_2^{-}(\text{aq}) + 2\text{K}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{CHO}_2^{-}(\text{aq}) + 2\text{K}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 c) $2\text{NH}_4\text{Br}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2(\text{aq}) \rightarrow \text{PbBr}_2(\text{s}) + 2\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2(\text{aq})$
 $2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^{-}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbBr}_2(\text{s}) + 2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{-}(\text{aq})$
 $2\text{Br}^{-}(\text{aq}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{PbBr}_2(\text{s})$
 d) non avviene alcuna reazione.
- 46 0,113 M
- 47 12 ml; 0,36 g
- 48 0,71 g
- 49 $5,65 \times 10^{-2}$ M
- 50 0,0690 M
- 51 0,887 g
- 52 100 ml
- 53 $\text{MgCO}_3(\text{s}) + 2\text{HBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgBr}_2(\text{aq}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{g})$
 Calcoliamo le moli di MgCO_3 e quelle di HBr presenti. Per ogni mole di MgCO_3 ne occorrono 2 di HBr . HBr è in difetto e reagisce tutto formando MgBr_2 solubile. La differenza fra MgCO_3 iniziale e quello che reagisce è la quantità di MgCO_3 che rimane alla fine. Si sciolgono 0,527 g MgCO_3 , e ne restano 10,01 g.

In soluzione rimane una concentrazione di $0,1250 \text{ M}$ di Br^- e $6,25 \times 10^{-2} \text{ M}$ di Mg^{2+} .

54 Calcoliamo le moli di AgNO_3 che reagiscono e che sono uguali a quelle dell'alogenuro di sodio. Da questo valore e dalla massa del campione ricaviamo la massa molecolare dell'alogenuro di sodio, e sottraendo la massa atomica del sodio otteniamo un valore che è molto prossimo alla massa atomica del bromo.

55 $2,00 \text{ ml FeCl}_3$, $0,129 \text{ g AgCl}$

56 Diprotico. Si calcolano il numero di moli di acido e le moli di NaOH consumate. Il rapporto fra le moli di base e quelle di acido è il numero di ioni H^+ che l'acido produce.

57 Si calcolano le moli di NaOH necessarie per neutralizzare i due acidi. Indichiamo con x i grammi di acido lattico e con $0,1000 - x$ quelli di acido caproico. Si ricavano le moli di entrambi gli acidi, e la loro somma è uguale alle moli di NaOH usate. Si ottengono $x = 0,0638 \text{ g}$ di acido lattico e $0,1000 - x = 0,0362 \text{ g}$ di acido caproico.

58 $63,6\%$

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 13

- 1** In una ossidazione il reagente perde elettroni e aumenta il proprio numero di ossidazione. In una riduzione il reagente acquista elettroni e il suo numero di ossidazione diminuisce.
- 2** Perché gli elettroni ceduti da una sostanza devono essere acquistati da un'altra. Un agente ossidante acquista elettroni da un altro reagente e si riduce diminuendo il proprio numero di ossidazione. Un riducente è una sostanza che si ossida, perde elettroni a vantaggio di un altro reagente e aumenta il proprio numero di ossidazione.
- 3** +III
- 4** No, perché non cambia il numero di ossidazione di alcun atomo.
- 5** No, è una reazione acido-base. Ogni specie mantiene il proprio numero di ossidazione.
- 6** Si riduce acquistando 5 elettroni.
- 7** $2\text{Ag} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + 2e^-$
 $\text{Fe}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}$
 $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Fe}$
- 8** $2\text{Cr}^{3+} + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}$
 $3\text{Zn} \rightarrow 3\text{Zn}^{2+} + 6e^-$
 $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Zn} \rightarrow 3\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cr}$
- 9** a) +1;
 b) 0
- 10** a) È una riduzione;
 b) è un'ossidazione.
- 11** È una reazione in cui un metallo sposta un altro metallo dai suoi composti.
- 12** Un acido in cui l'anione non è più ossidante di H^+ . Esempi: HCl o H_2SO_4 con Zn . L'agente ossidante è H^+ .
- 13** Lo ione NO_3^-
- 14** Below
- 15** In fondo alla serie. In cima alla serie
- 16** Au, Hg, Ag, Cu
- 17** Na, Ca, Sr, Ba, K, Rb, Cs
- 18** Il manganese si ossida ed è un riducente.
- 19** a) H_3AsO_3 ; HNO_3 ; N; As
 b) NaI; HClO ; Cl; I
 c) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$; KMnO_4 ; Mn; C
 d) Al; H_2SO_4 ; H; Al
- 20** a) Cu; H_2SO_4 ; S; Cu
 b) SO_2 ; HNO_3 ; N; S
 c) Zn; H_2SO_4 ; H; Zn
 d) I_2 ; HNO_3 ; N; I
- 21** Forward: Cl_2 is oxidized and reduced.
 Reverse: HClO is reduced and Cl^- is oxidized.
 Cl is the oxidizing and the reducing agent.
- 22** N si riduce e viene ossidato.
- 23** a) $\text{BiO}_3^- + 6\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ (riduzione)
 b) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2 + 2e^- + 4\text{H}^+$ (ossidazione)
- 24** a) $\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8e^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$ (riduzione)
 b) $\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{ClO}_3^- + 10e^- + 12\text{H}^+$ (ossidazione)
- 25** a) $\text{Fe} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2e^-$ (ossidazione)
 b) $\text{SO}_2\text{Cl}_2 + 2e^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ (riduzione)
- 26** a) $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + 4e^- + 4\text{H}_2\text{O}$ (ossidazione)
 b) $2\text{H}_4\text{IO}_6^- + 14e^- + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + 16\text{OH}^-$ (riduzione)
- 27** a) $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{ClO}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $2\text{NO}_3^- + \text{Cu} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{IO}_3^- + 3\text{AsO}_3^{3-} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{AsO}_4^{3-}$
 d) $\text{SO}_4^{2-} + \text{Zn} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{NO}_3^- + 4\text{Zn} + 10\text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + 4\text{Zn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$
 f) $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{BiO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 g) $\text{I}_2 + 5\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 2\text{H}^+$
 h) $2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
 i) $3\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 j) $2\text{I}^- + \text{HSO}_4^- + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 28** a) $3\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{SnO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{PbO}_2 + 4\text{Cl}^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Ag} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 d) $4\text{Fe}^{3+} + 2\text{NH}_3\text{OH}^+ \rightarrow 4\text{Fe}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + 6\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$
 e) $2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 f) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2\text{HNO}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
 g) $5\text{HNO}_2 + 2\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 h) $3\text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 16\text{H}^+ \rightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{Cr}^{3+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 i) $2\text{VO}_2^+ + \text{Sn}^{2+} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{VO}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 j) $\text{XeF}_2 + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Xe} + \text{Cl}_2 + 2\text{F}^-$
- 29** 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) $\text{NiO}_2 + 2\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$
 e) $3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$
- 30** a) $2\text{CrO}_2^- + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 8\text{OH}^- \rightarrow 6\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
 b) $3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{CrO}_2^- + 2\text{OH}^-$
 c) $2\text{O}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{N}_2$
 d) $\text{O}_2 + 4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$
 e) $4\text{Au} + 16\text{CN}^- + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Au}(\text{CN})_4^- + 12\text{OH}^-$

- 31** $4\text{ClO}^- + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 4\text{Cl}^- + 2\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 32** $3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
- 33** $\text{O}_3 + \text{Br}^- \rightarrow \text{BrO}_3^-$
- 34** $4\text{Cl}_2 + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Cl}^- + 2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$
- 35** $\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Mn} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2$
 $\text{Mn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CdCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 6\text{H}^+ + 6\text{Cl}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Cl}^- + 3\text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2$
- 36** $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2$
 $\text{Mn} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2$
 $\text{Mn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2$
 $\text{Cd} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SnSO}_4 + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2$
 $\text{Sn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{2+} + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2$
 $\text{Ni} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 6\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{2-} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2$
 $2\text{Cr} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2$
- 37** $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ diluito \rightarrow nessuna reazione
 $\text{Ag} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 38** $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 39** $\text{BrO}_3^- + 3\text{Sn}^{2+} + 6\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Sn}^{4+} + \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
- 40** $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 6\text{CO}_2 + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
- 41** a) $\text{Fe} + \text{Mg}^{2+} \rightarrow \text{N.R.}$
 b) $2\text{Cr} + 3\text{Pb}^{2+} \rightarrow 3\text{Pb} + 2\text{Cr}^{3+}$
 c) $2\text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{Ag}$
 d) $3\text{Ag} + \text{Au}^{3+} \rightarrow \text{Au} + 3\text{Ag}^+$
- 42** a) $\text{Mn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}$
 b) $\text{Cd} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{N.R.}$
 c) $\text{Mg} + \text{Co}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Co}$
 d) $2\text{Cr} + 3\text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Sn}$
- 43** $\text{Pu} > \text{Tl} > \text{Pt}$
- 44** $\text{Pu} > \text{Be} > \text{Ga}$
- 45** $\text{Cd} + \text{Pt}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Pt}$
- 46** a)
- 47** 0,020 l
- 48** $22,4 \times 10^3$ ml
- 49** 32,95 g
- 50** Immergerei le barrette di metallo in provette contenenti le soluzioni degli altri sali, e registrerei la variazione di massa che eventualmente si riscontra. Se la barretta si consuma vuol dire che il metallo di cui è costituita è più riducente del metallo il cui ione è in soluzione. La carta smerigliata serve per pulire accuratamente la superficie metallica delle barrette prima di immergerle nelle soluzioni saline.
- 51** Cl si ossida e si riduce. Il riducente è NaClO (ipoclorito di sodio) e l'ossidante è NaClO₂ (clorito di sodio).
- 52** 0,667 ml

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 14

- 1 Con un segmento che unisce due atomi, che rappresenta le coppie compartecipate di elettroni di valenza.
- 2 Esotermica. L'energia viene ceduta dal sistema all'ambiente.
- 3 Endotermica. Il calore passa dall'ambiente al sistema.
- 4 È definita come il calore a pressione costante.
- 5 $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$
 $\Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}}$
 Perché nella maggior parte delle reazioni chimiche e biochimiche il processo si svolge a pressione costante e non a volume costante.
- 6 $\Delta H_{\text{sistema}} = +100 \text{ kJ}$; $\Delta H_{\text{ambiente}} = -100 \text{ kJ}$ (se il sistema può scambiare calore con l'ambiente)
- 7 Negativo
- 8 Perché il calore di reazione dipende da fattori come la temperatura, la pressione, la quantità e le concentrazioni dei reagenti. 25 °C e 1 atm.
- 9 Un'equazione termochimica comprende il valore di ΔH° , ovvero del calore standard di reazione.
- 10 I coefficienti di reazione indicano il numero effettivo di moli delle sostanze che partecipano al processo.
- 11 È possibile utilizzare coefficienti frazionari perché il calore di reazione è proporzionale alla quantità di reagenti e prodotti. $\frac{1}{2}$ significa che viene presa in considerazione mezza mole di composto.
- 12 $\Delta E = q + w$. La variazione di energia interna è uguale alla somma dei valori di calore scambiato fra il sistema e l'ambiente e di lavoro compiuto sul sistema o sull'ambiente.
- 13 La variazione di energia interna. La variazione di entalpia. $\Delta H = \Delta E$ per processi che coinvolgono liquidi o solidi, perché le variazioni di volume sono trascurabili.
- 14 L'entalpia è una funzione di stato.
- 15 Occorre che gli elementi siano nei loro stati standard e che ci si riferisca a 1 mol di sostanza.
- 16 Il calore standard di reazione è dato dalla differenza fra la somma di tutti i calori standard di formazione dei prodotti e la somma di tutti i calori standard di formazione dei reagenti, ciascuno moltiplicato per il rispettivo coefficiente stechiometrico.
- 17 L'energia a pressione costante che si libera o viene assorbita quando un soluto si scioglie in un solvente.
- 18 The enthalpy is a state function, whose value depends only on the initial and final state. In

the case of a solution, the dissolution enthalpy (ΔH_{sol}) is obtained from the lattice energy and the solvation energy. These values are known and can be used to estimate ΔH_{sol} .

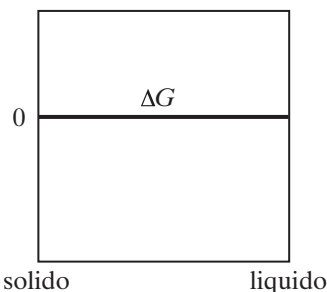
- 19 Diminuisce.
- 20 L'energia reticolare
- 21 Le molecole di CO_2 gassose hanno debolissime interazioni intermolecolari, quindi nel bilancio globale ΔH_{solv} (interazioni soluto-solvente) prevale.
- 22 Le interazioni intermolecolari fra acqua e acetone sono molto forti, e quindi la solvatazione produce liberazione di calore.
- 23 Il ΔH_{sol} è positivo perché le interazioni intermolecolari fra etanolo ed esano sono meno forti di quelle fra molecole di etanolo e molecole di esano nei due liquidi puri prima del mescolamento.
- 24 Somministrando calore, nella maggior parte dei casi, si fornisce ulteriore energia per vincere l'energia reticolare. Infatti in genere $\Delta H_{\text{sol}} > 0$. Secondo il principio di Le Châtelier, un aumento di temperatura sposta il processo verso destra (cioè lo favorisce) quando questo è endotermico.
- 25 Le forze di interazione A-B sono simili a quelle A-A e B-B.
- 26 Un evento che si realizza senza bisogno di interventi esterni.
- 27 Spontanee: l'arrugginimento del ferro, la combustione, la fusione del ghiaccio a temperatura ambiente, l'erosione delle montagne, la caduta di un grave.
 Non spontanee: la decomposizione di H_2O in H_2 e O_2 , la compressione di un gas non sottoposto a lavoro esterno o variazioni di temperatura, lo smiscelamento di due gas, il passaggio di calore da un corpo freddo a uno caldo senza l'intervento di una macchina esterna che compia lavoro, la reazione
 $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Zn}$.
- 28 I processi spontanei prevedono una diminuzione di energia potenziale, per esempio la combustione e la fusione del ghiaccio o la caduta di un grave.
 I processi non spontanei prevedono un aumento di energia potenziale, per esempio lo smiscelamento di due gas.
- 29 Se $\Delta H < 0$, la variazione di entalpia contribuisce alla spontaneità del processo.
- 30 Dalla possibilità di distribuire l'energia fra molecole appartenenti a quello stato.
- 31 Un processo è spontaneo se si svolge da uno stato a bassa probabilità verso uno stato a probabilità più alta.

- 32** The mixing is spontaneous because the final (mixed) state has a higher probability than the original state.
- 33** L'entropia descrive il numero di modi equivalenti con cui l'energia può essere distribuita in un sistema.
- 34** Negativa;
a) negativa;
b) positiva;
c) negativa;
d) negativa;
e) positiva
- 35** Perché dipende solo dagli stati iniziale e finale.
- 36** Quando si verifica un processo spontaneo nell'universo, a questo si accompagna un $\Delta S_{\text{totale}} > 0$.
- 37** I frammenti di un bicchiere rotto che si ricompongono. ΔS è negativo perché diminuisce il numero di unità indipendenti.
- 38** La variazione del numero di particelle. In entrambi i casi tutte le specie sono gassose.
- 39** a) Da specie gassose si forma un liquido, $\Delta S < 0$;
b) diminuisce il numero di molecole (-2), $\Delta S < 0$;
c) si generano più particelle perché si rompe il reticolo e gli ioni si liberano in acqua, però dobbiamo considerare anche che le molecole di acqua di idratazione vengono sottratte al solvente: $\Delta S > 0$.
- 40** Affinché questo accada occorre tenere presenti le variazioni di entalpia e di temperatura. Se $\Delta S < 0$ occorre che $\Delta H < 0$.
- 41** Allo zero assoluto l'entropia di una sostanza cristallina pura perfettamente ordinata è zero.
- 42** No, perché non si tratta di una sostanza pura.
- 43** Perché, al crescere della temperatura, aumenta l'energia cinetica delle particelle e quindi aumentano i modi con cui l'energia si distribuisce.
- 44** No, perché il vetro non è un solido cristallino.
- 45** $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$
- 46** Quando $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$
- 47** Quando $\Delta H > T\Delta S$
- 48** No, a meno che non intervengano processi come la fotosintesi.
- 49** L'energia libera è la massima energia disponibile per compiere lavoro.
- 50** Un processo è termodinamicamente reversibile se la forza che produce la trasformazione è in ogni istante controllata da una forza contraria di poco più debole, in modo tale che se questa diventa appena più intensa, il processo si inverte.
- 51** Se la velocità con cui il sistema libera energia è

molto bassa, viene massimizzata la quantità di energia che può essere utilizzata come lavoro.

- 52** Viene dispersa in calore.
- 53** Perché una pur minima quantità di energia viene comunque dispersa.
- 54** In condizioni di equilibrio, $\Delta G = 0$.
- 55** Because in the breaking of a bond $\Delta S > 0$ (more particles from a single species) and the temperature is high, therefore $-T\Delta S$ is greater than ΔH and negative.
- 56** Il processo è spontaneo perché, secondo il secondo principio della termodinamica, il calore fluisce spontaneamente dal corpo più caldo a quello più freddo. A livello molecolare questo si traduce in un aumento di energia cinetica delle particelle del corpo freddo (che si riscalda) e in una diminuzione dell'energia cinetica delle particelle del corpo caldo (che si raffredda). Tuttavia, sempre per il secondo principio della termodinamica, non è mai possibile sfruttare tutta l'energia per compiere lavoro, e una parte viene sempre dispersa come calore. Per questo motivo la somma globale dei ΔS (sistema e ambiente) è sempre positiva.

57



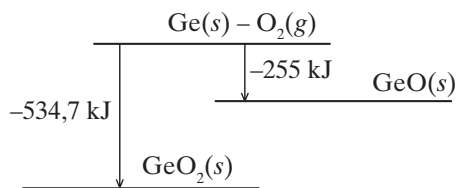
- 58** Per motivi cinetici: sono troppo lente, a meno che non intervenga un fattore esterno, come per esempio una scintilla o un catalizzatore.
- 59** a) $2\text{CO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}_2(g)$; $\Delta H^\circ = -566 \text{ kJ}$;
b) $\Delta H^\circ_f = -283 \text{ kJ}$
- 60** a) $\Delta H^\circ_c = -283 \text{ kJ}$;
b) $2/3\text{NH}_3(g) + 7/6\text{O}_2(g) \rightarrow 2/3\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$; $\Delta H^\circ_c = -189 \text{ kJ}$
- 61** 161,8 kJ
- 62** 861 kJ
- 63** -17 J
- 64** 26 J
- 65** -30,4 kJ
- 66** 21,3 kJ
- 67** a) 222 kJ;
b) -222 kJ/mol
- 68** a) $6,443 \times 10^4 \text{ J}$;
b) -64,43 kJ/mol
- 69** $3,8 \times 10^3 \text{ J}$; 5,3 kJ/mol
- 70** 19,235 kJ; 57,968 kJ/mol

NOME

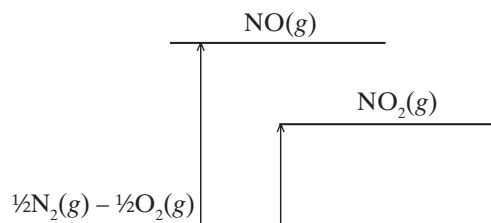
CLASSE

DATA

71 -279,7 kJ



72 -56,55 kJ



73 -171,07 kJ

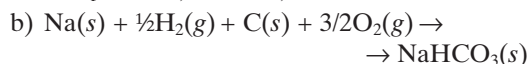
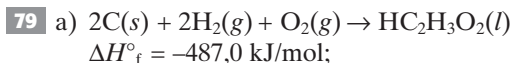
74 -127,8 kJ

75 -53,0 kJ

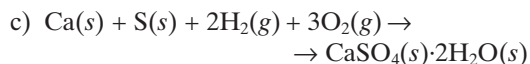
76 1268 kJ

77 b)

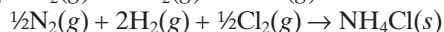
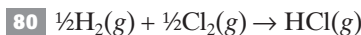
78 c)



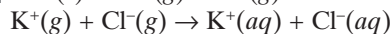
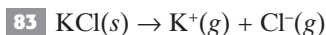
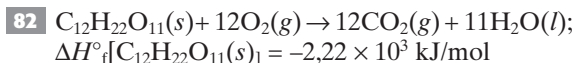
$\Delta H_f^\circ = -947,7 \text{ kJ/mol}$;



$\Delta H_f^\circ = -2021,1 \text{ kJ/mol}$



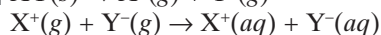
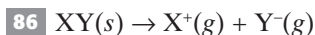
81 a) -196,6 kJ; b) -2179 kJ



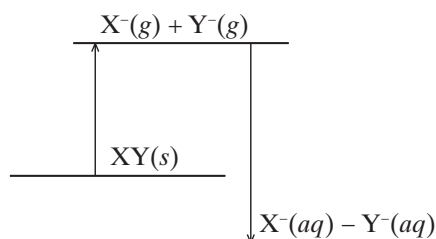
$\Delta H_{sol} = 4 \text{ kJ/mol}$

84 +840 kJ/mol

85 -616 kJ/mol



$\Delta H_{sol} = -10 \text{ kJ/mol}$



87 a) -178,0 kJ; b) -311,42 kJ; c) +1084 kJ; d) +65,19 kJ; e) +64,22 kJ. Sono favorite la a) e la b).

88 1 su 15; 6 su 15

89 1 over 3; 1 over 3. Gases expand spontaneously because the process brings about an entropy increment.

 90 a) $\Delta S < 0$;

 b) $\Delta S < 0$;

 c) $\Delta S < 0$;

 d) $\Delta S > 0$

 91 a) $\Delta S > 0$

 b) $\Delta S < 0$

 c) $\Delta S < 0$

 d) $\Delta S < 0$

92 a) -198,3 J/K; b) -348,0 J/K; c) +92,6 J/K; d) +13,82 J/K; e) +159,6 J/K. Sono favorite la c), la d) e la e).

93 a) -57,8 J/K; b) -44,4 J/K; c) -163,1 J/K; d) +259,4 J/K; e) -284,6 J/K

 94 -52,78 J mol⁻¹ K⁻¹; -74,00 J mol⁻¹ K⁻¹; -90,12 J mol⁻¹ K⁻¹; -756,1 J mol⁻¹ K⁻¹; -317,6 J mol⁻¹ K⁻¹

 95 -313,1 J mol⁻¹ K⁻¹; -262,3 J mol⁻¹ K⁻¹; -297,5 J mol⁻¹ K⁻¹; -373,8 J mol⁻¹ K⁻¹; -469,4 J mol⁻¹ K⁻¹

 96 -269,7 J K⁻¹

 97 -136,0 J K⁻¹

 98 -209 kJ mol⁻¹

 99 -1576 kJ mol⁻¹

100 a) -82,30 kJ; b) -8,800 kJ; c) +70,74 kJ; d) -14,32 kJ; e) -715,3 kJ

101 a) -184,1 kJ; b) +0,56 kJ; c) +8,55 kJ; d) -530,8 kJ; e) -91,93 kJ

102 -4,000 kJ

103 -146,3 kJ

104 +0,1600 kJ

105 +6,280 kJ

106 -1300 kJ

107 -2396 kJ

108 a) Sì; b) no

109 Sì

110 a), b)

 111 250 kcal corresponds to $250 \times 4.18 \times 10^9 \mu\text{J}$. Dividing this amount by 25 μJ we obtain the minimum number of pulses that require the energy provided by the chocolate bar: 4.18×10^9 pulses.

112 0

 113 C₂H₂, perché la differenza fra le entalpie standard di formazione dell'etilene e dell'acetilene è un numero negativo.

 114 Dati necessari: il calore specifico di Cu solido e di H₂O liquida.

NOME

CLASSE

DATA

115 468 kJ (energia liberata)**116** $88,4 \times 10^3$ kJ**117** 115 kJ. La reazione viene ottenuta sottraendo al doppio della terza reazione la seconda reazione e metà della prima.**118** a) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(s) + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$ b) $\text{H}_2(g) + 2\text{O}_2(g) + 2\text{C}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(s)$ c) $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(s)] = -826,7$ kJ/mold) $-431,7$ J mol⁻¹ K⁻¹; $+274,6$ J K⁻¹e) $-698,1$ kJ mol⁻¹; $-327,9$ kJ**119** $-19,09$ kJ

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 15

- 1 È la velocità con cui si formano i prodotti e scompaiono i reagenti.
- 2 a) L'esplosione della polvere da sparo;
b) la deposizione di Cu su una lamina di Zn immersa in una soluzione acquosa di CuSO_4 ;
c) l'invecchiamento della carta.
- 3 Per massimizzare la velocità di produzione di certe sostanze fondamentali per l'economia.
- 4 Quella che richiede un urto simultaneo fra due molecole. Perché è più frequente (cioè probabile) un urto a due piuttosto che a tre.
- 5 Natura dei reagenti, concentrazione, temperatura, capacità dei reagenti di entrare in contatto tra loro, presenza di catalizzatori.
- 6 Una reazione in cui tutti i reagenti si trovano nella stessa fase. Per esempio, la combustione dei vapori di benzina.
- 7 Una reazione in cui i reagenti sono presenti in fasi diverse e quindi vengono in contatto solo all'interfaccia. Per esempio, la combustione di un pezzo di legno.
- 8 Perché aumenta la capacità dei reagenti di entrare in contatto tra loro.
- 9 L'estensione dell'interfaccia.
- 10 La velocità cresce al diminuire delle dimensioni delle particelle, perché aumenta la superficie esposta.
- 11 La concentrazione dei reagenti.
- 12 Perché la velocità di reazione aumenta con la temperatura.
- 13 Una sostanza che aumenta la velocità di reazione senza essere consumata.
- 14 I grilli, come tutti gli insetti, sono animali a sangue freddo, e la loro temperatura dipende da quella dell'ambiente esterno. D'inverno la temperatura dell'ambiente diminuisce e quindi l'attività dei grilli rallenta.
- 15 Perché nella pentola a pressione l'acqua bolle a una temperatura superiore a $100\text{ }^\circ\text{C}$ e questo facilita la cottura dei cibi.
- 16 Because the lower temperature of cold water decreases the metabolism of the human body. Instead, warm water accelerates the metabolism and the body reacts in over stress with a strong reaction that can be deadly.
- 17 In genere $\text{mol l}^{-1} \text{s}^{-1}$.
- 18 Un'equazione che esprime la dipendenza della velocità di reazione dalla concentrazione. Si chiama costante di velocità.
- 19 L'ordine di reazione rispetto a un dato reagente è l'esponente con cui la concentrazione di quel reagente appare nella legge cinetica.

20 In una reazione di ordine zero la velocità è indipendente dalla concentrazione del reagente. In una reazione del primo ordine la velocità varia linearmente con la concentrazione del reagente.

21 In genere i coefficienti stechiometrici dell'equazione chimica non corrispondono agli esponenti della legge cinetica, ma talora sì.

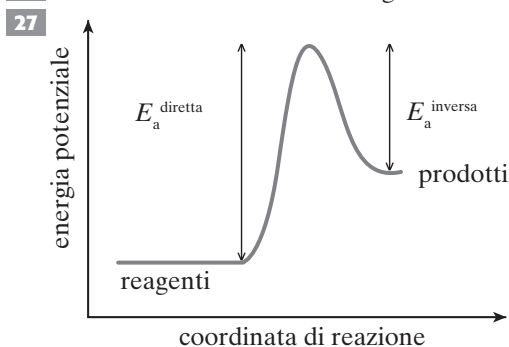
22 0

23 $\text{l}^3 \text{mol}^{-3} \text{s}^{-1}$

24 Un urto è efficace se porta alla formazione dei prodotti di reazione.

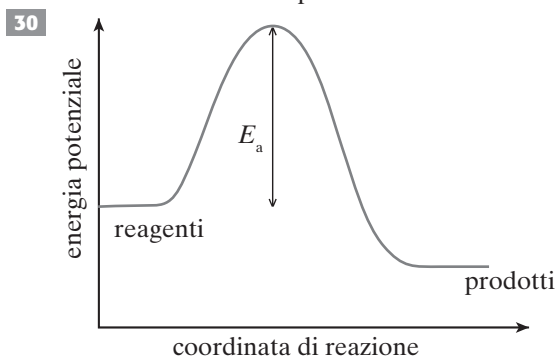
25 1) La concentrazione dei reagenti;
2) l'effetto sterico.

26 Perché aumenta il numero degli urti.



28 Perché si verifica la conversione di energia cinetica molecolare (proporzionale alla temperatura) in energia potenziale.

29 Lo stato di transizione coincide con il momento della reazione in cui si allentano i legami fra gli atomi delle molecole reagenti, e si stanno formando i legami fra gli atomi che danno luogo ai prodotti. Il complesso attivato è la specie chimica transitoria corrispondente.

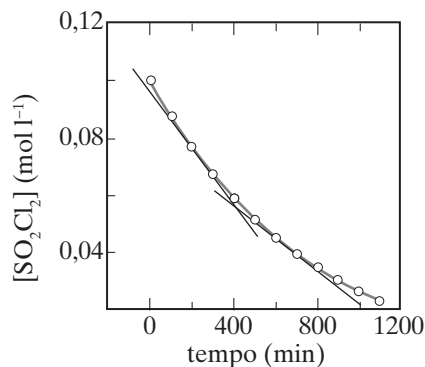


31 The molecular orientation is not crucial for the formation of the activated complex when the activation energy is small.

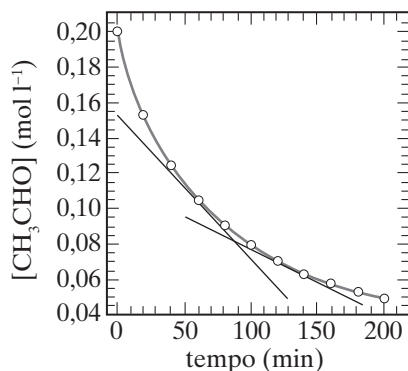
32 Perché il legame doppio $\text{C}=\text{O}$ richiede l'assorbimento di una grande quantità di energia per essere rotto.

33 In una reazione elementare i coefficienti stechiometrici sono gli stessi esponenti delle concentrazioni della legge cinetica.

- 34 È lo stadio lento di un meccanismo.
 35 Lo stadio cineticamente determinante è quello che controlla la velocità di reazione.
 36 $2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 37 velocità = $k[\text{NO}_2][\text{CO}]$. No, la legge sperimentale dimostra che la velocità di reazione non dipende da $[\text{CO}]$ (quindi è di ordine zero per CO), ma dipende dagli urti fra due molecole di NO_2 .
 38 Abbassando l'energia di attivazione.
 39 È un catalizzatore presente in una fase diversa da quella dei reagenti. Promuove la reazione sulla sua superficie.
 40 *Adsorbimento* indica un'interazione fra molecole e una superficie. *Assorbimento* è la ritenzione di un liquido su un solido, per esempio l'acqua in una spugna. Nella catalisi eterogenea le molecole vengono adsorbite.
 41 Nella marmitta catalitica è presente un catalizzatore che adsorbe CO , NO e idrocarburi non combustibili. Grazie alla presenza dell' O_2 dell'aria questi gas si convertono a CO_2 , H_2O e N_2 .
 42 Velocità (200 min) = $1,66 \times 10^{-6} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 velocità (600 min) = $1,01 \times 10^{-6} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$



- 43 Velocità (60 s) = $8,42 \times 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 velocità (120 s) = $3,72 \times 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$



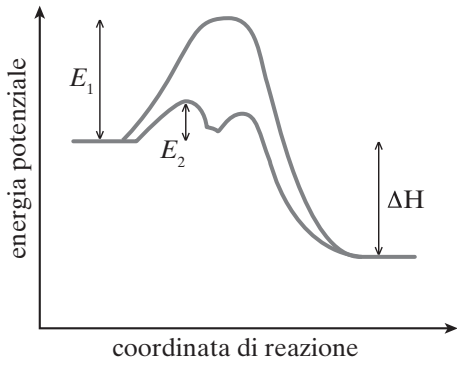
- 44 $\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$
 $\frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t}$

- 45 $0,60 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$;
 $0,90 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 46 $11,4 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$;
 $7,20 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$;
 $8,40 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 47 $\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = 1,30 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 $\frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = 0,80 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 $\frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = 1,80 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 48 $5,0 \times 10^{-6} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$;
 $1,2 \times 10^{-6} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 49 $1 \times 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 50 $8,0 \times 10^{-11} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 51 $1,3 \times 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 52 $34 \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 53 $1,0 \times 10^{-8} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 54 1 rispetto a HCrO_4^- ; 2 rispetto a HSO_3^- ; 1 rispetto a H^+ ; 6
 55 1 rispetto a NO ; 1 rispetto a O_3 ; 2
 56 $9,2 \times 10^{-17} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
 57 1 rispetto a BrO_3^- ; 2 rispetto a SO_3^{2-} ; 2
 58 Perché il radicale cloro (Cl) viene consumato formando ClO ma ripristinato quando ClO e O formano O_2 . Quindi, nel complesso, può essere riciclato indefinitamente distruggendo un enorme numero di molecole di O_3 .
 59 Stadio di inizio: $\text{Br}_2 + h\nu \rightarrow 2\text{Br}\cdot$
 stadi di propagazione: $\text{Br}\cdot + \text{H}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{H}\cdot$
 $\text{H}\cdot + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{Br}\cdot$
 stadio di terminazione: $2\text{Br}\cdot \rightarrow \text{Br}_2$
 60 Velocità = $k[\text{F}_2][\text{NO}_2]$;
 velocità = $k[\text{F}][\text{NO}_2]$;
 il primo.
 61 La curva viola descrive il diagramma dell'energia potenziale per la reazione $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$. Con l'aggiunta di un catalizzatore E (curva rossa) l'energia di attivazione si abbassa notevolmente. Dapprima A reagisce con E, formando F e C. Poi F reagisce con B formando D e ripristinando E.
 $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$ è un meccanismo a un solo stadio con la maggiore energia coinvolta. Il meccanismo con energia più bassa include la presenza di E (curva rossa).
 1) E_1 = energia di attivazione nel percorso a maggiore energia (vedi in figura);
 2) E_2 = energia di attivazione nel percorso a minore energia (vedi in figura);
 3) ΔH = differenza di energia potenziale fra reagenti e prodotti, come in figura.
 A e B sono reagenti, C e D sono prodotti, E è un catalizzatore e F un intermedio di reazione.

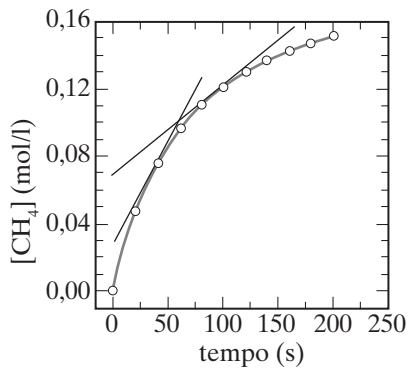
NOME

CLASSE

DATA

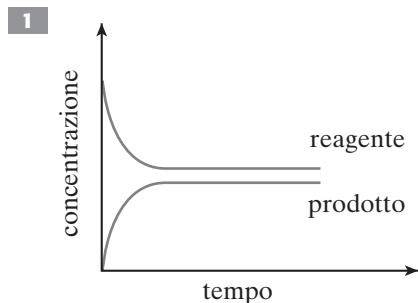


- 62** Velocità (40 s) = $1,20 \times 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$
velocità (100 s) = $5,40 \times 10^{-4} \text{ mol l}^{-1} \text{ s}^{-1}$



- 63** La mummia risale a 1742 anni fa.
64 $\text{NO}_2 + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_3 + \text{O}_2$
65 La capacità di formare radicali, elevata in O_2 e quasi nulla per N_2 . Dato che in N_2 si ha un triplo legame, l'energia necessaria per scindere una molecola di N_2 è estremamente elevata.

Soluzioni capitolo 16



2 Una reazione è reversibile se a un dato istante i prodotti reagiscono fra loro ripristinando parzialmente i reagenti fino all'equilibrio.

3 La legge dell'equilibrio prevede che il rapporto fra il prodotto delle concentrazioni molari dei prodotti di reazione, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico, e il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti, ciascuna elevata al proprio coefficiente stechiometrico di reazione, è costante.

4 Per una reazione $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ il quoziente di reazione è dato dalla relazione:

$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

5 All'equilibrio.

6 No, non arriva quasi a completamento.

7 b) > c) > a)

8
$$K_P = \frac{P(\text{CH}_3\text{OH})}{P(\text{CO})P(\text{H}_2)^2}$$

9
$$K_P = \frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{I}_2)P(\text{H}_2)}$$

10
$$K_P = K_c (RT)^{\Delta n_g}$$

 K_P è la costante di equilibrio espressa tramite le pressioni parziali;
 K_c è la costante di equilibrio espressa tramite le concentrazioni molari;
 R è la costante dei gas (0,0821 se esprimiamo le pressioni parziali in atm, la temperatura in K e le concentrazioni in mol l⁻¹);
 T è la temperatura assoluta (K);
 Δn_g è la variazione del numero di moli di gas (prodotti meno reagenti).

11
$$P_x = \frac{n_x}{V} RT = [X] RT$$

La costante di proporzionalità è RT .

12 In un equilibrio omogeneo tutti i reagenti e i prodotti sono nella stessa fase. In un equilibrio eterogeneo i reagenti e/o i prodotti sono presenti in fasi diverse.

13 Perché la concentrazione di un liquido o di un solido puro non cambia, a una data temperatura.

14 a)
$$K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2(\text{g})]}$$

b)
$$K_c = \frac{1}{[\text{NH}_3(\text{g})][\text{NCl}(\text{g})]}$$

c)
$$K_c = [\text{H}_2(\text{g})]$$

d)
$$K_c = [\text{Ag}^+(\text{aq})]^2 [\text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})]$$

15 Se un equilibrio viene perturbato dall'esterno, il sistema reagisce in modo da contrastare la perturbazione, cercando di ristabilire, se possibile, un nuovo equilibrio.

16 L'aggiunta di CH_4 sposta l'equilibrio a destra;
 a) l'aggiunta di H_2 sposta l'equilibrio a sinistra;
 b) la rimozione di CS_2 sposta l'equilibrio a destra;
 c) la diminuzione di volume sposta l'equilibrio a sinistra;
 d) un aumento di temperatura sposta l'equilibrio a destra.

17 b)

18 4,05

19 a)
$$K_c = \frac{[\text{POCl}_3]^2}{[\text{PCl}_3]^2 [\text{Cl}_2]}$$

b)
$$K_c = \frac{[\text{O}_2][\text{SO}_2]^2}{[\text{SO}_3]^2}$$

c)
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{N}_2\text{H}_4][\text{O}_2]^2}$$

d)
$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^8}{[\text{N}_2\text{H}_4][\text{H}_2\text{O}_2]^6}$$

e)
$$K_c = \frac{[\text{SO}_2][\text{HCl}]^2}{[\text{SOCl}_2][\text{H}_2\text{O}]}$$

20 a)
$$K_P = \frac{P(\text{POCl}_3)^2}{P(\text{PCl}_3)^2 P(\text{O}_2)}$$

b)
$$K_P = \frac{P(\text{O}_2)P(\text{SO}_2)^2}{P(\text{SO}_3)^2}$$

c)
$$K_P = \frac{P(\text{NO})^2 P(\text{H}_2\text{O})^2}{P(\text{N}_2\text{H}_4)P(\text{O}_2)^2}$$

d)
$$K_P = \frac{P(\text{NO}_2)^2 P(\text{H}_2\text{O})^8}{P(\text{N}_2\text{H}_4)P(\text{H}_2\text{O}_2)^6}$$

e)
$$K_P = \frac{P(\text{SO}_2)P(\text{HCl})^2}{P(\text{SOCl}_2)P(\text{H}_2\text{O})}$$

21 b)

22 a)

23 10

24 $2,9 \times 10^4$

25 $2,7 \times 10^{-2}$

26 $5,4 \times 10^{-5}$

27 a)
$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]}$$

b)
$$K_c = [\text{H}_2\text{O}][\text{SO}_2]$$

c)
$$K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

NOME

CLASSE

DATA

d) $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}_2]}{[\text{HF}]^2}$

e) $K_c = [\text{H}_2\text{O}]^2$

28 a) $K_c = \frac{[\text{CO}_2]}{[\text{SO}_2]}$

b) $K_c = \frac{[\text{Cl}^-]}{[\text{Br}^-]}$

c) $K_c = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2$

d) $K_c = [\text{H}_2\text{O}]$

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

29 a) L'equilibrio si sposta a destra;

b) l'equilibrio si sposta a sinistra;

c) l'equilibrio si sposta a destra;

d) l'equilibrio non viene perturbato;

e) l'equilibrio si sposta a sinistra.

30 a) L'equilibrio si sposta a destra;

b) l'equilibrio si sposta a sinistra;

c) l'equilibrio si sposta a sinistra;

d) l'equilibrio si sposta a destra;

e) l'equilibrio non viene perturbato (se la variazione di pressione è modesta);

f) l'equilibrio si sposta a sinistra.

31 Nell'esercizio 29 la e). Nell'esercizio 30 la d).

 32 a) $[\text{Cl}_2]$ aumenta;

 b) $[\text{Cl}_2]$ aumenta;

 c) $[\text{Cl}_2]$ aumenta;

 d) $[\text{Cl}_2]$ diminuisce.

 33 No. Il sistema evolve formando PCl_3 e Cl_2 .

 34 No. Verso la formazione di SO_2 e NO_2 .

 35 $4,4 \times 10^{-3}$ M

36 0,456 M

37 4,54

 38 $1,7 \times 10^{-2}$

 39 $1,1 \times 10^{-2}$ mol l⁻¹

 40 $1,1 \times 10^{-2}$ mol l⁻¹

 41 $[\text{NO}_2] = [\text{SO}_2] = 4,97 \times 10^{-2}$ M; $[\text{NO}] = [\text{SO}_3] = 7,03 \times 10^{-2}$ M

 42 $[\text{NO}_2] = [\text{SO}_2] = 4,97 \times 10^{-2}$ M; $[\text{NO}] = [\text{SO}_3] = 7,03 \times 10^{-2}$ M

They are the same as in exercise 41. Whether we start from the pure reactants or from the pure products, the composition of the mixture at the equilibrium is the same.

 43 $[\text{Br}_2] = [\text{Cl}_2] = 2,59 \times 10^{-2}$ M; $[\text{BrCl}] = 6,81 \times 10^{-2}$ M

 44 $[\text{NO}_2] = [\text{SO}_2] = 2,81 \times 10^{-2}$ M; $[\text{SO}_3] = 2,19 \times 10^{-2}$ M; $[\text{NO}] = 7,19 \times 10^{-2}$ M

 45 $[\text{Br}_2] = 0,0349$ M; $[\text{Cl}_2] = 0,0249$ M; $[\text{BrCl}] = 0,0302$ M

 46 Perché il processo di sublimazione (equilibrio solido-vapore) è schematizzabile come:
 calore + solido \rightleftharpoons vapore

quindi un abbassamento di temperatura provoca uno spostamento dell'equilibrio verso sinistra, con formazione di un solido e diminuzione della pressione di vapore.

 47 a) Risolvendo l'equazione $x^4 + 0,5x^3 - 1,097x^2 + 0,033x - 2,47 \times 10^{-4}$,

 b) dove $3x$ è la concentrazione di H_2 che si forma all'equilibrio;

 c) $P_x = [x]RT$

d) $K_P = \frac{P(\text{NH}_3)^2}{P(\text{H}_2)^3 P(\text{N}_2)} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{H}_2]^3 [\text{N}_2]} (RT)^{-2}$

 48 $[\text{NO}_2] = 0,045$ M; $[\text{NO}] = 0,070$ M; $[\text{N}_2\text{O}] = 0,042$ M; $[\text{O}_2] = 0,135$ M

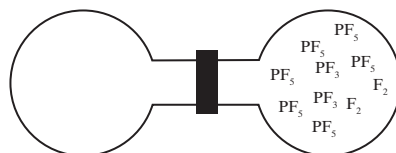
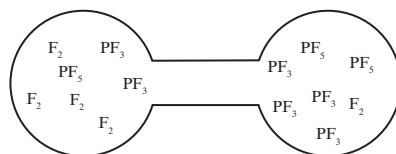
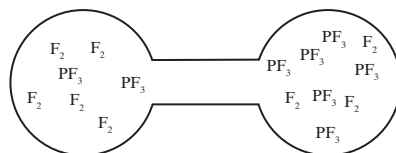
 49 a) e d) sono da scartare perché prevedono concentrazioni nulle dei reagenti all'equilibrio; c) è il grafico corretto perché riporta un valore di $[\text{BrCl}]$ uguale a $[\text{Br}_2]$ all'equilibrio, in accordo con i risultati ottenuti.

 50 All'equilibrio: $[\text{NO}_2] = [\text{NO}] = 0,0409$ M; $[\text{N}_2\text{O}] = [\text{O}_2] = 0,0391$ M.

 Dopo l'aggiunta di NO_2 : $[\text{NO}_2] = 0,0481$ M; $[\text{NO}] = 0,0381$ M; $[\text{N}_2\text{O}] = [\text{O}_2] = 0,0419$ M.

 51 a) The formation of PF_5 from PF_3 and F_2 results in a lowering of the total number of molecules and thus in a pressure fall. We calculate that $P(\text{PF}_5) = 0,0955$ atm; $P(\text{PF}_3) = P(\text{F}_2) = 0,1545$ atm.

b) Once the pressure is stable, there is a dynamic equilibrium between the three species.

 c) If the volume is reduced to 50%, the system reacts by increasing the concentration (and pressure) of PF_5 . We calculate that $P(\text{PF}_5) = P(\text{PF}_3) = P(\text{F}_2) = 0,25$ atm.


Soluzioni capitolo 17

- 1** Un acido è un donatore di protoni, una base è un accettore di protoni.
- 2** $HA + B \rightleftharpoons BH^+ + A^-$
acido base acido base
Due sostanze che differiscono per un solo protone, HA e A⁻, BH⁺ e B, costituiscono una coppia coniugata acido-base. L'acido è il membro della coppia che dona il protone; in questo caso, HA e BH⁺.
- 3** No, le due sostanze differiscono per più di un protone.
- 4** È una sostanza che può comportarsi sia da acido sia da base.
 $H_2O + HNO_3 \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$
base acido
 $H_2O + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
acido base
- 5** È sinonimo di *anfotero*. Indica la capacità di donare o accettare un protone.
- 6** Una sostanza anfotera deve poter cedere e acquistare un protone. NO₃⁻ non può cedere un protone e H₃O⁺ non può acquistarlo. H₂O e HSO₄⁻ sono sostanze anfotere.
- 7** $HPO_4^{2-} + OH^- \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_2O$
acido base
 $HPO_4^{2-} + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_2O$
base acido
- 8** Aumenta andando da sinistra verso destra lungo un periodo e dall'alto verso il basso lungo un gruppo.
- 9** HAt è più forte di HI, HBrO₃ è più forte di HAsO₃.
- 10** Perché presenta un maggior numero di atomi di ossigeno legati all'azoto.
- 11** Perché il legame S—H è più debole del legame O—H, essendo lo zolfo di maggiori dimensioni rispetto all'ossigeno.
- 12** CH₃CH₂O⁻. CH₃CH₂SH è un acido più forte di CH₃CH₂OH, essendo il legame S—H più debole del legame O—H. Di conseguenza la base coniugata è più debole.
- 13** Perché il cloro è più elettronegativo del selenio.
- 14** Perché base coniugata dell'acido HNO₂, più debole di HSO₃⁻, acido coniugato di SO₃²⁻, a causa del maggior numero di atomi di ossigeno e del fatto che S è più grande di N.
- 15** HClO (acido) e ClO⁻ (base), H₂O (base) e H₃O⁺ (acido). H₃O⁺ è un acido più forte di HClO.
- 16** The equilibrium lies on the left, because the position of the equilibrium is shifted on the side where the weaker acid and base are.

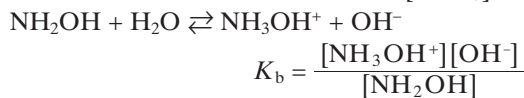
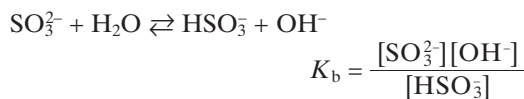
- 17** C₂H₃O₂⁻ è una base più forte di NO₂
- 18** L'equilibrio è spostato a sinistra.
- 19** La seconda, poiché F è più elettronegativo di H, determinando una polarizzazione del legame O—H.
- 20** Nella prima. La presenza di tre atomi di cloro anziché due determina una maggiore polarità del legame O—H.
- 21** HBr; H₂Te; CH₃SH
- 22** HIO₄; HClO₃; H₃AsO₄; H₂SO₄
- 23** a) Un acido è una specie ionica o molecolare che può accettare la condivisione di una coppia di elettroni per formare un legame covalente di coordinazione.
b) Una base è una specie ionica o molecolare che può mettere in condivisione una coppia di elettroni per formare un legame covalente di coordinazione.
- 24** Perché l'acqua (base di Lewis) cede una coppia di elettroni a H⁺ (acido di Lewis).
- 27** Perché il livello di valenza è completo.
- 28** Può comportarsi come base di Lewis avendo una coppia di elettroni non condivisi. Non può comportarsi come acido di Lewis perché il livello di valenza è completo.
- 29** Lo ione Al³⁺ accetta coppie elettroniche da sei molecole di acqua. Al³⁺ è un acido di Lewis e ogni molecola di acqua è una base di Lewis.
- 30** NH₃ è la base e H⁺ l'acido.
- 31** a) F⁻ è una base di Lewis perché possiede coppie di elettroni e un livello di valenza completo.
b) BeCl₂ è un acido di Lewis perché il livello di valenza di Be è incompleto.
c) SO₃ è una base di Lewis perché S può accettare una coppia di elettroni.
- 32** $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ $K_w = [H^+][OH^-]$
- 33** Soluzione acida: $[H^+] > [OH^-]$ pH < 7;
soluzione basica: $[H^+] < [OH^-]$ pH > 7;
soluzione neutra: $[H^+] = [OH^-]$ pH = 7
- 34** pH + pOH = pK_w = 14
- 35** HCl: pH = 1,7, pOH = 12,3, $[OH^-] = 5,0 \times 10^{-13}$ M
Ba(OH)₂: pH = 10,8, pOH = 3,15, $[OH^-] = 7,0 \times 10^{-4}$ M
- 36** $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
 $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$
- 37** $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$
 $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$
 $HAsO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons AsO_4^{3-} + H_3O^+$
 $(CH_3)_3NH^+ + H_2O \rightleftharpoons (CH_3)_3N + H_3O^+$

NOME

CLASSE

DATA

- 38 $\text{HNO}_2: K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4: K_a = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$
- $\text{HAsO}_4^{2-}: K_a = \frac{[\text{AsO}_4^{3-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAsO}_4^{2-}]}$
- $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+: K_a = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{N}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+]}$
- 39 $B + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^- \quad K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[B]}$
- 40 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{OH}^-$
 $\text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HAsO}_4^{2-} + \text{OH}^-$
 $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$
- 41 $\text{NO}_2^-: K_b = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^-: K_b = \frac{[\text{HAsO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{AsO}_4^{3-}]}$
- $\text{AsO}_4^{3-}: K_b = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]}$
- $(\text{CH}_3)_3\text{N}: K_b = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$
- 42 $K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}]}$
- 43 $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H} + \text{OH}^-$
 $K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-]}$
- 44 CN^-
- 47 $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$
- 48 $\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CHO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $K_a = \frac{[\text{CHO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCHO}_2]}$
- $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_3\text{O}^+$
 $K_a = \frac{[(\text{CH}_3)_2\text{NH}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+]}$
- $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 $K_a = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$
- 49 È più debole dell'acido acetico. $K_a = 1,82 \times 10^{-5}$
- 50 HA è più forte; $K_a(\text{HA}) = 6,92 \times 10^{-4}$;
 $K_a(\text{HB}) = 7,24 \times 10^{-5}$
- 51 $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$
 $K_b = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]}$
- 52 $(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$
 $K_b = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]}$



- 53 $5,56 \times 10^{-11}$
- 54 $\text{HF}; \text{N}_2\text{H}_5^+; \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+; \text{HO}_2^-; \text{H}_2\text{CrO}_4$
- 55 $\text{NH}_2\text{O}^-; \text{SO}_3^{2-}; \text{CN}^-; \text{H}_4\text{IO}_6^-; \text{NO}_2^-$
- 56 Acido/base
 a) $\text{HNO}_3/\text{NO}_3^-$ Acido/base
 b) $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{N}_2\text{H}_4$
 c) $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ $\text{N}_2\text{H}_5^+/\text{N}_2\text{H}_4$
 d) $\text{HIO}_3/\text{IO}_3^-$ $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4/\text{HC}_2\text{O}_4^-$
- 57 Acido/base
 a) $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$ Acido/base
 b) $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$ $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$
 c) HCN/CN^- $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
 d) $\text{H}_2\text{Se}/\text{HSe}^-$ $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$
- 58 H_2Se : Se è più grande di S;
 HI : I è più elettronegativo di Te;
 PH_3 : P è più grande di N.
- 59 HBr : Br è più grande di Cl;
 HF : F è più elettronegativo di O;
 HBr : Br è più grande ed elettronegativo di S.
- 60 HIO_4 : ci sono più atomi di ossigeno legati allo iodio;
 H_3AsO_4 : ci sono più atomi di ossigeno legati all'arsenico.
- 61 HClO_2 : ci sono più atomi di ossigeno legati al cloro;
 H_2SeO_4 : ci sono più atomi di ossigeno legati al selenio.
- 62 HClO_3 : il cloro è più elettronegativo di I;
 HClO_3 : il cloro è più elettronegativo di I e maggiore è il numero di atomi di O legati a Cl;
 HBrO_4 : Br è più elettronegativo di Se e ci sono più atomi di O.
- 63 H_3PO_4 : P è più elettronegativo di As;
 HNO_3 : N è più elettronegativo di C;
 HClO_4 : Cl è più elettronegativo di Se.
- 64 H^+ è l'acido di Lewis.
- 68 $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,55 \times 10^{-7} \text{ M}$;
 $\text{pH} = \text{pOH} = 6,8$;
 $\text{pH} + \text{pOH} = 13,6$;
 sì, è neutra perché $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$.
- 69 $[\text{D}^+] = [\text{OD}^-] = 3,0 \times 10^{-7} \text{ M}$; $\text{pD} = \text{pOD} = 6,5$
- 70 a) $4,2 \times 10^{-12} \text{ M}$;
 b) $7,1 \times 10^{-10} \text{ M}$;
 c) $1,8 \times 10^{-12} \text{ M}$;
 d) 0,0024
- 71 a) $2,8 \times 10^{-7} \text{ M}$;
 b) $1,5 \times 10^{-12} \text{ M}$;
 c) 0,040 M;
 d) $1,33 \times 10^{-10} \text{ M}$

- 72** a) 11,4;
b) 9,2;
c) 5,8;
d) 1,6

- 73** a) 7,4;
a) 2,2;
b) 12,6;
c) 4,1

75 4,7

75 4,8

- 76** a) $[H^+] = 7,24 \times 10^{-4} M$
 $[OH^-] = 1,38 \times 10^{-11} M$
b) $[H^+] = 1,66 \times 10^{-3} M$
 $[OH^-] = 6,02 \times 10^{-12} M$
c) $[H^+] = 5,62 \times 10^{-10} M$
 $[OH^-] = 1,78 \times 10^{-5} M$
d) $[H^+] = 5,75 \times 10^{-14} M$
 $[OH^-] = 0,174 M$
e) $[H^+] = 2,00 \times 10^{-6} M$
 $[OH^-] = 5,01 \times 10^{-9} M$

- 77** a) $[H^+] = 1,82 \times 10^{-6} M$
 $[OH^-] = 5,50 \times 10^{-9} M$
b) $[H^+] = 1,78 \times 10^{-4} M$
 $[OH^-] = 5,62 \times 10^{-11} M$
c) $[H^+] = 4,47 \times 10^{-10} M$
 $[OH^-] = 2,24 \times 10^{-5} M$
d) $[H^+] = 1,51 \times 10^{-8} M$
 $[OH^-] = 6,61 \times 10^{-7} M$
e) $[H^+] = 2,00 \times 10^{-6} M$
 $[OH^-] = 5,01 \times 10^{-9} M$

78 $[H^+] = 2,5 \times 10^{-6} M$; $[OH^-] = 4,0 \times 10^{-9} M$

79 $3,8 \times 10^{-4} M$

80 $[H^+] = 0,030 M$; $[OH^-] = 3,3 \times 10^{-13} M$; pH = 1,5

81 $[H^+] = 0,0025 M$; $[OH^-] = 4,0 \times 10^{-12} M$; pH = 2,6

82 $[OH^-] = 0,30 M$; pH = 13,48; pOH = 0,52

83 $[OH^-] = 0,0977 M$; pH = 12,99; pOH = 1,01;
 $[H^+] = 1,02 \times 10^{-13}$

84 $1,99 \times 10^{-3} M$

85 0,0288 g

86 16,7 ml

87 $1,32 \times 10^{-11} M$

88 $1,5 \times 10^{-11}$

89 $1,0 \times 10^{-4}$

90 $5,6 \times 10^{-3}$

91 $2,3 \times 10^{-11}$

92 $7,1 \times 10^{-11}$

93 $K_b = \frac{[HIO_3][OH^-]}{[IO_3^-]} = 1,7 \times 10^{-14}$ Più debole

94 $[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+] = 4,58 \times 10^{-3} M$;
 $[HC_3H_5O_3] = 0,145 M$;
pH = 2,34

95 $[H^+] = [HO_2] = 5,19 \times 10^{-7} M$
 $[H_2O_2]_{eq} = [H_2O_2]_i = 0,15 M$
pH = 6,28

96 pH = 2,78; 1,07%

97 $[H^+] = [C_6H_5O^-] = 2,6 \times 10^{-3} M$;
 $[H_6C_6H_5O] = 0,050$
 $5,1 \times 10^{-3}\%$

98 10,2

99 9,24

100 0,461 M

101 0,153 mol

102 $[H^+] = [Cl^-] + [OH^-]$

$$[H^+] = C_a + \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[H^+] = \frac{C_a + \sqrt{C_a^2 + 4K_w}}{2}$$

$$[H^+] = 1,01 \times 10^{-6} M$$

103 Evaluating the concentration of the ionized form as 10×10^{-2} . The percentage of the formic acid that has ionized in the solution is $(10 \times 10^{-2}/0,50) \times 100 = 1,00\%$.

104 $[H^+] = 10^{-3} M$, necessaria per avere pH = 3.
 $[H^+]_i = 1,00 \times 10^{-2} M$

Occorre neutralizzare $([H^+]_i - [H^+]) \times 0,15 l = 1,35 \times 10^{-3}$ mol di acido, corrispondenti a $(1,35 \times 10^{-3}) \times MM_{NaOH} = 0,0540 g$

105 2,80

106 2,78

107 $3,51 \times 10^{-4} g$

NOME

CLASSE

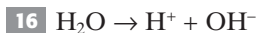
DATA

Soluzioni capitolo 18

- 1 Basica, a causa dell'idrolisi dell'anione (base coniugata di un acido debole).
- 2 Basica. È il sale di un acido diprotico.
- 3 NaI: neutra;
KF: basica;
(NH₄)₂SO₄: acida;
KCN: basica;
KC₂H₃O₂: basica;
CsNO₃: neutra;
KBr: neutra
- 4 AlCl₃ produce una soluzione acida: la cartina al tornasole diventa rossa.
- 5 Perché ha un'elevata densità di carica, quindi polarizza il legame O—H dell'acqua a tal punto da indurre il rilascio di uno ione H⁺.
- 6 Aumenta l'acidità del terreno per l'idrolisi acida dello ione ammonio.
- 7 $K_b < K_a$ perché l'idrolisi acida dello ione ammonio supera quella alcalina dello ione acetato.
- 8 $\text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- 9 a) $\text{H}_2\text{CO}_3(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{HCO}_3^-(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 $\text{HCO}_3^-(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(aq)$
b) $\text{H}_2\text{PO}_4^-(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{HPO}_4^{2-}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 $\text{HPO}_4^{2-}(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-(aq)$
c) $\text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 $\text{NH}_3(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{NH}_4^+(aq)$
- 10 Il tampone 1, perché contiene la base più concentrata.
- 11 $\text{HCO}_3^-(aq) + \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(aq)$
 $\text{HCO}_3^-(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightarrow \text{CO}_3^{2-}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- 12 4,66
- 13 a) $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HASO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 $\text{HASO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$
b) $K_{a1} = 6,3 \times 10^{-3}$
 $K_{a2} = 1,3 \times 10^{-7}$
 $K_{a3} = 3,2 \times 10^{-12}$
c) K_{a3} per HPO_4^{2-} vale $4,5 \times 10^{-13}$ e per HASO_4^{2-} vale $3,2 \times 10^{-12}$, quindi lo ione HASO_4^{2-} è più acido.
- 14 $K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$
 $K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_3^{2-}]}{[\text{HSO}_3^-]}$
- 15 $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}^+$
 $\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- \rightarrow \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$
 $\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-} + \text{H}^+$
 $K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-]}{[\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7]}$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}]}{[\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-]}$$

$$K_{a3} = \frac{[\text{H}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}]}{[\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}]}$$

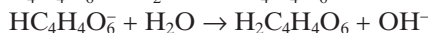
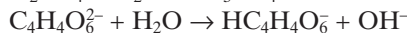
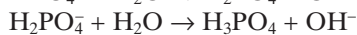
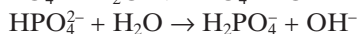
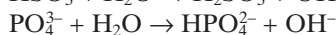
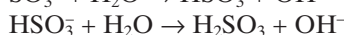
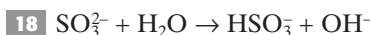


$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_c[\text{H}_2\text{O}]^2$$



$$17 \text{3,9; } [\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = 1,3 \times 10^{-4} \text{ M; } [\text{CO}_3^{2-}] = 4,7 \times 10^{-11} \text{ M}$$



19 Basica

20 Acida

21 Punto di equivalenza: quando si sono combinate quantità equivalenti di acido e di base.
Punto finale: quando avviene il viraggio.

22 Un indicatore acido-base è un acido debole che assume colore diverso in forma acida (non ionizzata) o basica (ionizzata). Perché con un forte eccesso di indicatore si consuma una certa quantità di titolante, e perché il viraggio viene apprezzato meglio con piccole dosi di indicatore.

23 Perché il rosso etile ha il viraggio in un intervallo di pH moderatamente acido, quale quello che risulta nella titolazione di NH₃ con HCl diluito.

24 La fenolftaleina, perché l'aggiunta di una sola goccia di titolante può spostare il pH di varie unità.

25 No, perché il punto di equivalenza si trova a pH basico, mentre il metilarancio è adatto per titolare una base debole con un acido forte.

26 Il prodotto ionico è il prodotto delle concentrazioni molari. Il prodotto di solubilità è la costante di equilibrio, ed è uguale al prodotto delle concentrazioni ioniche.

$$27 K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

28 L'effetto dello ione comune consiste nella diminuzione di solubilità di un composto ionico in presenza di uno ione comune. Per esempio nel caso di AgCl, l'aggiunta di AgNO₃ o di KCl fa ulteriormente diminuire la solubilità di AgCl. Secondo il principio di Le Châtelier aumentando la concentrazione di uno ione a comune occorre, per mantenere K_{ps} costante, diminuire la concentrazione dell'altro ione in soluzione tramite la precipitazione del sale.

- 29** Perché aumentando la concentrazione dello ione acetato l'equilibrio si sposta a sinistra. Infatti lo ione acetato è in comune con l'acido acetico, grazie all'equilibrio di ionizzazione dell'acido debole.
- 30** Occorre che il prodotto delle concentrazioni degli ioni in soluzione sia maggiore del K_{ps} .
- 31** $K_{ps} = [Ba^{2+}][C_2O_4^{2-}]$
 $K_{ps} = [Ag^+]^3[PO_4^{3-}]$
- 32** No
- 33** Non si avrà alcuna precipitazione.
- 34** 11,3; $[HCN] = 1,8 \times 10^{-3} M$
- 35** 8,5; $[HNO_2] = 3,0 \times 10^{-6} M$
- 36** 5,7
- 37** 4,6
- 38** 9,7
- 39** 4,7
- 40** $1,4 \times 10^{-5}$
- 41** $5,4 \times 10^{-7}$
- 42** 0,77%
- 43** 8,42 g
- 44** 11
- 45** Maggiore perché prevale la basicità.
- 46** 5,0
- 47** 5,0
- 48** 9,0
- 49** 9
- 50** $[NH_4^+]$ diminuisce da 0,20 a 0,19 M; $[NH_3]$ diminuisce da 0,25 a 0,22 M.
- 51** $[C_2H_3O_2^-]$ passa da 0,25 a 0,21 M; $[HC_2H_3O_2]$ passa da 0,15 a 0,08 M.
- 52** Il pH passa da 4,97 a 4,75.
- 53** Il pH passa da 4,97 a 5,02.
- 54** Il pH passa da 9,0 a 8,9.
- 55** Il pH passa da 9,0 a 9,1.
- 56** 1,01
- 57** 0,189
- 58** pH iniziale = 4,79; pH finale = 4,73; pH dopo l'aggiunta di acqua = 1,78
- 59** 4.14 ml; 7.48×10^{-5} ml
- 60** 2,5
- 61** $[H^+] = [HC_4H_4O_6^-] = 2,1 \times 10^{-2} M$; $[C_4H_4O_6^{2-}] = 4,3 \times 10^{-3} M$
- 62** 0,84; $[H^+] = [H_2PO_4^-] = 0,15 M$; $[HPO_4^{2-}] = 6,3 \times 10^{-8} M$; $[PO_4^{3-}] = 1,9 \times 10^{-19} M$; $[OH^-] = 6,8 \times 10^{-14} M$; $[H_3PO_4] \approx 3,0 M$
- 63** 1; $[H^+] = [H_2PO_3^-] = 0,1 M$; $[HPO_3^{2-}] = 2,6 \times 10^{-7} M$
- 64** 10; $[HSO_3^-] = 1,3 \times 10^{-4} M$; $[H_2SO_3] = 8,3 \times 10^{-13} M$
- 65** 2,1
- 66** 23,38 g
- 67** 13; $[HPO_4^{2-}] = 0,10 M$; $[H_2PO_4^-] = 6,3 \times 10^{-8} M$; $[H_3PO_4] = 8,4 \times 10^{-19} M$
- 68** 8,2
- 70** 10,8
- 71** a) 2,87; b) 4,35; c) 4,75; d) 8,72
- 72** $K_{ps} = [Ca^{2+}][F^-]^2$
 $K_{ps} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$
 $K_{ps} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$
 $K_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$
 $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$
 $K_{ps} = [Cu^{2+}][OH^-]^2$
- 73** $K_{ps} = [Ag^+][I^-]$
 $K_{ps} = [Ag^+]^3[PO_4^{3-}]$
 $K_{ps} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$
 $K_{ps} = [Al^{3+}][OH^-]^3$
 $K_{ps} = [Zn^{2+}][CO_3^{2-}]$
 $K_{ps} = [Zn^{2+}][OH^-]^2$
- 74** $1,10 \times 10^{-10}$
- 75** $4,79 \times 10^{-2} M$; $2,30 \times 10^{-3}$
- 76** $2,8 \times 10^{-18}$
- 77** $5,8 \times 10^{-38}$
- 78** $8,1 \times 10^{-3} M$
- 79** $6,5 \times 10^{-5} M$
- 80** $1,3 \times 10^{-4} M$
- 81** $1,2 \times 10^{-3} M$
- 82** LiF; $4,1 \times 10^{-2} M$; $7,5 \times 10^{-3} M$
- 83** $1,98 \times 10^{-7}$ g/100 ml; $4,95 \times 10^{-5}$ g/100 ml; $Zn(CN)_2$
- 84** $4,9 \times 10^{-3} M$
- 85** $6,7 \times 10^{-5} M$. $6,7 \times 10^{-4}$ g/100 ml
- 86** a) $4,4 \times 10^{-4} M$; b) $9,5 \times 10^{-6} M$; c) $9,5 \times 10^{-7} M$; d) $6,3 \times 10^{-7} M$
- 87** a) $3,3 \times 10^{-7} M$; b) $3,2 \times 10^{-19} M$; c) $4,0 \times 10^{-20} M$; d) $1,1 \times 10^{-8} M$
- 88** $1,6 \times 10^{-3} M$
- 89** $1,2 \times 10^{-9} M$
- 90** No, non si forma.
- 91** Sì, si forma.
- 92** a) No; b) sì
- 93** No
- 94** Sì, perché il pH dipende solo dalla K_a e dal rapporto fra le concentrazioni di acido e base coniugata. Per aggiunta di HCl: $C_3H_5O_2^- + H^+ \rightarrow HC_3H_5O_2$
Per aggiunta di NaOH: $HC_2H_3O_2 + OH^- \rightarrow C_2H_3O_2^- + H_2O$
- 95** $[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_a}}$
Because the whole acid has been converted into its conjugated base.

NOME

CLASSE

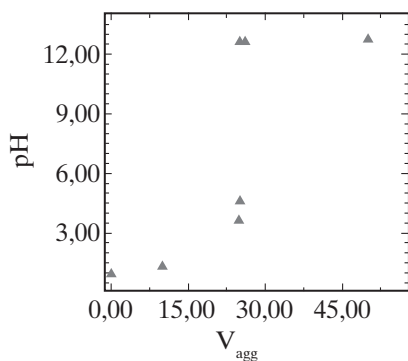
DATA

96 m (acido acetico) = 0,8080 g; m (acetato di sodio diidrato) = 0,0386 g; $[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2] = 0,0538 \text{ M}$; $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-] = 0,0274 \text{ M}$; $\text{pH} = 12,60$; $\text{pH} = 1,40$

97 2,5

98

V (ml)	pH
0,0000	1,000
10,00	1,368
24,90	3,698
24,99	4,699
25,00	12,70
25,01	12,70
25,10	12,70
26,00	12,71
50,00	12,82



99 Calcolo la concentrazione di Pb^{2+} e di Br^- , che vale $5 \times 10^{-3} \text{ M}$. Il prodotto ionico $[\text{Pb}^{2+}][\text{Br}^-]^2$ risulta inferiore a K_{ps} , quindi non si forma alcun precipitato. Per questo motivo, le concentrazioni degli ioni sono quelle aggiunte all'inizio (assumendo l'additività dei volumi).

Soluzioni capitolo 19

- 1** Una cella galvanica è formata da due semicelle, ognuna contenente un elettrodo in contatto con un elettrolita. Nelle due semicelle avvengono, separatamente e contemporaneamente, la reazione di ossidazione e quella di riduzione.
- 2** Il ponte salino serve a garantire l'elettroneutralità della soluzione, permettendo ai cationi di muoversi verso il catodo e agli anioni verso l'anodo.
- 3** Perché altrimenti gli elettroni passerebbero direttamente da Cu ad Ag^+ e non ci sarebbe passaggio di corrente elettrica.
- 4** All'anodo avviene una ossidazione ed è carico negativamente, al catodo avviene una riduzione ed è carico positivamente.
- 5** Gli elettroni si spostano dall'anodo, dove vengono liberati durante l'ossidazione, verso il catodo dove vengono utilizzati per la riduzione.
- 6** $\text{Mg}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$
Per costruire la cella galvanica si allestisce una semicella contenente una barretta di Mg immersa in una soluzione di un suo sale, per esempio MgCl_2 , e una semicella contenente una barretta di Cu immersa in una soluzione di un suo sale, per esempio CuSO_4 . Al catodo avviene la riduzione degli ioni rame.
- 7** $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^-$
 $\text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}_{(s)}$
Lo stagno forma il catodo e l'alluminio forma l'anodo.
- 8** Il numero di elettroni scambiati: lo stagno perde due elettroni mentre il manganese ne acquista tre. Inoltre non sono bilanciate le cariche nette (+1 a sinistra e 0 a destra).
- 9** Bisogna sottrarre il potenziale standard di riduzione della sostanza che si ossida a quello della sostanza che si riduce.
- 10** Joule/Coulomb. Rappresentano l'energia in Joule erogata dal passaggio di corrente elettrica.
- 11** No, non è possibile. Perché le reazioni di ossidazione e di riduzione devono sempre avvenire simultaneamente.
- 12** L'elettrodo a idrogeno è formato da un elettrodo di platino platinato (ovvero di platino ricoperto di platino finemente suddiviso), immerso in una soluzione in cui la concentrazione di ioni H^+ è pari a 1.00 M, su cui gorgoglia H_2 alla pressione di 1 atm. Alla temperatura di 25 °C il potenziale di riduzione di questa semicella è pari a 0.00 V.
- 13** Se il potenziale di riduzione è positivo significa che la tendenza della sostanza a ridursi è superiore a quella dello ione H^+ , e viceversa se è positivo significa che la tendenza a ridursi è inferiore a quella dello ione H^+ .
- 14** -0,34 V
- 15** The reading of the cell potential obtained by combining a hydrogen electrode and a hemicell built up with the metal (see Figure 19.9 of the book).
- 16** $\text{Fe} + 3\text{Ag}^+ \rightarrow 3\text{Ag} + \text{Fe}^{3+}$
- 17** All'anodo è presente una soluzione che contiene ioni Fe^{2+} e Fe^{3+} 1 M (ottenuta per esempio solubilizzando FeCl_2 e FeCl_3), al catodo è presente una soluzione contenente ioni Br^- 1 M (per esempio da KBr) e Br_2 liquido.
 $2\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^- + 2\text{Fe}^{3+}$
- 18** Sulla facilità di ossidarsi di ciascun metallo.
- 19** $0,46 = E^\circ(\text{Ag}^+) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}) = E^\circ(\text{Ag}^+) - 0,34$, da cui $E^\circ(\text{Ag}^+) = 0,46 + 0,34 = 0,80$ V
- 20** $1,93 = -0,44 - E^\circ(\text{Mg}^{2+})$, da cui $E^\circ(\text{Mg}^{2+}) = -0,44 - 1,93 = -2,37$ V
- 21** Processo di scarica:
al catodo: $\text{PbO}_2(s) + 3\text{H}^+(aq) + \text{HSO}_4^-(aq) + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$
all'anodo: $\text{Pb}(s) + 3\text{HSO}_4^-(aq) \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + \text{H}^+(aq) + 2e^-$
Perché si collegano in serie 6 celle, ciascuna delle quali eroga 2 V, per cui il voltaggio totale ammonta a 12 V.
- 22** Processo di ricarica:
al catodo: $\text{PbSO}_4(s) + \text{H}^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Pb}(s) + 3\text{HSO}_4^-(aq)$
all'anodo: $\text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO}_2(s) + 3\text{H}^+(aq) + \text{HSO}_4^-(aq) + 2e^-$
- 23** Al catodo: $2\text{MnO}_2(s) + 2\text{NH}_4^+(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(s) + 2\text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}$
all'anodo: $\text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$
- 24** Nella pila a secco alcalina è presente un ambiente basico.
- 25** L'elettrodo positivo è l'anodo e quello negativo è il catodo.
- 26** La conduzione metallica è dovuta al movimento di elettroni dall'anodo verso il catodo. La conduzione elettrolitica prevede il movimento degli ioni in soluzione o allo stato fuso.
- 27** Perché gli ioni si spostano verso gli elettrodi (i cationi verso il catodo e gli anioni verso l'anodo), dove i cationi subiscono il processo di riduzione e gli anioni quello di ossidazione. Una volta che i prodotti delle reazioni si depositano o si liberano agli elettrodi, lasciano il posto ad altri ioni. Sono dunque queste reazioni a determinare il movimento degli ioni nella soluzione o nel fuso.

NOME

CLASSE

DATA

- 28** Perché in soluzione acquosa verrebbe ridotta e ossidata H_2O anziché gli ioni sodio e cloruro.
Al catodo: $\text{Na}^+(l) + e^- \rightarrow \text{Na}(l)$
All'anodo: $2\text{Cl}^-(l) \rightarrow \text{Cl}_2(g) + 2e^-$
 $2\text{Na}^+(l) + 2\text{Cl}^-(l) \rightarrow 2\text{Na}(l) + \text{Cl}_2(g)$
- 29** Ossidazione: $2\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4e^-$
riduzione: $2\text{H}_2\text{O}(l) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$
- 30** Al catodo il pH aumenta e all'anodo diminuisce. Il K_2SO_4 serve a mantenere l'elettroneutralità della soluzione nei pressi degli elettrodi, tramite la migrazione di K^+ verso il catodo e di SO_4^{2-} verso l'anodo.
- 31** 1 F è la carica elettrica trasportata da 1 mol di elettroni e vale $9,65 \cdot 10^4$ C. Il prodotto fra l'intensità di corrente e il tempo fornisce la carica elettrica (in C), che divisa per $9,65 \cdot 10^4$ C dà il numero di moli di elettroni trasportate.
- 32** Occorre più tempo per depositare 0,10 mol di Cr perché sono necessarie 0,30 mol di elettroni mentre per depositare 0,10 mol di Cu occorrono 0,20 mol di elettroni. Le moli di elettroni trasferite sono date da $I \cdot t/9,65 \cdot 10^4$ e quindi sono proporzionali al tempo t in cui passa la corrente.
- 33** Nella cella contenente Ag^+ perché per ridursi ad Ag acquista solo un elettrone, mentre Cu^{2+} ha bisogno di due elettroni.
- 34** In quella contenente Cu in quanto il rame ha una massa atomica maggiore del ferro.
- 35** a) $\text{Cd}(s) \rightarrow \text{Cd}^{2+}(aq) + 2e^-$
 $\text{Au}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Au}(s)$
 $3\text{Cd}(s) + 2\text{Au}^{3+}(aq) \rightarrow 3\text{Cd}^{2+}(aq) + 2\text{Au}(s)$
b) $\text{Pb}(s) + 3\text{HSO}_4^-(aq) \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + \text{H}^+(aq) + 2e^-$
 $\text{PbO}_2(s) + 3\text{H}^+(aq) + \text{HSO}_4^-(aq) + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Pb}(s) + \text{PbO}_2(s) + 2\text{H}^+(aq) + 4\text{HSO}_4^-(aq) \rightarrow 2\text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}$
c) $\text{Cr}(s) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^-$
 $\text{Cu}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$
 $2\text{Cr}(s) + 3\text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{Cu}(s)$
- 36** a) $\text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + 2e^-$
 $\text{Cr}^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow \text{Cr}(s)$
 $2\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{Zn}(s) \rightarrow 2\text{Cr} + 3\text{Zn}^{2+}(aq)$
b) $\text{Fe}(s) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + 2e^-$
 $\text{Br}_2(aq) + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-(aq)$
 $\text{Br}_2(aq) + \text{Fe}(s) \rightarrow 2\text{Br}^-(aq) + \text{Fe}^{2+}(aq)$
c) $\text{Mg}(s) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + 2e^-$
 $\text{Sn}^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow \text{Sn}(s)$
 $\text{Mg}(s) + \text{Sn}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Sn}(s) + \text{Mg}^{2+}(aq)$
- 37** a) $\text{Fe}(s) | \text{Fe}^{2+}(aq) || \text{Cd}^{2+}(aq) | \text{Cd}(s)$
b) $\text{Pt}(s) | \text{Br}_2(aq), \text{Br}^-(aq) || \text{Cl}_2(g), \text{Cl}^-(aq) | \text{Pt}(s)$
c) $\text{Ag}(s) | \text{Ag}^+(aq) || \text{Au}^{3+}(aq) | \text{Au}(s)$
- 38** a) $\text{Pt}(s) | \text{Fe}^{3+}(aq), \text{Fe}^{2+}(aq) || \text{NO}_3^-(aq), \text{NO}(g) | \text{Pt}(s)$
b) $\text{Ni}(s) | \text{Ni}^{2+}(aq) || \text{Ag}^+(aq) | \text{Ag}(s)$
c) $\text{Mg}(s) | \text{Mg}^{2+}(aq) || \text{Cd}^{2+}(aq) | \text{Cd}(s)$
- 39** a) $E^\circ_{\text{cella}} = 0,00 - 0,34 = -0,34$ V, non spontanea
b) $E^\circ_{\text{cella}} = 0,96 - 0,34 = +0,62$ V, spontanea
c) $E^\circ_{\text{cella}} = 1,07 - 1,63 = -0,56$ V, non spontanea
d) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,74 + 0,76 = +0,02$ V, spontanea.
- 40** $\text{Sn}(s); \text{Br}^-(aq); \text{Zn}(s); \text{I}^-(aq)$
- 41** $\text{MnO}_4^-(aq); \text{Au}^{3+}(aq); \text{PbO}_2(s); \text{NiO}_2(s)$
- 42** a) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,40 + 0,44 = 0,04$ V
b) $E^\circ_{\text{cella}} = +1,07 - 1,36 = -0,29$ V
c) $E^\circ_{\text{cella}} = +1,42 - 0,80 = 0,62$ V
- 43** a) $E^\circ_{\text{cella}} = +0,96 - 0,77 = 0,19$ V
b) $E^\circ_{\text{cella}} = +0,80 + 0,25 = 1,05$ V
c) $E^\circ_{\text{cella}} = -0,40 + 2,37 = 1,97$ V
- 44** a) sì
b) no
c) sì
- 45** a) no
b) sì
c) sì
- 46** $E^\circ_{\text{cella}} = 1,51 - 0,77 = 0,74$ V
- 47** $E^\circ_{\text{cella}} = 0,80 + 0,44 = 1,24$ V
- 48** a) $\text{Zn}(s) | \text{Zn}^{2+}(aq) || \text{Co}^{2+}(aq) | \text{Co}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = -0,28 + 0,76 = 0,48$ V
catodo = Co, anodo = Zn
b) $\text{Mg}(s) | \text{Mg}^{2+}(aq) || \text{Ni}^{2+}(aq) | \text{Ni}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = -0,25 + 2,37 = 2,12$ V
catodo = Ni, anodo = Mg
c) $\text{Sn}(s) | \text{Sn}^{2+}(aq) || \text{Au}^{3+}(aq) | \text{Au}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 1,42 + 0,14 = 1,56$ V
catodo = Au, anodo = Sn
- 49** a) $\text{Cu}(s) | \text{Cu}^{2+}(aq) || \text{BrO}_3^-(aq), \text{Br}^-(aq) | \text{Pt}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 1,44 - 0,34 = 1,10$ V
catodo = Pt, anodo = Cu
b) $\text{Pt}(s) | \text{Fe}^{2+}(aq), \text{Fe}^{3+}(aq) || \text{Ag}^+(aq) | \text{Ag}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 0,80 - 0,77 = 0,03$ V
catodo = Ag, anodo = Pt
c) $\text{Pt}(s) | \text{NO}(g), \text{NO}_3^-(aq) || \text{MnO}_4^-(aq), \text{Mn}^{2+}(aq) | \text{Pt}(s)$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 1,51 - 0,96 = 0,55$ V
catodo = Pt(Mn), anodo = Pt(NO_3^-).
- 50** $\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{I}^- \rightarrow 3\text{I}_2 + \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 1,44 - 0,54 = 0,90$ V
- 51** $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{Pb} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
 $E^\circ_{\text{cella}} = 1,23 + 0,27 = 1,50$ V
- 52** $4\text{HClO} + 2\text{H}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 53** $\text{Br}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Br}^- + \text{I}_2$
- 54** No
- 55** Sì
- 56** 2,01 V
- 57** 0,155 V
- 58** $2,61 \times 10^{-4}$ M
- 59** $E_{\text{cella}} = 2,05 + 0,0592$
 $\log\left(\frac{[\text{H}^+]}{[\text{HSO}_4^-]}\right)$

- 60** Perché il potenziale di riduzione della coppia H^+/H_2 è maggiore di quello di K^+/K e quello di riduzione della coppia SO_4^{2-}/H_2SO_3 è inferiore a quello della coppia O_2/H_2O
- 61** L'acqua si riduce a H_2 . L'acqua si ossida ad O_2
 $2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$
- 62** H_2
- 63** a) 2400 C
b) 12 000 C
c) 32 400 C
- 64** a) $2,49 \times 10^{-2}$ F
b) $1,24 \times 10^{-1}$ F
c) $3,36 \times 10^{-1}$ F
- 65** a) $0,40 \text{ mol } e^-$
b) $0,70 \text{ mol } e^-$
c) $4,50 \text{ mol } e^-$
d) $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol } e^-$
- 66** $0,411 \text{ mol } e^-$, $1,29 \text{ mol } e^-$
- 67** $0,111 \text{ mol } e^-$, $3,71 \times 10^{-2} \text{ mol Cr}$
- 68** 44,6 min
- 69** 0,268 g $Fe(OH)_2$
- 70** 3,29 g Cl_2
- 71** 51,6 ore
- 72** 6,04 ore
- 73** 66,2 A
- 74** $50,8 \times 10^3$ A
- 75** 0,249 A
- 76** 3,9 min
- 77** 1,13
- 78** $E_{\text{cella}} = 1,048 \text{ V}$
- 79** $E_{\text{cella}} = 1,54 \text{ V}$
- 80** $E_{\text{cella}} = 0,24 \text{ V}$
- 81** 123,6 A

NOME

CLASSE

DATA

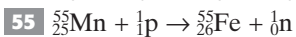
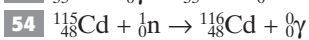
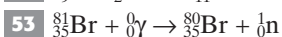
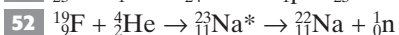
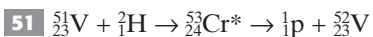
Soluzioni capitolo 20

- 1 Che emette spontaneamente fasci di particelle e/o radiazioni elettromagnetiche.
- 2 Mass moves at ordinary speed.
- 3 La somma di tutta l'energia e di tutta la massa presenti nell'universo è costante; $\Delta E = \Delta m_0 \cdot c^2$
- 4 Perché parte della massa si trasforma in energia quando i nucleoni si uniscono per formare il nucleo.
- 5 α , β , γ
- 6 a) nuclei di elio; b) elettroni; c) fotoni ad elevata energia
- 7 Perché possiedono massa maggiore.
- 8 I raggi γ sono emessi per transizioni energetiche all'interno del nucleo; mentre i raggi X hanno energie minori e sono emessi da elettroni che bombardano un nucleo metallico.
- 9 Perché un e^- interno viene catturato dal nucleo, la lacuna elettronica viene riempita da un e^- più esterno con emissione di raggi X.
- 10 Una zona che contiene tutti i nuclei stabili o con un $t_{1/2}$ così lungo da essere irrilevante.
- 11 Bario-140, perché possiede protoni e neutroni in numero pari
- 12 Stagno-112 ha protoni e neutroni pari, mentre Indio-112 ha protoni e neutroni entrambi dispari.
- 13 Il lantanio-139 possiede un numero pari di neutroni, a differenza del Lantanio-140.
- 14 valutare il rapporto neutroni/protoni
- 15 L'emissione α libera 2 protoni e 2 neutroni ed è tipica degli elementi che possiedono numeri atomici elevati.
- 16 β ; diminuisce il rapporto neutroni/protoni
- 17 positroni; aumenta il rapporto neutroni/protoni
- 18 Un protone si trasforma in un neutrone; sotto la banda di stabilità.
- 19 Il nucleo composto tende a liberarsi dell'energia assunta dalla particella che l'ha bombardato, emettendo particelle ed energia.
- 20 Il tipo di decadimento dipende dall'energia nucleare del nucleo di Alluminio-27 e dalla via migliore per stabilizzarsi.
- 21 Fluoro-17
- 22 la capacità di ionizzare un gas a bassa pressione
- 23 Piccole quantità di radiazioni possono essere molto dannose, non tanto per l'energia associata quanto per le specie radioattive prodotte.
- 24 ${}^{137}\text{Cs}$; $3,7 \times 10^{10}$ Bq
- 25 Per consentire l'analisi in tempi opportuni e poi ridurre la propria emissione; che l'analisi perde in precisione.
- 26 Perché possiede massa troppo elevata e le particelle α vengono assorbite dalle cellule, con conseguenti danni.
- 27 Perché l'assenza di carica del neutrone gli permette più facilmente di attraversare la nube elettronica e raggiungere il nucleo.
- 28 a) neutroni con moto lento ed energia cinetica in equilibrio termico con l'ambiente circostante; b) la frammentazione di un nucleo in due nuclei più piccoli per bombardamento di un neutrone; c) un isotopo che si frammenta per bombardamento da parte di un neutrone
- 29 Uranio-235; Uranio-239; Plutonio-239
- 30 Perché ogni frammentazione genera uno o più neutroni che possono bombardare nuovi nuclei.
- 31 Perché ogni frammentazione può originare più neutroni, amplificando la reazione rispetto all'inizio.
- 32 La massa al di sotto della quale non si innesca la reazione a catena; perché se è troppo piccola i neutroni prodotti si disperdono senza alimentare la reazione a catena.
- 33 Rallentare i neutroni secondari finché non diventano neutroni termici.
- 34 Perché il sistema è costantemente raffreddato e i neutroni rallentati.
- 35 $1,11 \times 10^{-11}$ g
- 36 890×10^3 J = $m \cdot (3 \times 10^8 \text{ m/s})^2$; $m = 9,89 \times 10^{-12}$ kg = 9,89 ng
- 37 3,18 mg
- 38 $1,79 \times 10^{-13}$ J/nucleone
- 39 $4,53 \times 10^{-13}$ J/nucleone
- 40 $1,37 \times 10^{-12}$ J/nucleone; il grafico 20.5 mostra che il ferro-56 è l'isotopo con energia di legame per nucleone maggiore
- 41 a) ${}^{211}_{83}\text{Bi}$; b) ${}^{177}_{72}\text{Hf}$; c) ${}^{218}_{84}\text{Po}$; d) ${}^{19}\text{F}$
- 42 a) ${}^{252}_{94}\text{Pu}$; b) ${}^{146}_{57}\text{La}$; c) ${}^{58}_{28}\text{Ni}$; d) ${}^{68}_{31}\text{Ga}$
- 43 a) ${}^{242}_{94}\text{Pu} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{238}_{92}\text{U}$;
b) ${}^{28}_{12}\text{Mg} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{28}_{13}\text{Al}$;
c) ${}^{29}_{14}\text{Si} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{29}_{13}\text{Al}$;
d) ${}^{37}_{18}\text{Ar} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{37}_{17}\text{Cl}$
- 44 a) ${}^{55}_{26}\text{Fe} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{55}_{25}\text{Mn}$;
b) ${}^{42}_{19}\text{K} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{42}_{20}\text{Ca}$;
c) ${}^{93}_{44}\text{Ru} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{93}_{43}\text{Tc}$;
d) ${}^{251}_{98}\text{Cf} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{247}_{96}\text{Cm}$
- 45 a) ${}^{88}_{38}\text{Sr}$; b) ${}^{121}_{50}\text{Sn}$; c) ${}^{50}_{25}\text{Mn}$; d) ${}^{257}_{100}\text{Fm}$
- 46 un neutrone
- 47 ${}^{58}_{26}\text{Fe}$
- 48 Il decadimento per emissione positronica, perché il rapporto tra neutroni e protoni è basso:
 ${}^{38}_{19}\text{K} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{38}_{18}\text{Ar}$.
- 49 0,0469 mg
- 50 0,563 ng

NOME

CLASSE

DATA

**57** 1/256**58** 140 anni**59** 430 s**60** $2,35 \times 10^7 \text{Bq}$; $635 \mu\text{Ci}$ **61** $2,63 \times 10^{-6} \text{s}^{-1}$; $2,64 \times 10^5 \text{s}$ **62** Pb**63** Because both of the nitrogen atoms coexist in the same molecule of N_2O_3 and when they dissociate again is equally likely that molecule breaks into $\text{NO} + \text{NO}_2$ or into $\text{NO}_2 + \text{NO}$.**64** $5,81 \times 10^{-5} \text{g}$ **65** 1720 anni

NOME

CLASSE

DATA

Soluzioni capitolo 21

- 1 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 2 $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$
- 3 $\text{C}_{23}\text{H}_{48}$
- 4 se fosse ionico la sua formula minima sarebbe CH_2O ; i composti organici sono raramente ionici
- 5 CO ; NaHCO_3 ; K_2CO_3
- 6 perché gli atomi di carbonio si legano fra loro dando origine ad un'infinità di possibilità differenti
- 7 CH_3
- 8 c
- 9 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 10 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 11 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 12 equatoriale
- 13 possedere la stessa formula bruta ma una differente disposizione degli atomi nello spazio
- 14 no, perché non hanno la stessa formula bruta
- 15 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 16 2,2-dimetilpropano; 2-metilbutano; pentano; perché le ramificazioni abbassano il punto di ebollizione
- 17 no
- 18 la presenza del legame π
- 19 perché influenza la reattività dell'intera molecola
- 20 perché contengono atomi diversi dai soli carbonio e idrogeno, spesso con maggiore elettronegatività
- 21 perché il gruppo OH instaura legami a idrogeno con le molecole d'acqua
- 22 il butano, perché è minore il numero di interazioni molecolari
- 23 perché nell'esanolo inizia ad essere predominante la catena idrocarburica rispetto al gruppo alcolico
- 24 c; a; c forma il maggior numero di interazioni molecolari, a il minore
- 25 b, perché forma legami a idrogeno con l'acqua
- 26 b, perché le molecole lineari formano un numero maggiore di interazioni molecolari
- 27 a) CH_4 , combustibile casalingo; b) C_2H_6 , preparazione dell'etene; c) C_3H_8 , combustibile automobili e fornelli; d) C_4H_{10} , combustibile automobili e refrigerante
- 28 CH_3OH ; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 29 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 30 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 31 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 32 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 33 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 34 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 35 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 36 anidride carbonica e acqua
- 37 $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$;
 $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 17\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO} + 18\text{H}_2\text{O}$;
 $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 9\text{O}_2 \rightarrow 16\text{C} + 18\text{H}_2\text{O}$
- 38 combustione, sostituzione radicalica
- 39 cloroetano; perché due radicali etile possono unirsi e generare il butano
- 40 c, perché il legame triplo è il più corto
- 41 perché gli $e^- \pi$ del doppio legame catturano l'H dell'acido di Brönsted
- 42 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 43 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 44 i due isomeri sono il cis e il trans, che di idrogenano allo stesso modo
- 45 per non perdere la delocalizzazione elettronica
- 46 gli alcoli possono assumere il protone dell'acido forte e dare la reazione di disidratazione (l'acqua si stacca dal C numero 2)
- 47 ci si riferisce al numero di atomi di C cui è legato il carbonio che è legato all'ossidrilico
- 48 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 49 alle sue caratteristiche acide
- 50 in base al numero di atomi di carbonio legati all'atomo di azoto
- 51 perché nelle ammidi il gruppo carbonile attrae gli e^- dell'azoto che perde la capacità di catturare protoni
- 52 sostanza in cerca di elettroni; sostanza in cerca di una carica positiva perché contiene un doppietto elettronico disponibile
- 53 nucleofila; elettrofila; nucleofila; nucleofila; elettrofila
- 54 è un legame polare in cui la carica parzialmente negativa è attribuita la carbonio

- 55 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 56 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 57 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 58 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 59 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 60 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 61 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 62 identici: a-b-e-f; isomeri: d-g; non correlati: c
- 63 identici: a-d-e; isomeri: b-c-f; non correlati: g
- 64 a) alcani; b) alcoli; c) esteri; d) acidi carbossilici;
e) ammine; f) alcoli
- 65 a) alchini; b) aldeidi; c) chetoni; d) eteri; e)
ammine; f) ammidi
- 66 b-c-d-e-f
- 67 b-c-d-e-f
- 68 a) alcheni; b) alcheni; c) acidi carbossilici;
d) acidi carbossilici
- 69 a) etere e ammina; b) etere e ammido; c) chetone,
etere e aldeide; d) estere e acido carbossilico
- 70 perché formano interazioni intermolecolari più
deboli
- 71 perché tra i gruppi OH e CO delle molecole si
formano legami a idrogeno più intensi di quelli
degli alcoli
- 72 perché tra le molecole di acido si instaurano
legami a idrogeno più intensi
- 73 perché nell'etanammide si instaurano legami a
idrogeno più forti
- 74 perché il legame N—H ha una polarità minore
rispetto al legame O—H
- 75 a) pentano; b) 2-metilpentano; c) 2,4-dimetile-
sano
- 76 a) 2,4-dimetilesano; b) 3-esene; c) 4-metil-
2-pentene
- 77 per disidratazione
- 78 acidi carbossilici, perché con le basi si trasfor-
mano nei corrispondenti sali, mentre con gli
acidi prevale la componente idrocarburica
- 79 ossidazione, disidratazione, sostituzione nucle-
ofila
- 80 per idrogenazione o riduzione di aldeidi e che-
toni
- 81 no
- 82 perché la reazione di sostituzione è favorita dalla
ridotta basicità del gruppo uscente (H^- per l'al-
deide e R^- per il chetone sono basi molto forti)
- 83 l'acidità cresce al crescere della clorurazione,
perché la carica negativa dell'anione è stabiliz-
zata dai gruppi Cl
- 84 ammina terziaria
- 85 acido
- 86 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 87 i doppietti elettronici dell'idrazina accettano
volentieri lo ione H^+ , mentre quelli dell'urea
sono impegnati nella delocalizzazione della
carica del carbonile
- 88 è un'ammina secondaria, che può cedere o
accettare H^+ , ma in acqua prevale la compo-
nente idrocarburica e non si scioglie
- 89 c
- 90 a) $CH_3CH_2CH_2NH_3^+Br^-$; b) N.R.;
c) N.R.; d) $CH_3CH_2CH_2NH_2 + H_2O$
- 91 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 92 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 93 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 94 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 95 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 96 per non perdere la delocalizzazione elettronica,
preferisce dare reazioni di sostituzione
- 97 si forma il bromobenzene
- 98 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 99 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 100 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 101 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 102 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 103 $CH_2=CHCH_2CH_3$ 1-butene;
 $CH_3CH=CHCH_3$ 2-butene
- 104 50% perché avrebbero la stessa probabilità
- 105 a; CH_3CH_2COOH
- 106 a-1: CH_3CH_2CHO ; c-1: CH_3CH_2COOH ;
b-2: $CH_3CH_2COO^-Na^+$; b-3: $CH_3CH_2COOCH_3$;
a-4: CH_3CH_2CHO ; a-5: $CH_3CH=CH_2$
- 107 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 108 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 109 soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica

NOME

CLASSE

DATA

- 110** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 111** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 112** KOH basico perché il legame tra K e O è ionico; C₆H₅OH acido perché la carica negativa sull'O viene stabilizzata dalla delocalizzazione elettronica; CH₃CH₂OH nessuna proprietà spiccata
- 113** propanale e acido propanoico; se si sottopone il recipiente di reazione a pressioni elevate, si favorisce la formazione dell'acido, viceversa a pressioni basse, l'aldeide volatilizza e può essere raccolta
- 114** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 115** 2,925; 8,925; 4,85
- 116** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica

Soluzioni capitolo 22

- 1 scienza che studia le sostanze chimiche negli esseri viventi
- 2 materia, energia e informazioni; carboidrati, lipidi, proteine, acidi nucleici, acqua e ioni
- 3 la non sovrapponibilità di due molecole
- 4 c
- 5 viene ruotato il piano in cui oscilla
- 6 D e L si riferiscono alla configurazione della molecola e non al verso di rotazione della luce polarizzata
- 7 poliidrossialdeidi e poliidrossichetoni naturali
- 8 perché il ciclo di forma tra il gruppo chetonico in posizione 2 e il carbonio numero 5
- 9 il raggiungimento dell'equilibrio in soluzione acquosa tra le due forme anomeriche e del glucosio
- 10 a) α -glucosio; b) α -glucosio; c) β -glucosio
- 11 perché queste tre forme sono in equilibrio e, per il principio di Le Chatelier, la forma che reagisce viene riprodotta in continuazione
- 12 glucosio e fruttosio
- 13 glucosio e galattosio
- 14 α -glucosio; α -glucosio
- 15 l'amido è costituito per il 20% da amilosio e per l'80% da amilopectina, a sua volta costituita da catene di amilosio ramificate
- 16 perché non possiede l'enzima in grado di idrolizzarne i legami
- 17 costituire una riserva di glucosio nel fegato e nei muscoli
- 18 sostanze apolari liposolubili
- 19 perché possiedono catene idrocarburiche più lunghe
- 20 perché è scarsamente solubile in acqua
- 21 la presenza di doppi o tripli legami tra gli atomi di carbonio
- 22 perché contengono insaturazioni
- 23 la presenza di un O^-
- 24 sì, ma è globalmente neutra
- 25 analogie: presenza di un gruppo amminico, di un gruppo carbossilico e di un idrogeno; differenze: presenza di un gruppo radicale che può avere caratteristiche polari, aromatiche, di carica elettrica,...
- 26 il legame tra un azoto di un amminoacido e il carbonio del gruppo carbossilico di un secondo amminoacido
- 27 a seconda dell'ordine con cui vengono uniti gli amminoacidi
- 28 perché contengono amminoacidi differenti

- 29 la proteina è l'unione di tante catene polipeptidiche e può contenere anche piccole molecole organiche e ioni metallici
- 30 interazioni di van der Waals, legami a idrogeno, legami ionici, ponti disolfuro
- 31 perché l'acquisto o la cessione di ioni H^+ può alterare la carica dei gruppi R
- 32 proteine
- 33 gli enzimi coinvolti nella trasmissione dell'impulso nervoso (es: Hg^{2+} , Pb^{2+} , tossina botulinica)
- 34 perché il DNA contiene le informazioni per la loro costruzione ordinata
- 35 i geni
- 36 legami a idrogeno
- 37 l'accoppiamento complementare delle basi ADENINA con TIMINA, CITOSINA con GUANINA
- 38 l'RNA contiene uracile al posto della timina, possiede il ribosio al posto del deossiribosio, è costituito da un singolo filamento anziché dalla doppia elica
- 39 RNA messaggero
- 40 RNA transfer
- 41 a) sono il macchinario cellulare nel quale avviene la sintesi; b) porta l'informazione genetica dal nucleo della cellula ai ribosomi; c) seleziona gli amminoacidi durante la sintesi
- 42 RNA nucleare eterogeneo; RNA messaggero
- 43 DNA; mRNA
- 44 mRNA; catena polipeptidica
- 45 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica
- 46 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica
- 47 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica
- 48 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica
- 49 le catene idrocarburiche degli acidi grassi; le parti contenenti cariche elettriche
- 50 Phosphoglycerides are arranged to form a double layer by pairing the hydrophobic tails and exposing both inside and outside the polar heads. There are also many proteins and cholesterol. Forces are weak: dipole-dipole interactions, hydrogen bonds and London forces. Proteins are receptor of hormones and neurotransmitters, are proteins channel for the ions, are used for the transfer of glucose.
- 51 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica
- 52 soluzione sul sito online.zanichelli.it/bradychimica

NOME

CLASSE

DATA

- 53** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 54** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 55** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica

- 56** soluzione sul sito
online.zanichelli.it/bradychimica
- 57** la capacità dei doppi legami di reagire fissando iodio: ogni doppio legame assorbe due atomi di iodio, quindi si può ricavare il numero di insaturazioni presenti