Verifica di fine parte II

Scienze naturali 3 · Parte II · Legami e composti · versione 1.0
Verifica: Verifica di fine parte II · pagine 215–218 del volume completo · estratto per lo studio

Legami e composti (parte II: capitoli 6–8). Tempo: 100 minuti. Punteggio totale: 100 punti. Puoi usare la calcolatrice e le tavole dell'appendice (costanti, elementi, ioni). Nei calcoli scrivi i passaggi e indica sempre le unità di misura; dai i risultati con il numero corretto di cifre significative.

Punteggio. Scelta multipla: 2 punti per ogni risposta corretta (24 punti). Vero o falso: 2 punti ciascuno; 1 punto se la risposta è giusta ma la correzione dell'affermazione falsa manca o è sbagliata (12 punti). Applicare: 5 punti ciascuno, di cui 3 per l'impostazione e i passaggi e 2 per il risultato corretto con le unità (40 punti). Indagare e argomentare: 6 punti ciascuno, 2 per i concetti scientifici corretti, 2 per la completezza del ragionamento, 2 per la chiarezza e l'uso del lessico specifico (24 punti).

Comprendere e ricordare (12 × 2 punti)

1. ● In quale di questi composti il legame è prevalentemente ionico?
   - **A.** CH_4
   - **B.** Cl_2
   - **C.** KF
   - **D.** HCl

2. ●● Quanti elettroni di valenza vanno disposti nella formula di Lewis dello ione carbonato, CO_3^{2-}?
   - **A.** 22
   - **B.** 24
   - **C.** 26
   - **D.** 18

3. ● I metalli conducono la corrente elettrica perché:
   - **A.** contengono ioni positivi e negativi liberi di muoversi
   - **B.** i loro atomi formano legami covalenti polari
   - **C.** hanno molecole piccole e leggere
   - **D.** alcuni elettroni sono delocalizzati in tutto il reticolo

4. ● Secondo la teoria VSEPR, la molecola di ammoniaca, NH_3, ha forma:

   A. piramidale trigonale, con angoli di circa 107°

   B. trigonale planare, con angoli di 120°

   C. tetraedrica, con angoli di 109,5° fra i legami N–H e nessuna coppia solitaria

   D. lineare

5. ●● Quale di queste molecole ha legami polari ma è apolare nel suo insieme?

   A. H_2O

   B. NH_3

   C. BF_3

   D. HCl

6. ●● Quale di queste sostanze ha la temperatura di ebollizione più alta?

   A. metano, CH_4

   B. acqua, H_2O

   C. solfuro di idrogeno, H_2S

   D. cloruro di idrogeno, HCl

7. ● Il numero di ossidazione del cromo nel dicromato di potassio, $K_2Cr_2O_7$, è:

   A. +6

   B. +3

   C. +7

   D. +12

8. ●● Il nome di Stock del composto $Fe_2(SO_4)_3$ è:

   A. solfato ferroso

   B. solfato di ferro(II)

   C. solfato di ferro(III)

   D. solfito di ferro(III)

9. ● Nello iodio solido, I_2, le molecole sono tenute insieme da:

   A. legami ionici

   B. legami covalenti fra una molecola e l'altra

   C. legami a idrogeno

   D. forze di London

10. ●●● In quale coppia la prima sostanza bolle a temperatura più alta della seconda soprattutto per effetto delle forze di London, e non dei legami a idrogeno?

    A. H_2O e H_2S

    B. HI e HCl

    C. NH_3 e PH_3

    D. HF e HCl

11. ● Il nome tradizionale del diossido di zolfo, SO_2, è:

    A. anidride solforica

    B. acido solforoso

    C. ossido di zolfo(VI)

    D. anidride solforosa

12. ●● Quale di queste equazioni rappresenta la formazione di un idrossido?

    A. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

    B. $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

    C. $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$

    D. $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Vero o falso (6 × 2 punti; correggi le affermazioni false)

13. ● Nella molecola di cloro, Cl_2, il legame è covalente polare.

14. ●● Il legame a idrogeno è il legame covalente che unisce l'atomo di idrogeno all'atomo di ossigeno all'interno di una molecola d'acqua.

15. ● Il vetro è un solido amorfo: riscaldato, rammollisce gradualmente invece di fondere a una temperatura precisa.

16. ●● Nell'idruro di litio, LiH, l'idrogeno ha numero di ossidazione −1.

17. ●●● Nello ione carbonato, CO_3^{2-}, il doppio legame passa continuamente da un atomo di ossigeno all'altro.

18. ● Un composto ionico allo stato solido non conduce la corrente elettrica, ma la conduce quando è fuso.

Applicare (8 × 5 punti)

19. ●● Scrivi la formula di Lewis del fosgene, $COCl_2$ (atomo centrale C), contando gli elettroni di valenza, e calcola la carica formale di ogni atomo.

20. ● Calcola la differenza di elettronegatività dei legami Mg–O, S–O, C–H e H–F (valori dell'appendice) e classifica ciascun legame come covalente apolare, covalente polare o prevalentemente ionico, con le soglie convenzionali usate nel libro.

21. ●● Per ciascuna molecola indica la geometria prevista dalla teoria VSEPR, l'angolo di legame approssimato e se la molecola è polare: a) tricloruro di boro, BCl_3 (B centrale); b) difluoruro di ossigeno, OF_2 (O centrale); c) tetrafluorometano, CF_4 (C centrale).

22. ● Scrivi la formula di: nitrato di magnesio; solfuro di potassio; idrogenocarbonato di calcio. Dai il nome (IUPAC o di Stock, e tradizionale) a: $Fe(OH)_2$; $HClO_3$; N_2O_5.

23. ●● Scrivi la formula di Lewis dello ione ammonio, NH_4^+, contando gli elettroni di valenza. Spiega quale legame si dice dativo e se, nello ione formato, lo si può distinguere dagli altri. Prevedi la geometria dello ione con la teoria VSEPR e l'angolo di legame.

24. ●● Calcola il numero di ossidazione dell'elemento indicato e scrivi il nome richiesto: a) il rame in Cu_2O (nome di Stock e nome tradizionale); b) l'azoto in HNO_2 (nome tradizionale); c) il cloro in NaClO (nome tradizionale); d) il fosforo in PCl_5 (nome IUPAC con i prefissi e nome di Stock).

25. ●●● a) Scrivi e bilancia le due reazioni che portano dal calcio metallico all'idrossido di calcio, passando per l'ossido. b) Calcola la massa di ossido di calcio che si ottiene da 10,0 g di calcio e la massa di idrossido che se ne ricava con acqua in eccesso. c) Indica i nomi d'uso dei due prodotti e un loro impiego.

26. ●● Gli idrocarburi a catena lineare bollono a 1 atm a queste temperature: metano −161,5 °C, etano −88,6 °C, propano −42,1 °C, butano −0,5 °C, pentano 36,1 °C, esano 68,7 °C, eptano 98,4 °C, ottano 125,6 °C. a) Di quanti gradi aumenta in media la temperatura di ebollizione per ogni atomo di carbonio aggiunto, dal butano all'ottano? b) Quale forza intermolecolare spiega l'aumento, e perché? c) Quali di questi idrocarburi sono liquidi a 25 °C e 1 atm?

Indagare e argomentare (4 × 6 punti)

27. ●● Lo iodio, I_2, si scioglie poco in acqua e molto in un solvente apolare come l'esano; il cloruro di sodio si comporta al contrario. Spiega queste osservazioni con i legami e le forze fra le particelle di soluto e di solvente.

28. ●●● Hai tre solidi bianchi senza etichetta: cloruro di sodio, saccarosio (zucchero) e sabbia di quarzo. Progetta delle prove per riconoscerli, basate sul tipo di legame e sul tipo di solido di ciascuno, e indica le norme di sicurezza.

29. ●● L'acqua, H_2O, bolle a 100 °C; il solfuro di idrogeno, H_2S, che ha molecole più grandi e una massa molare quasi doppia, bolle a −60 °C; il metano, CH_4, con una massa molare simile a quella dell'acqua, bolle a −161,5 °C. Spiega queste differenze con la polarità delle molecole e le forze intermolecolari.

30. ●●● Sull'etichetta di un disincrostante per il bagno si legge «contiene acido cloridrico», su quella della candeggina «ipoclorito di sodio». Scrivi le formule delle due sostanze e indica a quale classe di composti appartiene ciascuna. Spiega perché i due prodotti non vanno mai mescolati, scrivendo la reazione, e quali regole di sicurezza segui quando li usi.

Tabella V2.1 Griglia di valutazione della verifica di fine parte II.

Sezione	Esercizi	Criteri	Punti
Comprendere e ricordare	1–12	12 domande a scelta multipla, 2 punti per risposta corretta, 0 se errata o non data	24
Vero o falso	13–18	2 punti ciascuno; 1 punto se manca la correzione dell'affermazione falsa	12
Applicare	19–26	8 problemi, 5 punti ciascuno: impostazione e passaggi 3, risultato con unità 2	40
Indagare e argomentare	27–30	4 domande aperte, 6 punti ciascuna: concetti 2, completezza 2, lessico 2	24
Totale			**100**

Soluzioni

1. C (2 punti). ΔEN(K–F) = 3,98 − 0,82 = 3,16 > 1,9; HCl 0,96 e C–H 0,35 sono covalenti, Cl_2 è covalente puro.

2. B (2 punti). C 4 + 3 × O 6 + 2 elettroni della carica = 24.

3. D (2 punti). Modello del «mare di elettroni»: gli elettroni di valenza sono delocalizzati e si muovono sotto l'azione di una differenza di potenziale.

4. A (2 punti). Quattro domini elettronici attorno a N, di cui una coppia solitaria: geometria piramidale, angolo ridotto a circa 107°.

5. C (2 punti). BF_3 è trigonale planare: i tre dipoli di legame B–F, uguali e a 120°, si annullano. H_2O, NH_3 e HCl sono polari.

6. B (2 punti). Fra le molecole d'acqua agiscono legami a idrogeno (H legato a O e coppie solitarie dell'ossigeno): l'acqua bolle a 100 °C, contro −60 °C di H_2S, −85 °C di HCl e −161,5 °C di CH_4.

7. A (2 punti). $2 \times (+1) + 2x + 7 \times (-2) = 0 \rightarrow x = +6$.

8. C (2 punti). Lo ione solfato ha carica 2−: tre solfati (6−) richiedono due ioni ferro con carica 3+. «Solfato ferroso» è il nome tradizionale di $FeSO_4$.

9. D (2 punti). I_2 è una molecola apolare: fra le molecole agiscono solo forze di London, intense perché le molecole sono grandi e ricche di elettroni. Il legame covalente I–I è dentro la molecola, non fra le molecole.

10. B (2 punti). HI (−35 °C) bolle più in alto di HCl (−85 °C) perché la sua molecola è più grande e ha più elettroni: forze di London più intense. Nelle altre coppie la prima sostanza forma legami a idrogeno (H legato a O, N o F).

11. D (2 punti). Lo zolfo ha n.o. +4, il minore dei due (+4, +6) con cui forma ossidi acidi: desinenza -osa. «Anidride solforica» è SO_3; il nome di Stock di SO_2 è ossido di zolfo(IV).

12. A (2 punti). Un ossido basico più acqua dà un idrossido. B e D sono ossidi acidi che con l'acqua danno ossiacidi; C è la formazione di un ossido basico.

13. F. ΔEN = 0: il legame è covalente puro (apolare). (2 punti)

14. F. Il legame a idrogeno è un'attrazione fra molecole: fra un H legato a O (o N, F) di una molecola e una coppia solitaria di O, N o F di un'altra molecola; è molto più debole del legame covalente O–H. (2 punti)

15. V. Nel vetro le particelle non hanno un ordine regolare a lungo raggio: non c'è una temperatura alla quale si rompe di colpo un reticolo ordinato, e il solido rammollisce in un intervallo di temperature. (2 punti)

16. V. Negli idruri metallici l'idrogeno è legato a un metallo meno elettronegativo e ha n.o. −1; il litio ha +1. (2 punti)

17. F. È la risonanza: nessuna delle tre formule limite descrive lo ione, che è il loro ibrido. I tre legami C–O sono uguali e stabili, intermedi fra un legame semplice e uno doppio (ordine 1⅓); il legame non oscilla. (2 punti)

18. V. Nel solido gli ioni sono bloccati nel reticolo; fuso (o sciolto in acqua) ha ioni liberi di muoversi, che trasportano la carica. (2 punti)

19. Elettroni di valenza: 4 + 6 + 2 × 7 = 24. C al centro, doppio legame C=O e due legami singoli C–Cl; due coppie solitarie su O, tre su ciascun Cl (24 elettroni, ottetto per tutti). Cariche formali: C = 4 − 0 − 4 = 0; O = 6 − 4 − 2 = 0; Cl = 7 − 6 − 1 = 0. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

20. Mg–O: 3,44 − 1,31 = 2,13 → prevalentemente ionico. S–O: 3,44 − 2,58 = 0,86 → covalente polare. C–H: 2,55 − 2,20 = 0,35 → covalente apolare (sotto 0,4). H–F: 3,98 − 2,20 = 1,78 → covalente polare. Le soglie

sono convenzionali. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

21. a) BCl_3: tre domini, nessuna coppia solitaria sul boro, trigonale planare, 120°; legami B–Cl polari ($\Delta EN = 1{,}12$) ma i tre dipoli a 120° si annullano: apolare. b) OF_2: 20 elettroni di valenza, quattro domini sull'ossigeno (due legami, due coppie solitarie), piegata, angolo minore di 109,5° (circa 103°); legami O–F polari ($\Delta EN = 0{,}54$) non opposti: polare. c) CF_4: quattro domini, tutti legami, tetraedrica, 109,5°; quattro dipoli C–F uguali si annullano: apolare. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

22. $Mg(NO_3)_2$; K_2S; $Ca(HCO_3)_2$. $Fe(OH)_2$: idrossido di ferro(II) (idrossido ferroso); $HClO_3$: acido clorico (n.o. del cloro +5); N_2O_5: pentossido di diazoto, o ossido di azoto(V) (anidride nitrica). Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

23. Elettroni di valenza: $5 + 4 \times 1 - 1 = 8$, cioè quattro coppie: quattro legami N–H, nessuna coppia solitaria sull'azoto; lo ione si scrive fra parentesi quadre con la carica +. Il legame dativo è quello che si forma quando la coppia solitaria dell'azoto di NH_3 lega uno ione H^+: la coppia è fornita da un solo atomo. Una volta formato, è un normale legame covalente: i quattro legami N–H hanno la stessa lunghezza e la stessa energia e non si distinguono. Quattro domini, tutti legami: geometria tetraedrica, angoli di 109,5°. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

24. a) $2x - 2 = 0 \rightarrow +1$: ossido di rame(I), ossido rameoso. b) $+1 + x + 2 \times (-2) = 0 \rightarrow +3$: acido nitroso (l'azoto forma anche HNO_3, con +5, l'acido nitrico). c) $+1 + x - 2 = 0 \rightarrow +1$: ipoclorito di sodio. d) $x + 5 \times (-1) = 0 \rightarrow +5$: pentacloruro di fosforo, cloruro di fosforo(V). Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

25. a) $2\ Ca(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ CaO(s)$; $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$. b) $n(Ca) = 10{,}0\ g / 40{,}08\ g/mol = 0{,}250\ mol = n(CaO) = n(Ca(OH)_2)$. $m(CaO) = 0{,}2495\ mol \times 56{,}08\ g/mol = 14{,}0\ g$; $M(Ca(OH)_2) = 40{,}08 + 2 \times 17{,}008 = 74{,}10\ g/mol$, $m = 0{,}2495\ mol \times 74{,}10\ g/mol = 18{,}5\ g$. c) CaO è la calce viva, $Ca(OH)_2$ la calce spenta: si usano nelle malte e negli intonaci. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

26. a) $(125{,}6 - (-0{,}5))\ °C / 4 = 31{,}5\ °C$ per atomo di carbonio. b) Le molecole sono apolari: fra di esse agiscono solo forze di London, che crescono con le dimensioni della molecola e il numero dei suoi elettroni; più forti sono le attrazioni, più energia serve per separare le molecole, e più alta è la temperatura di ebollizione. c) Sono liquidi quelli che bollono sopra 25 °C: pentano, esano, eptano e ottano (e fondono ben sotto 25 °C); metano, etano, propano e butano sono gas. Procedimento 3 punti, risultato 2. (5 punti)

27. Traccia (6 punti). I_2 è apolare: fra le sue molecole agiscono forze di London, e con l'esano, anch'esso apolare, si stabiliscono interazioni dello stesso tipo; l'acqua è polare e legata da legami a idrogeno, che le molecole di I_2 romperebbero senza offrire interazioni equivalenti. NaCl è un solido ionico: in acqua gli ioni sono stabilizzati da interazioni ione–dipolo (idratazione, ossigeno verso Na^+, idrogeno verso Cl^-); l'esano non ha dipoli e non può compensare l'energia reticolare. Regola: «il simile scioglie il simile».

28. Traccia (6 punti). Prima prova: un cucchiaino di ciascun solido in acqua distillata, mescolando; il quarzo, solido covalente reticolare, non si scioglie. Seconda prova, sulle due soluzioni, con il circuito dell'esperienza sulla conducibilità (pila, lampadina o LED, due elettrodi): la soluzione di cloruro di sodio, composto ionico, conduce perché contiene ioni liberi; quella di saccarosio, sostanza molecolare, no. Si confronta anche con l'acqua distillata da sola, che non deve far accendere la lampadina. Sicurezza: occhiali; non assaggiare mai le sostanze in laboratorio, nemmeno quelle «da cucina»; pila a bassa tensione, mai la corrente di rete.

29. Traccia (6 punti). Le tre molecole hanno masse molari 18,02 (H_2O), 34,08 (H_2S) e 16,04 g/mol (CH_4). CH_4 è tetraedrica e apolare: fra le sue molecole agiscono solo deboli forze di London, e bolle molto in basso. H_2S è piegata e polare (dipolo–dipolo, più London, maggiori di quelle di CH_4 perché la molecola è più grande): bolle più in alto del metano. L'acqua è piegata e molto polare, e soprattutto forma legami a idrogeno, perché l'idrogeno è legato

all'ossigeno, piccolo e molto elettronegativo, che ha due coppie solitarie: ogni molecola può formarne fino a quattro. Per separare le molecole serve molta più energia, e l'acqua bolle a una temperatura anomala, molto più alta di quella prevista dall'andamento del gruppo 16.

30. Traccia (6 punti). HCl in acqua: idracido (acido cloridrico; il nome d'uso è «acido muriatico»). NaClO: sale ternario, l'ipoclorito di sodio (cloro con n.o. +1). Insieme reagiscono liberando cloro, un gas tossico che irrita gravemente occhi e vie respiratorie: $NaClO(aq) + 2\ HCl(aq) \rightarrow NaCl(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l)$. Il n.o. del cloro passa da +1 e da −1 a 0: è un'ossidoriduzione. Regole: leggere le etichette e i pittogrammi di pericolo, non mescolare mai prodotti diversi, usarli in ambienti aerati e con guanti, conservarli nei contenitori originali; in caso di malessere rivolgersi a un medico o a un centro antiveleni.