

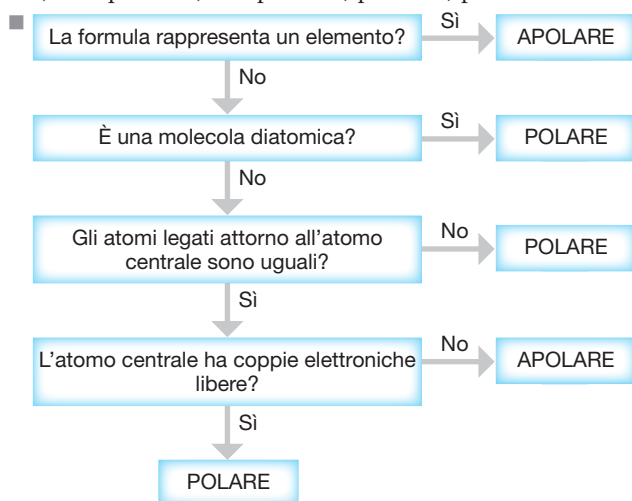
Capitolo 11 La forma delle molecole e le forze intermolecolari

Hai capito?

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

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

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



■ Non polare.

pag. 232 ■ H_2S perché è polare.

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

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

pag. 237 La separazione in idrogeno e ossigeno.

Quesiti e problemi

1 Vedi definizioni pag. 222.

2 0; 4

3 B

4 A

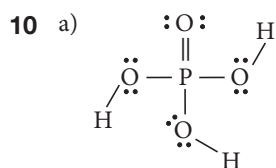
5 A; C

6 C

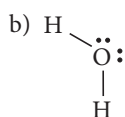
7 B

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

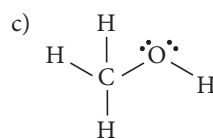
9 A



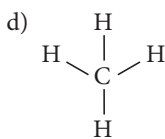
tetraedrica



angolare



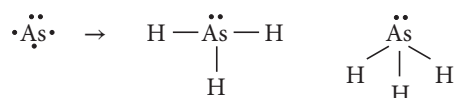
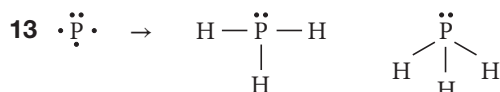
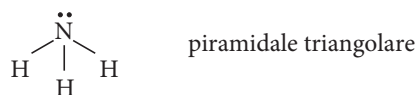
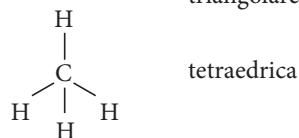
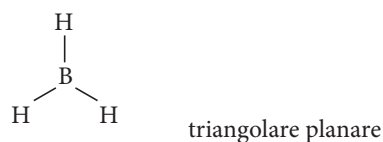
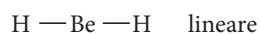
tetraedrica



tetraedrica

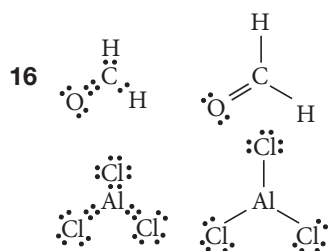
11 BH_3 è triangolare planare; NH_3 è piramidale.

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



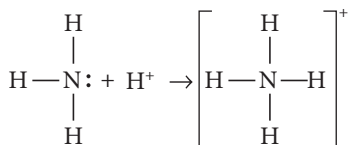
14

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



Sono entrambe molecole triangolari planari.

17 NH_4^+



Piramidale. Tetraedrica.

18

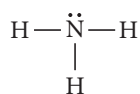
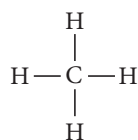
19 I_2 è apolare come CCl_4 .

20

21

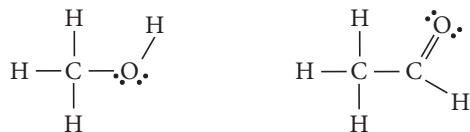
22 a), c), d), e) sono molecole polari; b) è apolare.

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



24 Apolare: Br_2 .

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

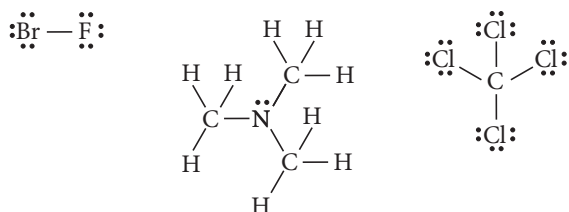


- 43 HF è il più altobollente perché dà legami a idrogeno. Per i rimanenti idruri il fattore discriminante è la massa molecolare.
 44 1. CH_4 non dà legami a idrogeno e quindi è il più bassobollente.
 2. H_2O può dare quattro legami a idrogeno, così come NH_3 , ma l'ossigeno è più elettronegativo dell'azoto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

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

Il laboratorio delle competenze

- 1 Ice has a density that is lower than water.
 2 They have both a linear shape. HBr is more polar, because of the electronegativity difference between H and Br.
 3 Hydrogen bonds.
 4 In a solution, or in melt phase, ions are free to move. On the contrary, in solid phase, ions are bonded to each other and they don't conduct electricity.
 5 Electrostatic forces.
 6 Yes, if the central atom has no free electron pairs.
 7 Il legame a idrogeno è importante per solvatare i soluti e per favorire la dissoluzione in acqua.
 8 a) BrF b) N(CH₃)₃ c) CCl₄



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