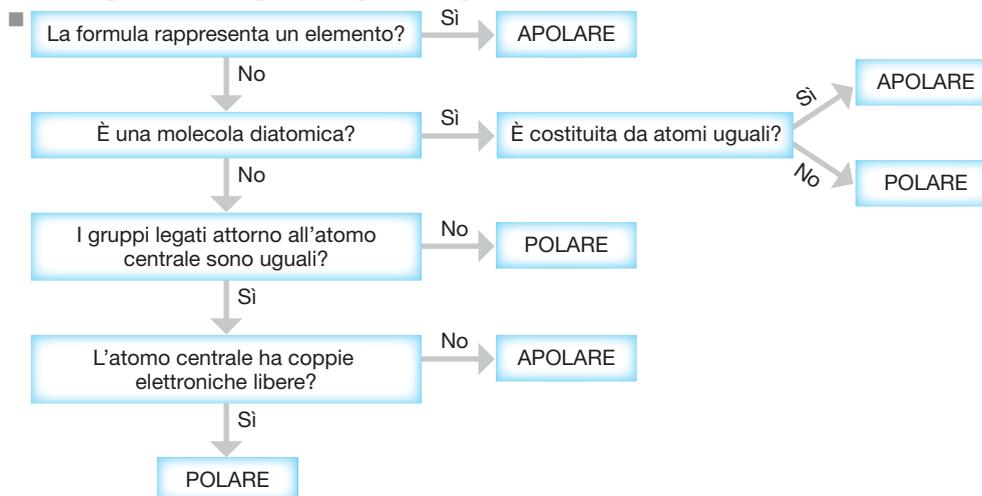


Capitolo 13 Le forze intermolecolari e gli stati condensati della materia

Hai capito?

pag. 300 ■ a) Non polare; b) non polare; c) polare; d) polare.



■ Non polare. Perché viene estratta da CO₂ polare.

pag. 301 ■ H₂S 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. 303 ■ a) Non polare, forze di London; b) polare, forze dipolo-dipolo; c) polare, legami a idrogeno.

■ Nel gruppo IV i punti di ebollizione aumentano regolarmente all'aumentare della massa molecolare perché i valori di elettronegatività del carbonio non permettono lo stabilirsi di legami a idrogeno.

pag. 305 ■ La separazione in idrogeno e ossigeno.

■ $6,62 \cdot 10^{23} \text{ eV} = 106 \text{ kJ}$

■ Perché richiederebbe troppa energia ricavarlo dalla decomposizione dell'acqua.

pag. 309 ■ Cristalli ionici.

Tipo di cristallo	Unità strutturali	Legame fra le unità	Proprietà fisiche caratteristiche	Esempio
ionico	ioni	ionico	Alto punto di fusione, conducibilità elettrica allo stato fuso e in soluzione, fragilità	NaCl
metallico	ioni positivi ed elettroni mobili	metallico	Buona conducibilità elettrica e termica, assorbimento di tutte le frequenze della luce visibile, malleabilità e duttilità	Ti, W
reticolare	atomi	covalente	Bassa conducibilità elettrica, punti di fusione molto elevati, durezza, insolubili in acqua e in qualsiasi altro solvente	diamante, quarzo
molecolare apolare	molecole apolari	forze di Van der Waals	Punto di fusione molto basso con tendenza a sublimare, solubili in solventi apolari e insolubili in acqua	I ₂ , naftalina
molecolare polare	molecole polari	legami dipolo-dipolo, legami a idrogeno	Basso punto di fusione, non conducono elettricità allo stato fuso e in soluzione acquosa, solubili in solventi polari	saccarosio, ghiaccio

pag. 310 ■ Perché le celle elementari sono troppo piccole, occorre effettuare studi di diffrazione con i raggi X che hanno lunghezza d'onda minore.

■ Quella dell'oro.

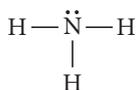
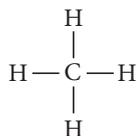
pag. 312 ■ Nella grafite gli atomi di carbonio ibridati *sp*² generano strati a struttura esagonale sovrapposti, gli orbitali *p* non ibridi dei singoli atomi e perpendicolari agli strati si sovrappongono e permettono agli elettroni delocalizzati fra coppie di atomi di muoversi solo lungo i piani sovrapposti.

■ Si tratta di isomorfismo fra Mg₂SiO₄ e Fe₂SiO₄.

- pag. 314** ■ Perché le forze che tengono unite le particelle sono più intense e quindi le particelle sono presenti in quantità maggiore nell'unità di volume.
- Forze di London.
 - **Errata corrige:** NUOVO TESTO ESERCIZIO: Quali forze attrattive sono presenti tra le particelle di ciascuna delle seguenti sostanze? H_2O ; CCl_4 ; Hg
SOLUZIONE: Forze dipolo-dipolo, forze di London, legami a idrogeno.
 - Maggiore, per le maggiori dimensioni ogni molecola di glicole etilenico è in grado di formare un numero maggiore di legami a idrogeno rispetto a quella dell'acqua.

Quesiti e problemi

- 1 In un liquido le forze coesive sono più importanti dell'agitazione termica, in un gas l'agitazione termica è dominante.
- 2 a) Intermolecolare; b) intermolecolare; c) interatomico; d) interatomico; e) intermolecolare.
- 3 L'acqua.
- 4 Il momento dipolare μ caratterizza il dipolo elettrico in una molecola, una grandezza vettoriale che ha intensità maggiore quanto sono maggiori q (carica parziale) e d (distanza fra le cariche parziali). Vedi teoria pag. 298.
- 5 Sì, quando a causa della geometria tutti i dipoli si annullano.
- 6 Perché PH_3 ha una coppia di legame libera.
- 7 Polare, perché rimane un momento dipolare in direzione $\text{N} \rightarrow \text{C}$.
- 8 Perché H_2S ha struttura piegata, mentre CS_2 ha struttura lineare.
- 9 Perché entrambi hanno geometria tetraedrica, ma in CF_4 i legami sono tutti equivalenti e i dipoli si annullano, mentre in CF_2Cl_2 no.
- 10 I_2 è apolare come CCl_4 .
- 11 PCl_5 e SF_6 sono apolari; SF_5Br è polare, perché gli atomi legati a quello centrale sono diversi.
- 12 Con l'esperimento della bacchetta elettrizzata.
- 13 Polari: CH_2Cl_2 - CO - H_2S - PCl_3 - HI; apolari: CH_3CH_3 - Br_2 .
- 14
- 15
- 16 a), c), d), e) sono molecole polari; b) è apolare.
- 17 CCl_4 ; CO_2 ; I_2
- 18 CH_4 tetraedrica apolare NH_3 piramidale polare



Ibridazione: sp^3 .

- 19 Gli stati condensati della materia sono lo stato solido e quello liquido.
- 20 Dipolo-dipolo.
- 21 Si possono formare dipoli istantanei e la forza di attrazione viene detta «di London».
- 22 Vedi teoria pag. 300.
- 23 Si presentano fra molecole che presentano dipoli molecolari permanenti, quindi costituite da atomi diversi e con una geometria tale da non annullare la polarità.
- 24 Perché l'ossigeno ha dimensioni maggiori dell'azoto e quindi forze di Van der Waals più intense.

Gas nobile	$T_{\text{eb}} (^{\circ}\text{C})$
He	-269
Ne	-246
Ar	-186
Kr	-152
Xe	-107
Rn	-62

Al crescere delle dimensioni atomiche aumenta la temperatura di ebollizione.

- 26 Vedi teoria pag. 300.
- 27 n -pentano, perché la struttura lineare permette di instaurare interazioni intermolecolari più numerose.
- 28 C_6H_{14} ha massa molecolare e dimensioni maggiori di C_4H_{10} .
- 29 GeH_4 , AsH_3 , SeH_2 ; GeH_4 , perché ha geometria tetraedrica ed è apolare.
- 30 Tetraedrica; no; forze di London crescenti al crescere delle dimensioni.
- 31 a) CH_4 ; b) CHCl_3 ; c) CO_2 ; d) CO; e) Br_2
- 32 Vedi teoria pag. 302.

- 33 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.
- 34 NH_3
- 35 B
- 36 Aeriforme.
- 37 Perché evaporando l'alcol sottrae calore alla pelle e lo utilizza per rompere i legami a idrogeno tra le sue molecole.
- 38 HF dà legami a idrogeno (i legami intermolecolari più forti), per cui la coesione fra le molecole è maggiore.
- 39 CH_4 , H_2S , H_2O , NaF
- 40 Il ghiaccio d'acqua ha molecole polari, tra le quali si originano legami a idrogeno che formano strutture esagonali con 6 molecole ciascuna; riscaldandolo, a 0°C e 1 atm diventa liquido. Il ghiaccio secco ha molecole apolari, tra le quali si originano deboli forze di London, pertanto a soli -78°C si trasforma direttamente in gas.
- 41 Peso molecolare metanolo: 32,042 g/mol; peso molecolare etanale: 33,05 g/mol. Il metanolo può dare legami a idrogeno mentre l'etanale non può darne.



- 42 Il legame a idrogeno è importante per solvatare i soluti e per favorire la dissoluzione in acqua.
- 43 Miscuglio eterogeneo, perché l'acqua (polare) e il benzene (apolare) sono immiscibili.
- 44 Vedi teoria pag. 304.
- 45 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.
- 46 410,02 g
- 47 Legami a idrogeno. Perché presenta legami a idrogeno; il calore viene sottratto per romperli.
- 48 Perché il rame forma cristalli metallici e il solfato di rame cristalli ionici.
- 49 Vedi teoria pag. 305.
- 50 Molecolare polare.
- 51 Perché le forze da vincere sono forze di London, le più deboli.
- 52 Cristallo molecolare apolare.
- 53 Cristallo covalente.
- 54 No, perché si tratta di un solido molecolare apolare.
- 55 Cristallo metallico.
- 56 Il carbonio; ostacola lo slittamento dei piani del reticolo; lega interstiziale.
- 57 Occorre molta energia per spezzare i legami covalenti tra gli atomi del cristallo.
- 58 Si tratta di ossidi ionici che, per le loro proprietà, possono essere ritenuti di tipo covalente.

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

- 60 Na, Mg, Al sono metalli, quindi formano cristalli metallici il cui punto di fusione tende ad aumentare con il numero atomico. Il silicio forma un cristallo covalente con temperatura di fusione elevatissima. P, S, Cl sono non metalli e formano cristalli molecolari apolari con temperature di fusione non elevate. Ar è un gas nobile, quindi presenta temperature di fusione molto basse.
- 61 Vedi teoria pag. 311.
- 62 Le sostanze *isomorfe* sono in grado di cristallizzare nella stessa forma pur essendo di natura diversa.

- 63 Solido amorfo.
 64 Le superfici piane riflettono la struttura ordinata del cristallo (sfaldabilità).
 65 Polimorfe.
 66 Conducibilità elettrica.
 67 Gli ioni devono essere intercambiabili: stessa carica e raggio ionico simile.
 68 Vedi teoria pag. 313.
 69 Perché la carta da forno è oleata e pertanto impermeabile.
 70 Le lave delle Eolie.
 71 Perché è la forma che offre il maggior raggruppamento delle molecole e la minor superficie di contatto.
 72 Perché diminuisce la tensione superficiale.
 73 Perché l'elevato numero di forze di Van der Waals tra le catene rallenta il reciproco scorrimento.

Il laboratorio delle competenze

- 74 They have both a linear shape. HBr is more polar, because of the electronegativity difference between H and Br.
 75 a) Legame covalente; b) legame ionico; c) forze dipolo-dipolo; d) forze di London.
 76 Forze di London; minore.
 77 Nel ghiaccio, i legami a idrogeno tra le molecole sono come congelati a formare strutture esagonali vuote all'interno, con conseguente aumento di volume rispetto all'acqua liquida.
 78 A: oro; B: zolfo; C: cloruro di potassio; D: diamante.
 79 P₄: cristallo molecolare apolare; P_x: cristallo covalente.

80

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

- 81 Perché l'acqua possiede una tensione superficiale più elevata.
 82 Vinegar molecules are polar, oil molecules are not polar.
 83 a) Molecolare; b) metallico; c) molecolare; d) ionico.
 84 Escono in base alla loro viscosità crescente.
 85 La temperatura di ebollizione cresce al crescere delle dimensioni dell'atomo centrale, perché le forze di Van der Waals sono più intense.
 86 Legami a idrogeno tra i gruppi OH; forze di London tra le catene idrocarburiche.
 87
- $$\begin{array}{c}
 \text{H} \quad \text{H} \\
 | \quad | \\
 \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\
 | \quad | \\
 \text{H} \quad \text{H}
 \end{array}$$
- Perché la molecola possiede una porzione idrofila (OH) e una idrofoba (CH₃CH₂—).
 88 Minore, perché presenta T_{eb} inferiore a quella dell'acqua.
 89 I pigmenti vegetali passano dal solvente alcolico all'acqua, rendendola opaca e svelando i loro aromi.
 90 Lega metallica.
 91 Ice has a density that is lower than water.
 92 a) Legami a idrogeno; b) legami ionici; c) legami metallici; d) forze di London; e) forze dipolo-dipolo.