

CAPITOLO 12 Le forze intermolecolari e gli stati condensati della materia

Le proprietà degli stati condensati della materia (solido e liquido) sono la manifestazione delle interazioni tra le particelle.

Le sostanze solide si dividono in **solidi amorfi** e **solidi cristallini**. I solidi cristallini si caratterizzano per una disposizione particellare interna di tipo regolare che è invece disordinata nei solidi amorfi.

La più piccola unità ordinata che, ripetuta nelle tre dimensioni dello spazio, genera l'intero cristallo, si chiama **cella elementare**. Ha stessa composizione chimica del cristallo e dimensione variabile a seconda del tipo di particella che la costituisce.

Ci sono 14 tipi di celle elementari raggruppate in 7 sistemi cristallografici.

Si dicono **polimorfe** due forme cristalline diverse dello stesso composto, e **allotrope** due forme cristalline diverse dello stesso elemento; sono invece **isomorfe** due sostanze diverse che formano cristalli aventi lo stesso reticolo.

A seconda della forza interagente tra le particelle costituenti il reticolo, si possono avere

- cristalli ionici;
- cristalli covalenti o solidi reticolari;
- cristalli metallici;
- cristalli molecolari apolari;
- cristalli molecolari polari.

Allo stato liquido le particelle sono distribuite in modo disordinato e, allo stesso tempo, in quantità elevata per unità di volume.

Molte proprietà dei liquidi dipendono dalla natura delle forze che agiscono tra le particelle.

Tra queste le più importanti sono le seguenti.

- La **tensione superficiale**: l'energia necessaria per far aumentare di una unità la sua area superficiale (diminuisce all'aumentare della temperatura o per aggiunta di tensioattivi).
- La **capillarità**: il fenomeno che provoca l'innalzamento o l'abbassamento di un liquido all'interno di un capillare (dipende dalla tensione superficiale).
- La **tensione di vapore**: la pressione esercitata dal vapore sul proprio liquido, in un recipiente chiuso, quando la velocità di evaporazione e di condensazione sono uguali.
- Il **punto di ebollizione**.
- La **viscosità**: la resistenza che i fluidi oppongono allo scorrimento.
- Il **potere solvente** verso alcune sostanze e non verso altre.

Si definisce impropriamente **forza di legame** l'energia necessaria per allontanare le particelle legate fra loro. Da tale energia dipendono sia il punto di fusione sia il punto di ebollizione di una sostanza. I legami intermolecolari si dividono in legami a idrogeno e forze di Van der Waals.

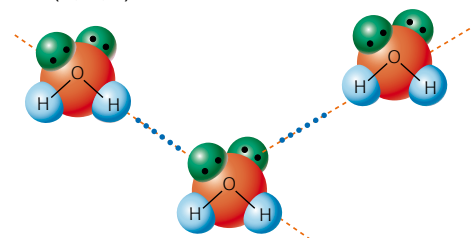
Le **forze di Van der Waals** hanno natura elettrostatica e agiscono fra dipoli elettrici qualunque sia il loro stato fisico. Diminuiscono all'aumentare della distanza fra i dipoli e al diminuire della massa delle molecole a cui è associato il dipolo.

Se il dipolo è **permanente** si parla di **interazioni dipolo-dipolo**; se invece è **temporaneo** (dovuto a una momentanea distribuzione asimmetrica della carica elettrica della molecola) o **indotto** (dovuto a una polarizzazione indotta da un dipolo temporaneo), si parla di **forze di London**.

Il dipolo permanente si ha nelle **molecole polari**, cioè in quelle molecole per cui la somma dei momenti dipolari di tutti i suoi legami risulta complessivamente non nulla. I dipoli temporanei e gli indotti giustificano invece gli stati condensati delle sostanze apolari, quelle cioè formate da molecole in cui o non sono presenti momenti dipolari, o, se presenti, si annullano (**molecole apolari**).



Il **legame a idrogeno** si stabilisce tra un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera (N, O, F).



Il **momento dipolare** $\mu = q \cdot d$ esprime la forza di un dipolo elettrico e aumenta all'aumentare della carica dei due poli e della distanza che li separa.