

ZANICHELLI

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

Chimica

concetti e modelli.blu

ZANICHELLI

Capitolo 15

Le forze intermolecolari e gli stati condensati della materia

ZANICHELLI

Sommario

1. Le forze intermolecolari
2. Molecole polari e apolari
3. Le forze dipolo-dipolo e le forze di London
4. Il legame a idrogeno
5. Legami a confronto
6. La classificazione dei solidi
7. La struttura dei solidi
8. Le proprietà intensive dello stato liquido

Le forze intermolecolari

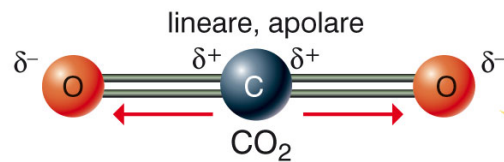
Le forze intermolecolari sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro. Fra le molecole c'è spazio vuoto.

Si conoscono tre tipi di legami intermolecolari:

1. forze dipolo-dipolo;
2. forze di London;
3. legame a idrogeno.

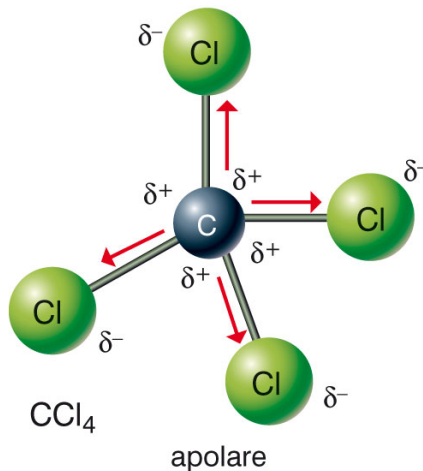
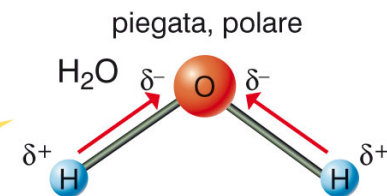
Molecole polari e apolari (I)

La polarità di una molecola dipende anche dalla sua geometria, grazie alla quale le polarità dei legami possono annullarsi a vicenda oppure sommarsi.



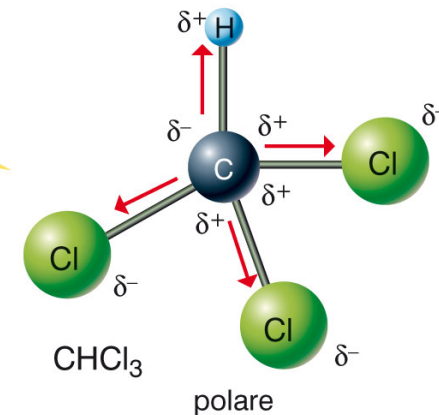
CO₂ è **apolare**: la molecola è lineare, i due dipoli sono opposti e si annullano a vicenda.

H₂O è **polare**: i legami covalenti sono polari e la forma piegata non consente loro di annullarsi.



CCl₄ è **apolare**: i quattro dipoli dei legami C—Cl si annullano a causa della geometria molecolare tetraedrica.

CHCl₃ è **polare**: i dipoli si sommano secondo la struttura piramidale della molecola.



ZANICHELLI

Molecole polari e apolari (II)

Un **dipolo** è un sistema che ha due poli elettrici con carica q uguale ma di segno opposto, separati da una certa distanza d .

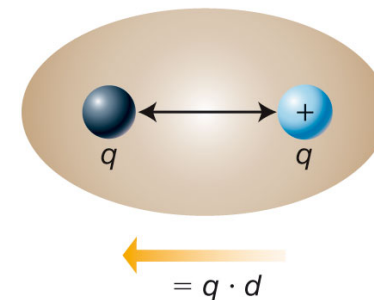
Un dipolo elettrico ha un **momento dipolare** (μ) definito da

$$\mu = q \cdot d$$

dove

q è la carica dei due poli

d è la distanza



Molecole polari e apolari (III)

Una molecola è polare se la somma dei momenti dipolari di tutti i suoi legami è diversa da zero.

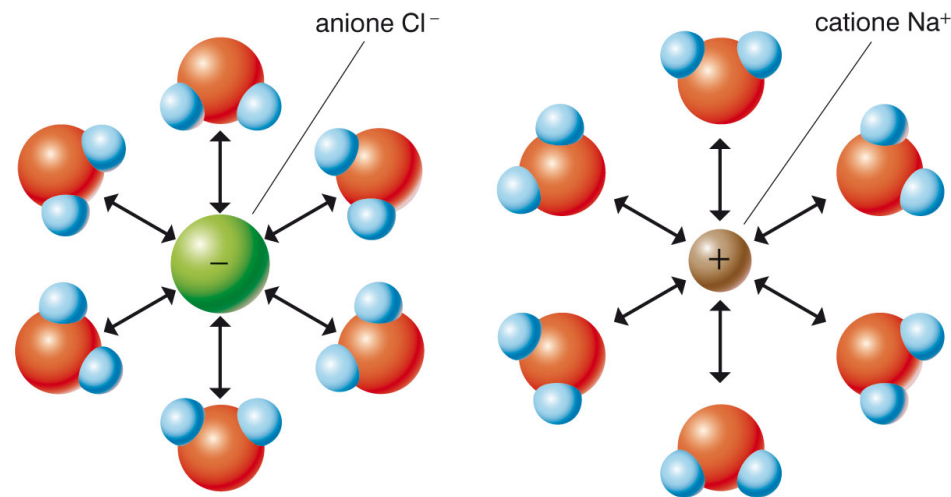
	$\text{H}_2\ddot{\text{O}}:$	$\ddot{\text{N}}\text{H}_3$	CCl_4	CH_2Cl_2	BCl_3	CO_2
Schema	AX_2	AX_3	AX_4	AX_2Y_2	AX_3	AX_2
Polarità	polare	polare	apolare	polare	apolare	apolare



Molecole polari e apolari (IV)

La polarità delle molecole determina la solubilità della sostanza nei diversi solventi.

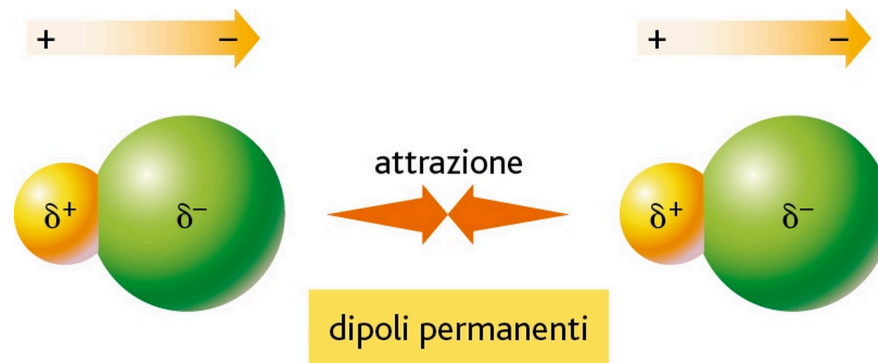
I solventi sciolgono le sostanze che hanno polarità simile: solventi polari sciolgono sostanze polari, solventi apolari solubilizzano sostanze apolari.



Le forze dipolo-dipolo e le forze di London (I)

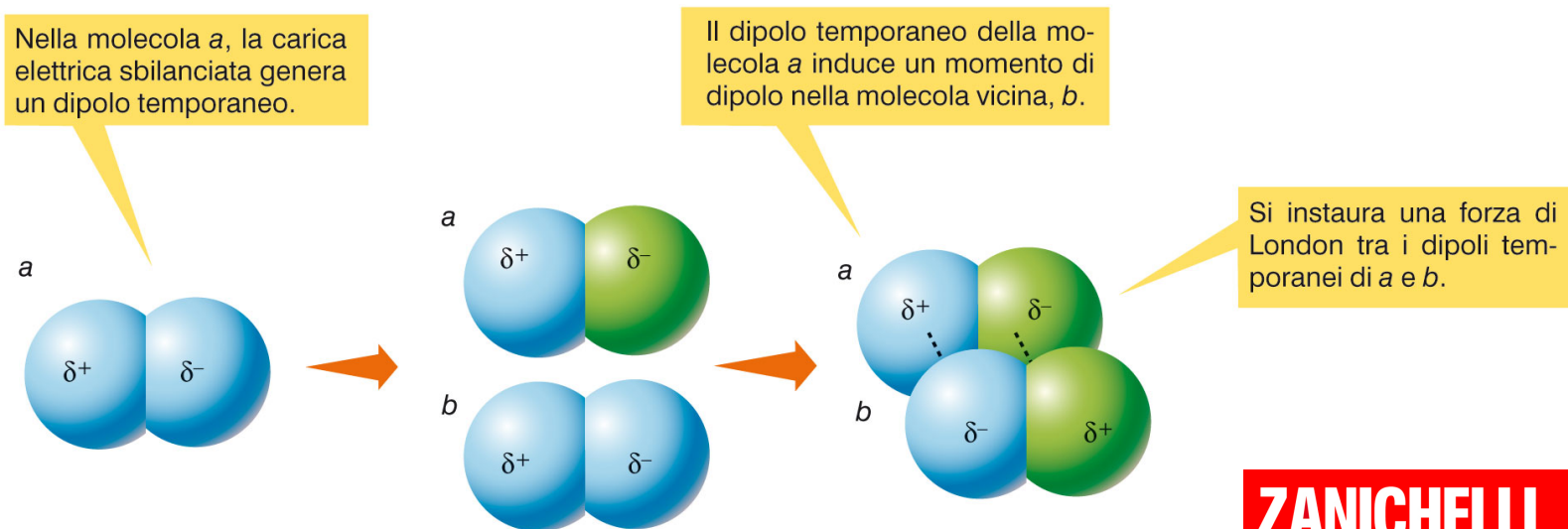
Le molecole polari che hanno momento dipolare complessivo diverso da zero, si dicono dipoli permanenti.

I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati **forze dipolo-dipolo**.



Le forze dipolo-dipolo e le forze di London (II)

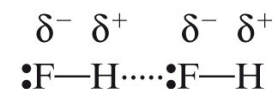
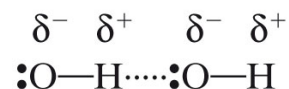
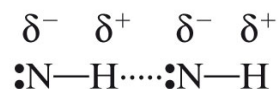
Le **forze di London** sono interazioni elettrostatiche dovute all'attrazione fra molecole apolari che formano dipoli temporanei a causa dello sbilanciamento della distribuzione degli elettroni.



ZANICHELLI

Il legame a idrogeno (I)

Il **legame a idrogeno** è una forza attrattiva che si instaura tra molecole che contengono un atomo di idrogeno legato covalentemente a un atomo piccolo, molto elettronegativo e con una coppia elettronica libera (N, O, F).

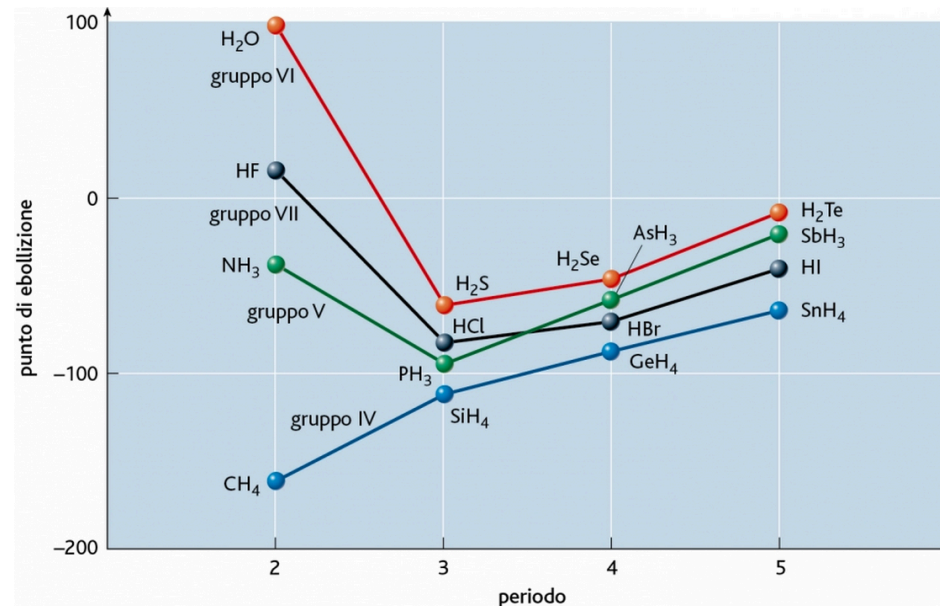


Il legame a idrogeno è circa 10 volte più debole di un legame covalente.

Il legame a idrogeno (II)

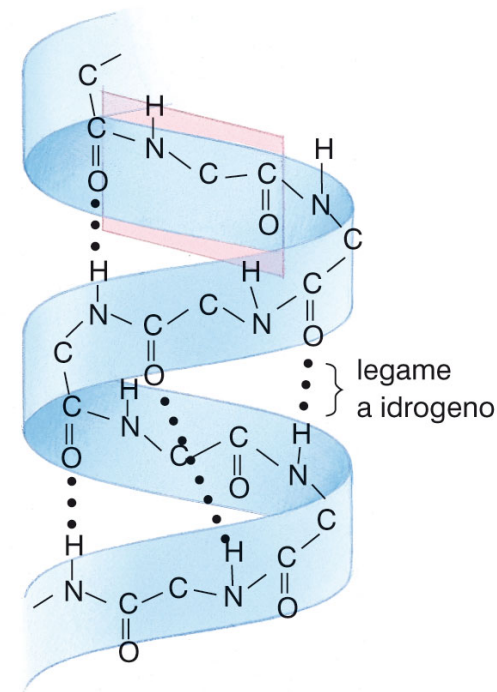
Le proprietà dell'acqua dipendono dal legame a idrogeno.

Il legame a idrogeno influisce sulle proprietà fisiche delle sostanze che lo contengono.



Il legame a idrogeno (III)

Nelle proteine, i legami a idrogeno che si stabiliscono fra gli atomi di idrogeno legati all'azoto e gli atomi di ossigeno legati al carbonio, sono responsabili della struttura elicoidale.



Legami a confronto (I)

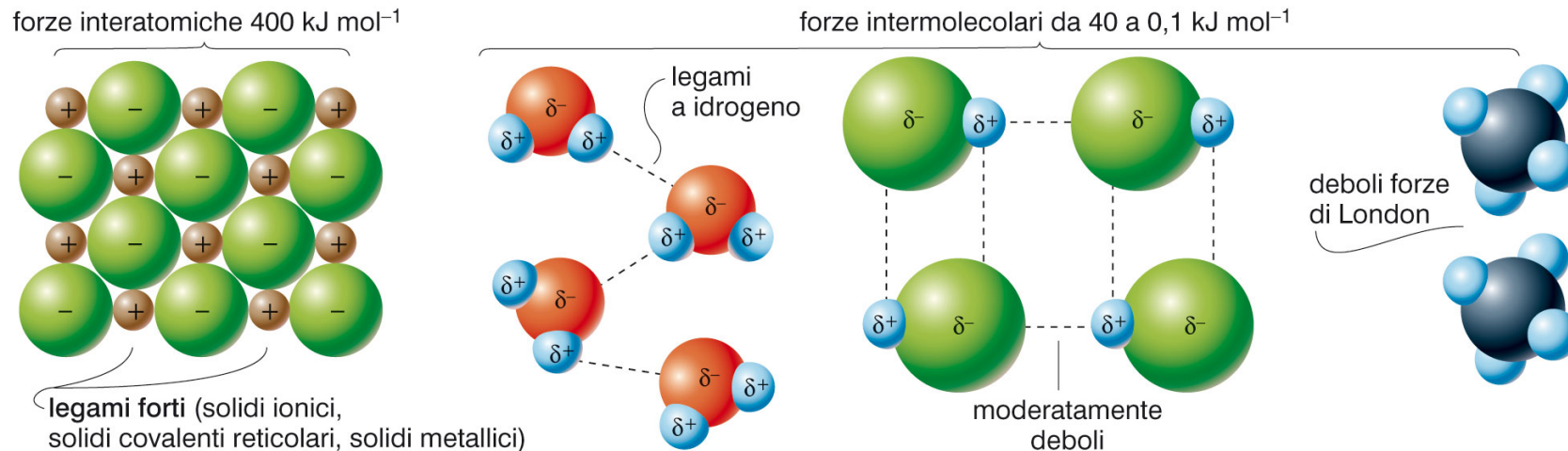
La **forza di legame** è legata all'energia necessaria per allontanare particelle legate tra loro.

Tipo di legame	Energia necessaria per rompere un legame (eV)	Energia necessaria per rompere 1 mole di legami (kJ/mol)
covalente (a)	poco più di 4	(circa $4 \cdot 96,5$) ≈ 400
legame ionico (a)	circa 4	(circa $4 \cdot 96,5$) ≈ 400
legame metallico (a)	0,4 – 1,2	$[(0,4 - 1,2) \cdot 96,5] \approx 40 - 120$
legame a idrogeno (b)	0,2 – 0,4	$[(0,2 - 0,4) \cdot 96,5] \approx 20 - 40$
forze di Van der Waals (b)	0,01 – 0,1	$[(0,01 - 0,1) \cdot 96,5] \approx 1 - 10$

(a) e (b) indicano rispettivamente i legami interatomici e i legami intermolecolari.

Legami a confronto (II)

La scala di energia dei legami atomici è assai diversa da quella delle forze intermolecolari.



La classificazione dei solidi (I)

Le proprietà macroscopiche della materia dipendono dalle interazioni fra particelle microscopiche che la costituiscono.

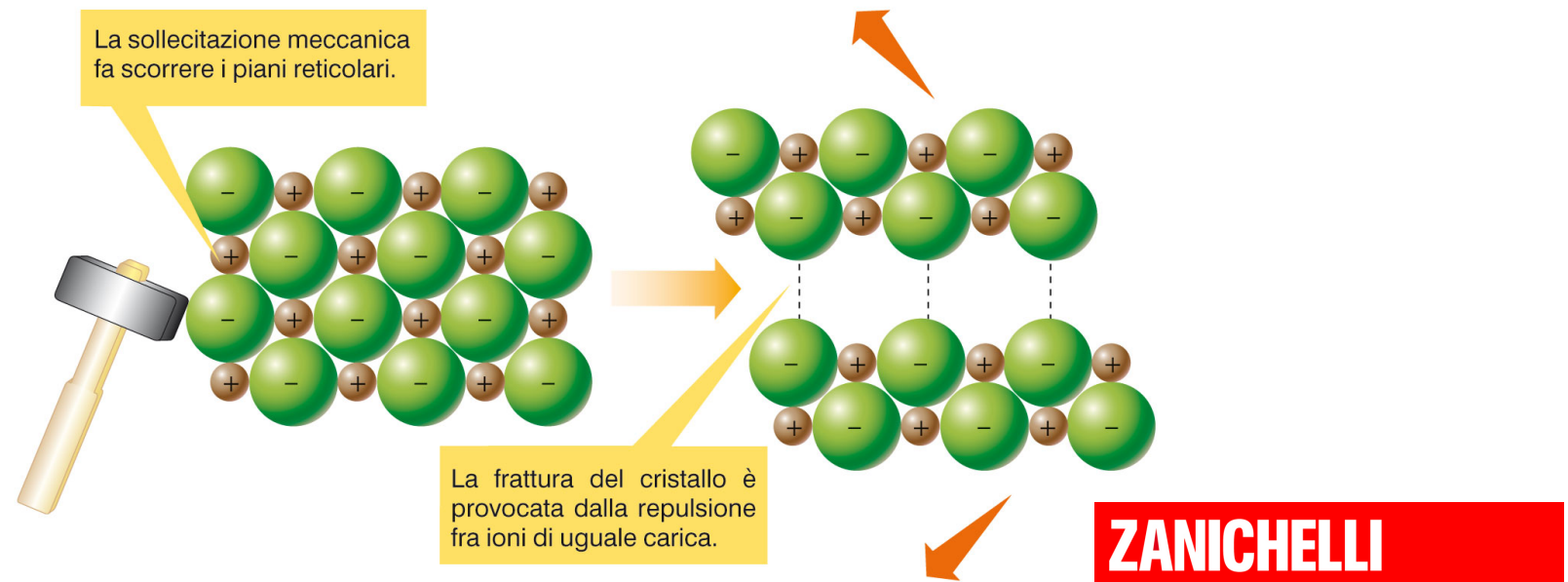
Sulla base del tipo di legame che aggrega le unità costitutive, i **solidi** vengono classificati in:

- **crystallini** in cui le particelle sono disposte in modo ordinato e regolare;
- **amorfi** in cui le particelle sono disposte disordinatamente.

La classificazione dei solidi (II)

I **cristalli ionici** si formano in virtù dell'attrazione fra ioni con carica opposta.

Sono fragili, presentano elevata temperatura di fusione, conducono elettricità allo stato fuso e in soluzione acquosa.



La classificazione dei solidi (III)

I **cristalli covalenti** o solidi reticolari si formano grazie a una rete tridimensionale di legami covalenti fra gli atomi.

Sono duri, hanno temperatura di fusione elevata, non conducono elettricità e non sono solubili in acqua.



La classificazione dei solidi (IV)

I cristalli molecolari apolari sono costituiti da molecole apolari tenute insieme da forze di Van der Waals.

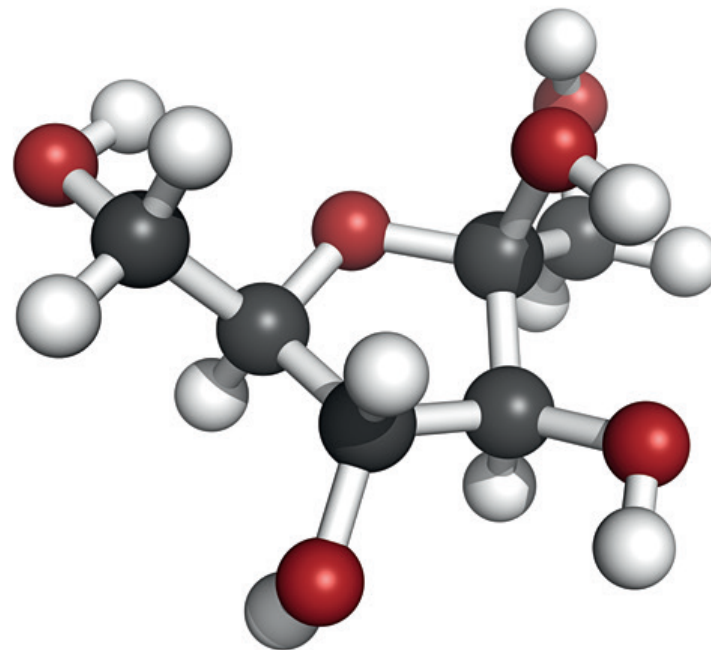
Sono solidi a bassissime temperature, quasi mai a temperatura ambiente, sono solubili in solventi apolari e non in acqua.



La classificazione dei solidi (V)

I cristalli molecolari polari sono costituiti da molecole polari che si attraggono con legami dipolo-dipolo o legami a idrogeno.

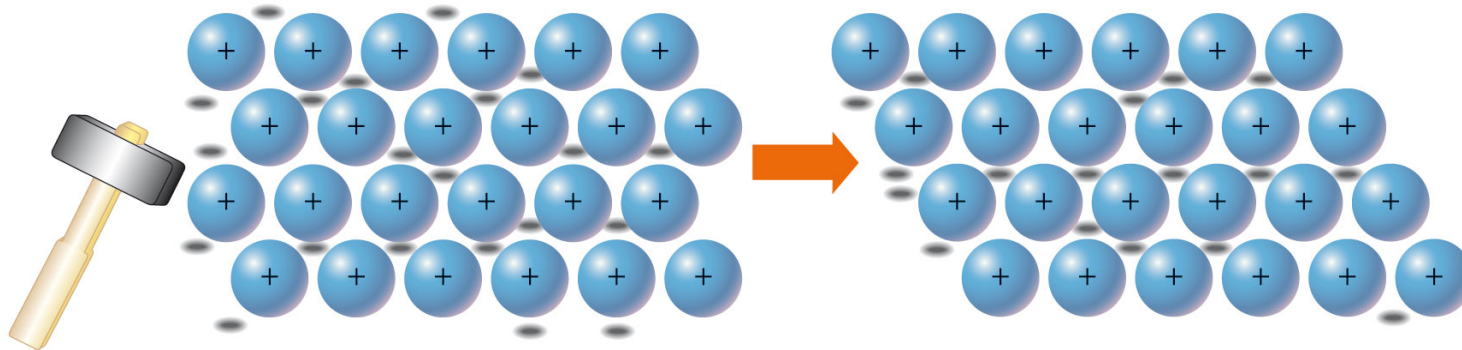
Hanno basse temperature di fusione, non conducono elettricità nonostante siano solubili in acqua.



La classificazione dei solidi (VI)

I **cristalli metallici** sono costituiti da atomi legati con legame metallico.

Sono duttili, malleabili, conducono elettricità e calore.



Le **leghe** sono soluzioni di più metalli allo stato solido.

La classificazione dei solidi (VII)

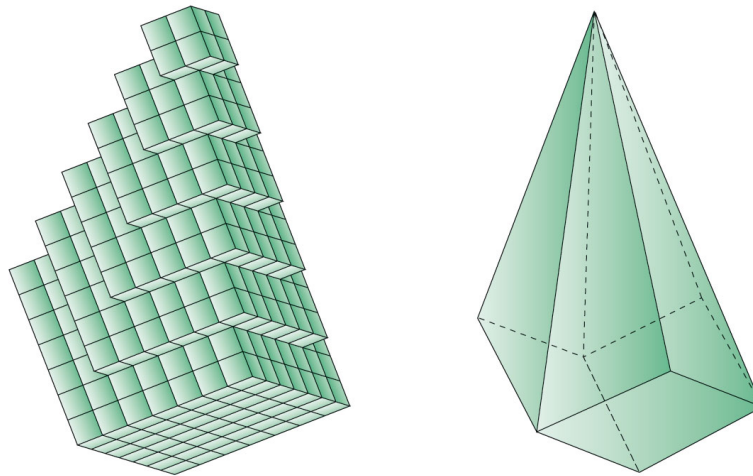
Tipo di cristallo	Unità strutturali	Legame tra le unità strutturali	Esempi	Punto di fusione	Proprietà meccaniche ed elettriche
ionico	ioni positivi e negativi	ionico	NaCl (cloruro di sodio), KNO ₃ (nitrato di potassio)	elevato	Duro e fragile. Se solubile in acqua, dà soluzioni conduttrici di elettricità.
reticolare	atomi	covalente	C (diamante e grafite), SiO ₂ (quarzo)	molto elevato	In genere duro, fragile e non conduttore di elettricità. Insolubile in acqua.
molecolare polare	molecole polari	forze intermolecolari	H ₂ O (ghiaccio), C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (saccarosio)	non elevato	Tenero e fragile. In genere le soluzioni non sono conduttrici di elettricità.
molecolare apolare	molecole apolari	forze intermolecolari	I ₂ (iodio), CO ₂ (ghiaccio secco)	basso	Tenero e fragile. Non conduce la corrente né allo stato solido né in soluzione.
metallico	ioni positivi immersi nel mare di elettroni	metallico	elementi del blocco s e d della tavola periodica (Na, Cu)	variabile	Lucente, malleabile e duttile. Conduce l'elettricità e il calore.

Classificazione dei differenti tipi di cristallo

La struttura dei solidi (I)

I **solidi cristallini** sono caratterizzati da una disposizione interna regolare di atomi, molecole o ioni.

La **cella elementare** è l'unità più piccola che, ripetuta nelle tre dimensioni dello spazio, genera l'intero cristallo.



La struttura dei solidi (II)

Tutti i reticoli cristallini si possono ricondurre a 14 tipi di celle elementari: i **reticoli di Bravais**.

I reticoli di Bravais a loro volta si possono raggruppare, in base alle caratteristiche comuni, nei **sistemi cristallografici**.



La struttura dei solidi (III)

I sistemi cristallografici sono sette:

1. cubico (diamante, oro, salgemma);
2. esagonale (grafite, smeraldo);
3. tetragonale (zirconio);
4. trigonale (rubini, zaffiri, calcite);
5. rombico (topazio);
6. monoclinico (crocoite);
7. triclino.

Il polimorfismo e l'isomorfismo (I)

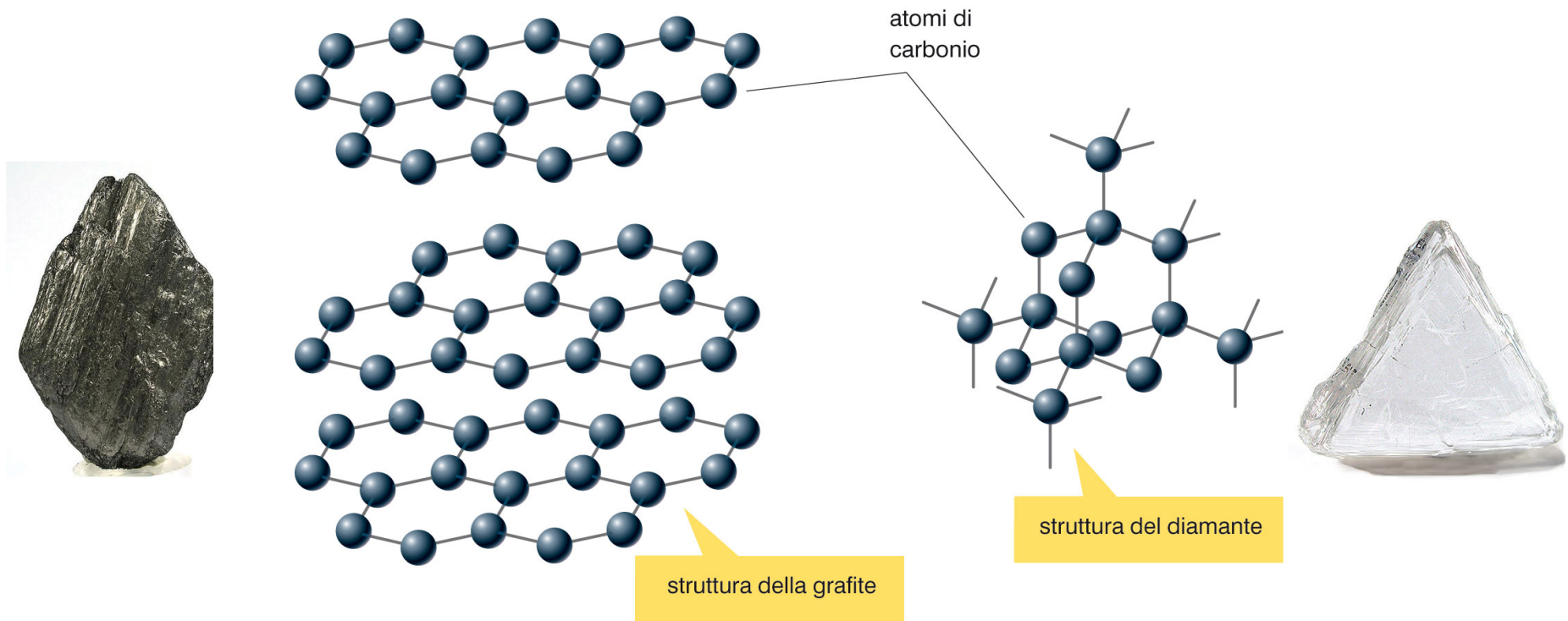
Cristalli che hanno la stessa composizione chimica, possono presentarsi con strutture cristalline diverse.

Forme alternative di uno stesso elemento che si diversificano per il modo in cui gli atomi sono legati sono dette **allotropi**.

Un esempio è il carbonio che presenta due forme allotropiche:

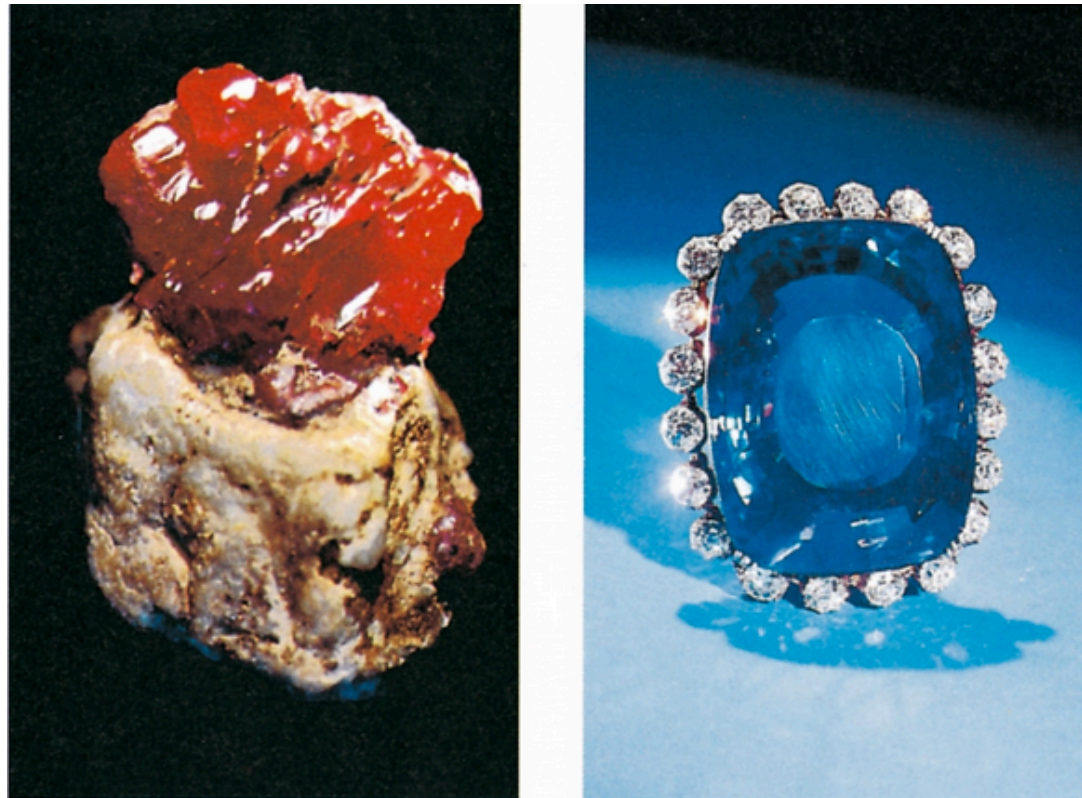
- la **grafite**, con reticolo esagonale;
- il **diamante**, con reticolo cubico.

Il polimorfismo e l'isomorfismo (II)



Il polimorfismo e l'isomorfismo (III)

L'**isomorfismo** è il fenomeno per cui sostanze diverse formano cristalli aventi lo stesso reticolo.



Il polimorfismo e l'isomorfismo (IV)

La **durezza** è la resistenza che un cristallo oppone alla scalfittura, stimata in base alla scala di Mohs.

Durezza	Minerale di riferimento	Test comune per i minerali
1	talco	Si scalfiscono con l'unghia.
2	gesso	
3	calcite	Si scalfiscono con una lama d'acciaio, ma non incidono il vetro.
4	fluorite	
5	apatite	
6	ortoclasio	Scalfiscono il vetro.
7	quarzo	
8	topazio	Scalfiscono sia il vetro sia l'acciaio (rubini, zaffiri, smeraldi).
9	corindone	
10	diamante	

Le proprietà intensive dello stato liquido (I)

Le molecole dei liquidi sono molto mobili e incompressibili.

Molte proprietà dei liquidi dipendono dalla natura delle forze intermolecolari che agiscono nella sostanza.

Sostanza	Tensione di vapore (mmHg)	Tensione superficiale (N/m)	Viscosità (N · s/m ²)
H ₂ O	17,5	$7,275 \cdot 10^{-2}$	1,005
CCl ₄	91	$2,643 \cdot 10^{-2}$ (*)	0,969
Hg	0,0012	$47,2 \cdot 10^{-2}$	1,685

(*) Valore a 25 °C.

Le proprietà intensive dello stato liquido (II)

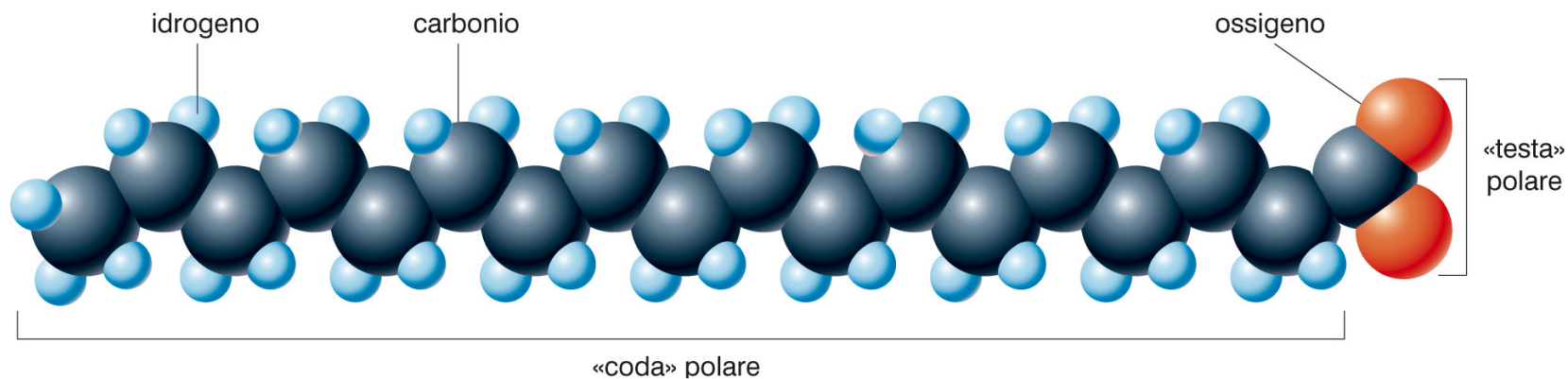
La **tensione superficiale** di un liquido è l'energia necessaria per far aumentare di un'unità la sua area superficiale.



Le proprietà intensive dello stato liquido (III)

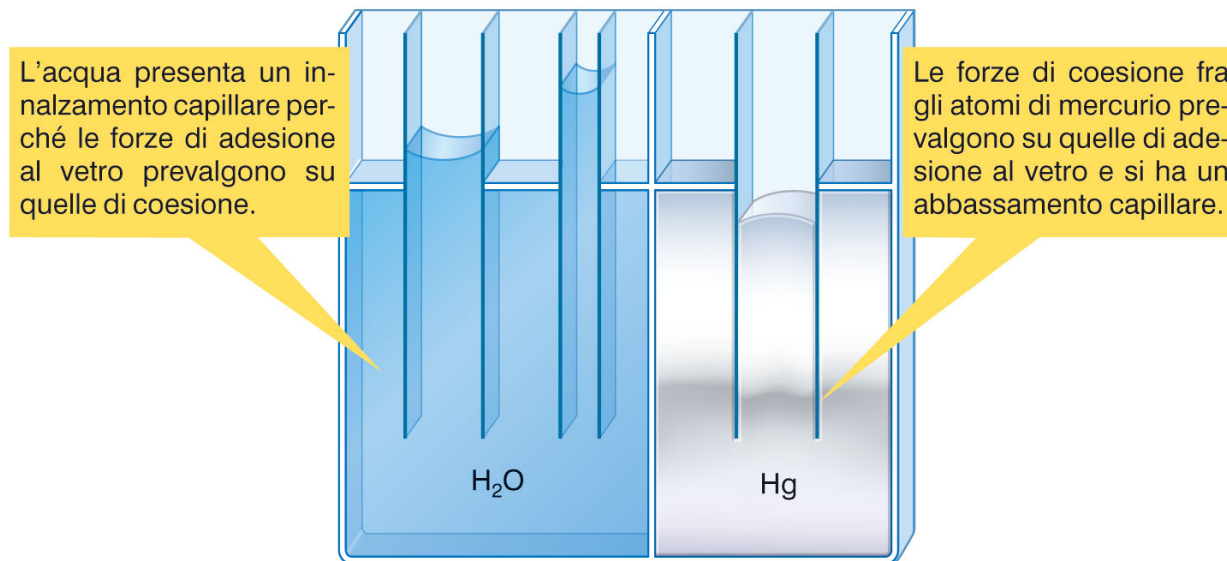
La tensione superficiale diminuisce all'aumentare della temperatura perché l'agitazione termica delle molecole attenua i legami intermolecolari.

La presenza di tensioattivi diminuisce la tensione superficiale.



Le proprietà intensive dello stato liquido (IV)

La **capillarità** è un fenomeno che provoca l'innalzamento o l'abbassamento del livello di un liquido all'interno di un capillare.



Le proprietà intensive dello stato liquido (V)

La **tensione di vapore** è la pressione esercitata dalle molecole che evaporano da un liquido in un recipiente chiuso quando velocità di evaporazione e di condensazione si uguagliano.

La tensione di vapore è tanto più alta quanto più è elevata la temperatura. A parità di temperatura, la facilità con cui le molecole sfuggono dal proprio liquido dipende dall'intensità delle loro forze attrattive.

Le proprietà intensive dello stato liquido (VI)

I liquidi che hanno un'elevata tensione di vapore si dicono **volatili**.

La **viscosità** è la resistenza dovuta alla forza di attrazione intermolecolare tra le lamine che i fluidi oppongono allo scorrimento.

