

1. La forma delle molecole
2. La teoria VSEPR
3. Molecole polari e apolari
4. Le forze intermolecolari
5. Legami a confronto

1. La forma delle molecole

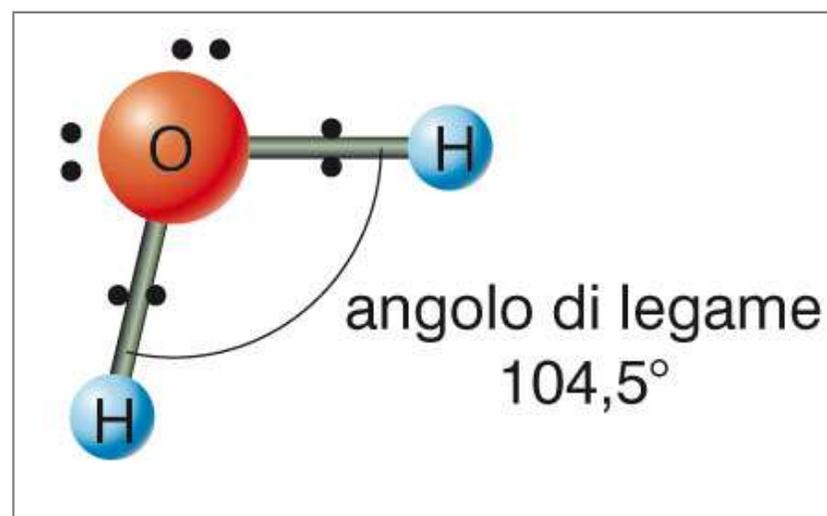
Molte proprietà delle sostanze dipendono dalla forma delle loro molecole.

I moderni mezzi di indagine hanno messo in evidenza che in una molecola gli atomi sono disposti in rapporti geometrici particolari che conferiscono alle sostanze le loro proprietà peculiari.

ZANICHELLI

1. La forma delle molecole

Ciò che definisce la geometria di una molecola è l'**angolo di legame**, ovvero l'angolo formato dagli assi congiungenti i nuclei degli atomi che si legano.



ZANICHELLI

2. La teoria VSEPR

La teoria **VSEPR** (*Valence Shell Electron-Pair Repulsion*) è detta teoria della repulsione delle coppie di elettroni del guscio di valenza.

ZANICHELLI

2. La teoria VSEPR

I principi fondamentali della teoria VSEPR sono

- la disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche di valenza che circondano l'atomo centrale;
- le coppie elettroniche, avendo uguale segno, si respingono e si collocano alla maggiore distanza possibile le une dalle altre.

ZANICHELLI

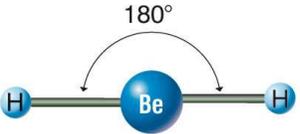
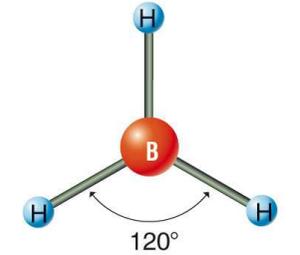
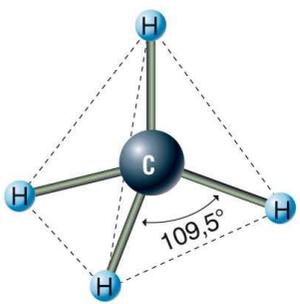
2. La teoria VSEPR

In base al numero di coppie elettroniche intorno all'atomo centrale si ha che

- due coppie individuano una geometria lineare con angoli di 180° ;
- tre coppie determinano un assetto triangolare equilatero con angoli di 120° ;
- quattro coppie individuano una geometria tetraedrica con angoli di $109,5^\circ$.

ZANICHELLI

2. La teoria VSEPR

Molecola	Numero di gruppi elettronici	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
BeH ₂	2	H : Be : H	lineare	H — Be — H	180°	
BH ₃	3	<pre> H H : B : H H </pre>	triangolare planare	<pre> H B / \ H H </pre>	120°	
CH ₄	4	<pre> H H : C : H H </pre>	tetraedrica	<pre> H C / \ H H H </pre>	109,5°	

ZANICHELLI

2. La teoria VSEPR

Le coppie di elettroni liberi hanno un comportamento simile a quello delle coppie condivise, ma la repulsione tra coppie elettroniche libere è maggiore di quella tra coppie elettroniche condivise.

ZANICHELLI

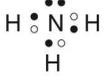
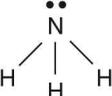
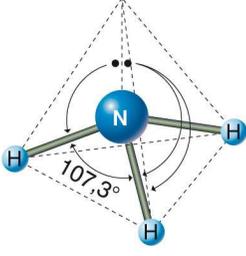
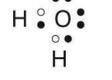
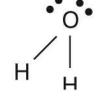
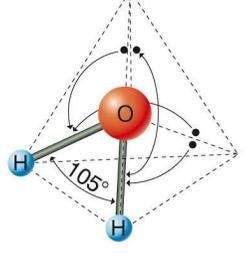
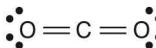
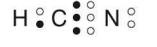
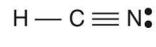
2. La teoria VSEPR

Nel caso di coppie elettroniche libere, la forma della molecola tiene conto anche del doppietto elettronico.

I legami covalenti doppi e tripli valgono come un legame singolo ai fini della geometria molecolare.

ZANICHELLI

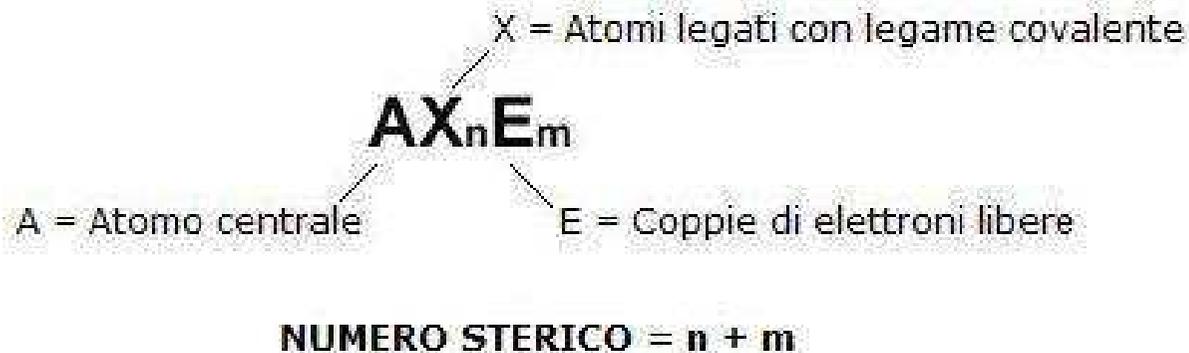
2. La teoria VSEPR

Molecola	Numero di gruppi elettronici	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
NH ₃	4		piramide triangolare		107,3°	
H ₂ O	4		piegata		105°	
CO ₂	2		lineare		180°	
HCN	2		lineare		180°	

ZANICHELLI

Metodo del numero sterico

Secondo la teoria VSEPR, per determinare la geometria di una molecola bisogna calcolare il valore del numero sterico NS eseguendo la somma tra (m + n); in altre parole è necessario determinare il valore del numero sterico NS sommando il numero di atomi (X) legati all'atomo centrale (A) e il numero di coppie di elettroni libere presenti sull'atomo centrale. In base a questo valore è possibile prevedere la geometria della molecola.



Geometrie VSEPR					
Coppie solitarie					
	0	1	2	3	4
NS=2	 <p>AX₂ lineare</p>				
NS=3	 <p>AX₃ Trigonale planare</p>	 <p>AX₂E₁ Angolata</p>			
NS=4	 <p>AX₄ Tetraedrica</p>	 <p>AX₃E₁ Piramidale trigonale</p>	 <p>AX₂E₂ Angolata</p>		
NS=5	 <p>AX₅ Bipiramidale trigonale</p>	 <p>AX₄E₁ Altalena o cavalletto (Seesaw o sawhorse)</p>	 <p>AX₃E₂ a forma di T</p>	 <p>AX₂E₃ Lineare</p>	
NS=6	 <p>AX₆ Ottaedrica</p>	 <p>AX₅E₁ Piramidale quadrata</p>	 <p>AX₄E₂ Planare quadrata</p>	 <p>AX₃E₃ a forma di T</p>	 <p>AX₂E₄ Lineare</p>

Formule di struttura:

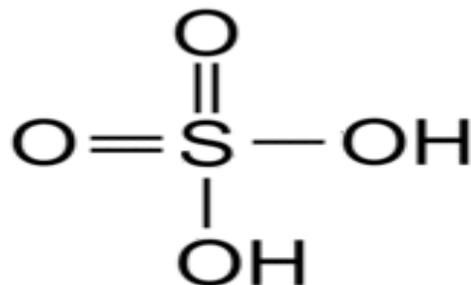
la **formula di struttura** di una molecola è un tipo di formula chimica che indica la natura degli atomi che compongono una molecola, descrivendone la disposizione spaziale e come essi sono legati tra loro

Esempio: ossiacidi

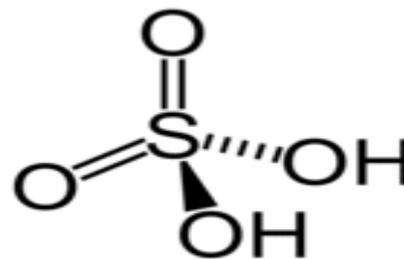
1. considerare il non metallo come elemento centrale.
2. gli idrogeni protici sono essenzialmente quelli legati all'ossigeno (gruppi -OH)
3. i rimanenti atomi si legheranno all'elemento centrale nel rispetto della sua configurazione elettronica esterna



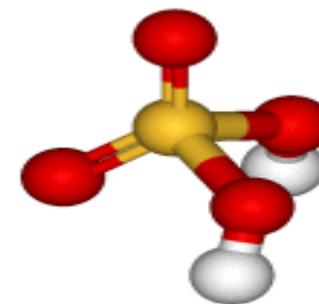
Formula molecolare



Formula di struttura



Formula spaziale



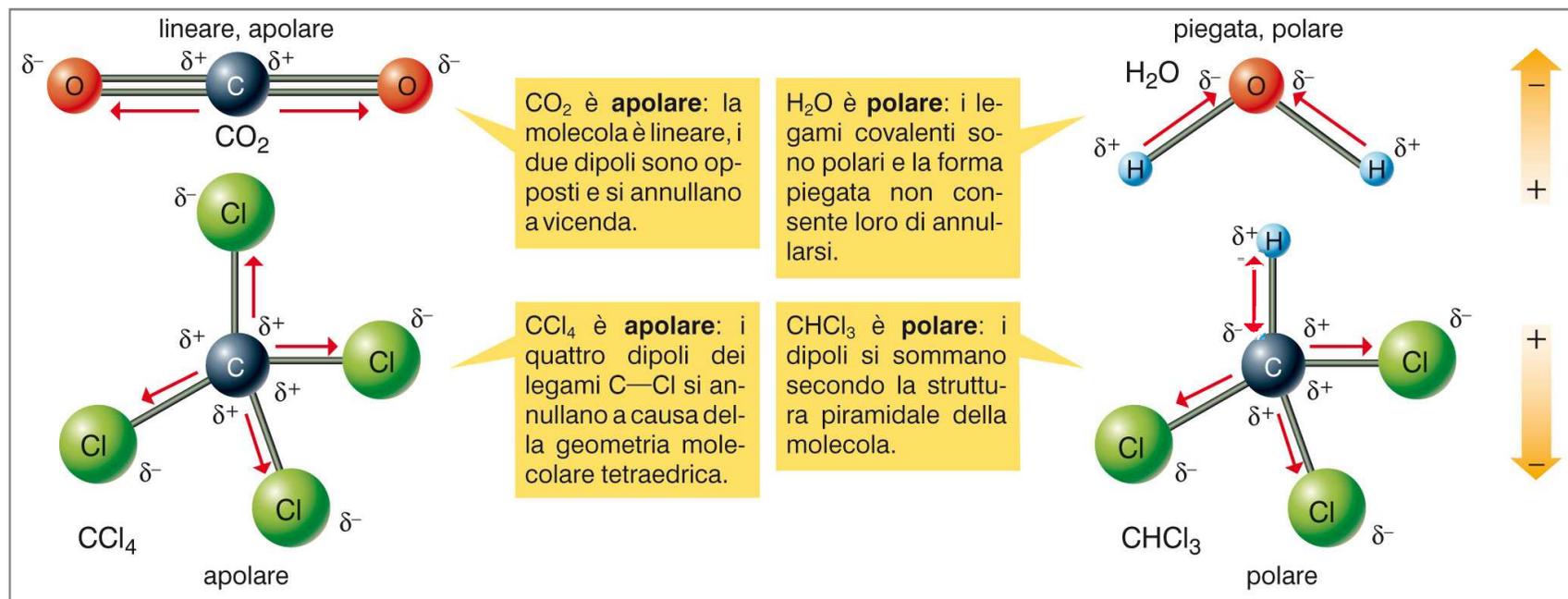
3D

3. Molecole polari e apolari

La polarità di una molecola dipende anche dalla geometria della molecola, cioè dalla disposizione nello spazio dei suoi legami.

ZANICHELLI

3. Molecole polari e apolari



ZANICHELLI

3. Molecole polari e apolari

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

ZANICHELLI

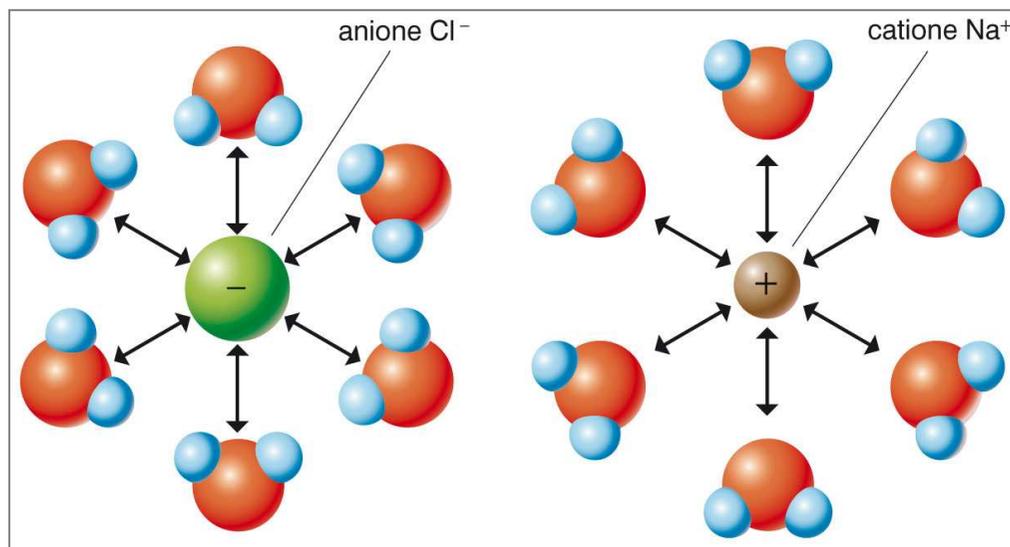
3. Molecole polari e apolari

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

ZANICHELLI

3. Molecole polari e apolari

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



ZANICHELLI

4. Le forze intermolecolari

Le **forze intermolecolari** sono forze di natura elettrostatica che mantengono le molecole vicine tra loro.

Si conoscono due tipi di legami intermolecolari

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

4. Le forze intermolecolari

Le forze dipolo-dipolo sono forze di attrazione tra dipoli, in qualsiasi stato fisico si trovino.

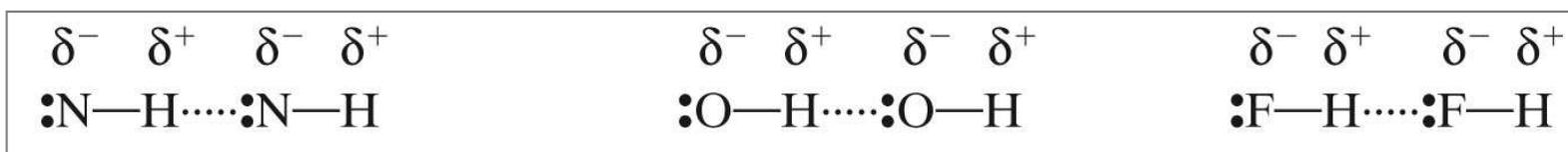
I legami elettrostatici tra dipoli permanenti sono chiamati **forze dipolo-dipolo**.

Le **forze di London** sono dovute all'attrazione tra i dipoli temporanei di molecole vicine.

ZANICHELLI

4. Le forze intermolecolari

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).



ZANICHELLI

4. Le forze intermolecolari

Il legame a idrogeno è la più grande forza attrattiva intermolecolare ma è circa 10 volte più debole di un legame covalente.

ZANICHELLI

4. Le forze intermolecolari

Le proprietà dell'acqua dipendono dal legame a idrogeno.

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

ZANICHELLI

5. Legami a confronto

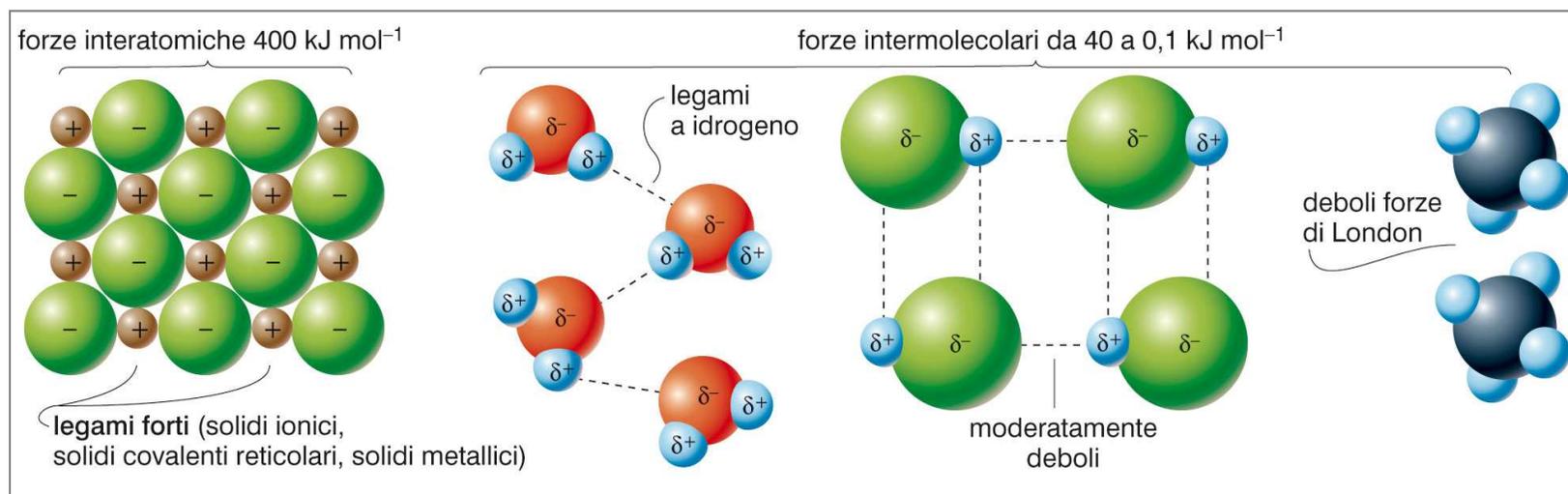
La forza di legame è legata all'energia necessaria per allontanare particelle legate tra loro.

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 $4 \cdot 96,5 \cong 400$)
legame ionico (a)	circa 4	(circa $4 \cdot 96,5 \cong 400$)
legame metallico (a)	0,4 – 1,2	$[(0,4 - 1,2) \cdot 96,5] \cong 40 - 120$
legame a idrogeno (b)	0,2 – 0,4	$[(0,2 - 0,4) \cdot 96,5] \cong 20 - 40$
forze di Van der Waals (b)	0,01 – 0,1	$[(0,01 - 0,1) \cdot 96,5] \cong 1 - 10$

ZANICHELLI

5. Legami a confronto

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



ZANICHELLI

6. La classificazione dei solidi

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

I solidi vengono classificati in base al tipo di legame che aggrega le unità costitutive.

ZANICHELLI

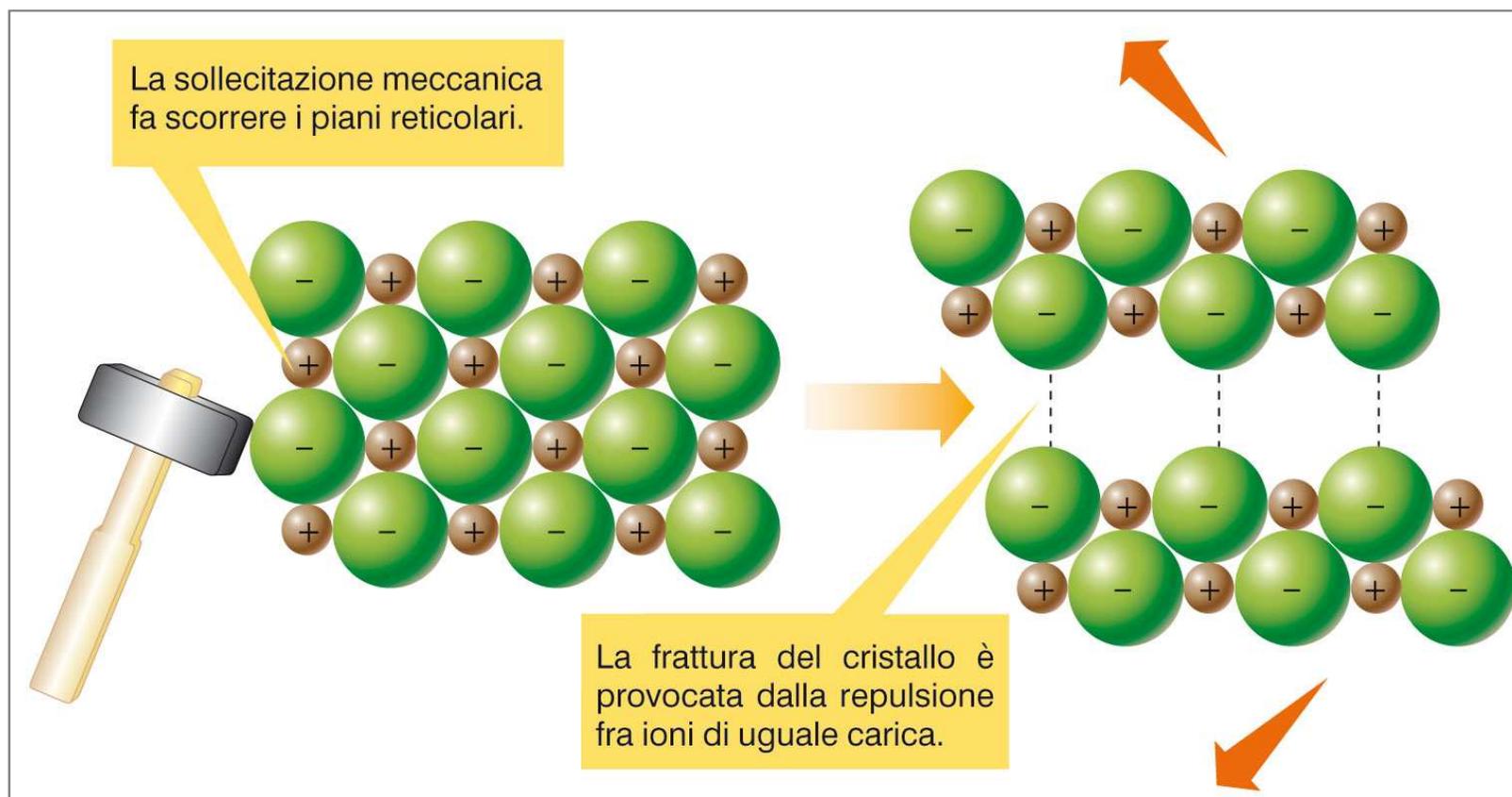
6. La classificazione dei solidi

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.

ZANICHELLI

6. La classificazione dei solidi



ZANICHELLI

6. La classificazione dei solidi

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.

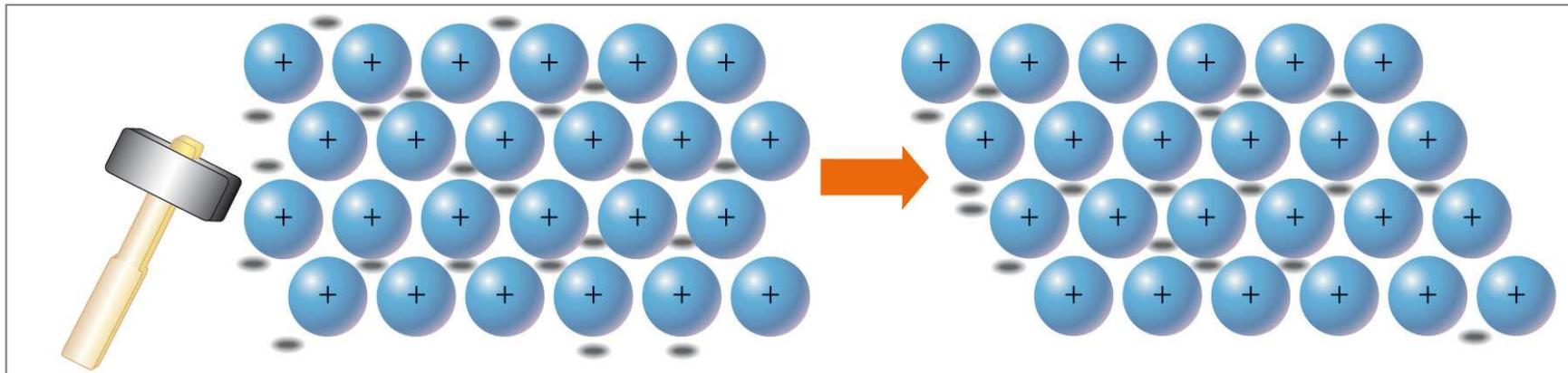


ZANICHELLI

6. La classificazione dei solidi

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

Sono duttili, malleabili, conducono elettricità e calore.

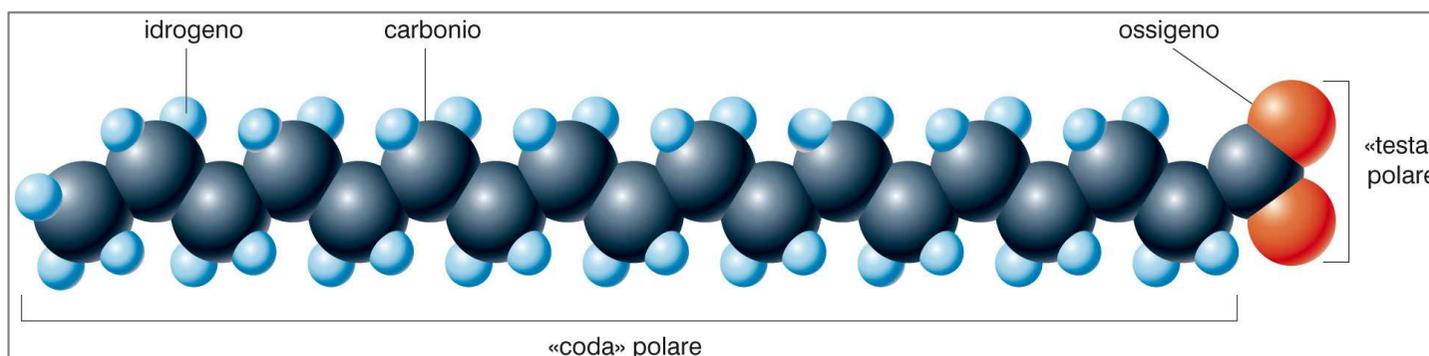


ZANICHELLI

7. Le proprietà intensive dello stato liquido

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.



ZANICHELLI