

ZANICHELLI

Giuseppe Valitutti

Marco Falasca

Patrizia Amadio

Lineamenti di chimica

ZANICHELLI

Capitolo 10

La forma delle molecole e le forze intermolecolari

ZANICHELLI

Sommario

1. La forma delle molecole
2. La teoria VSEPR
3. Molecole polari e non polari
4. Le forze intermolecolari
5. Le proprietà intensive dello stato liquido

La forma delle molecole

Molte proprietà della molecole non dipendono solo dalla loro formula chimica, ma anche da come gli *atomi si dispongono nello spazio*.



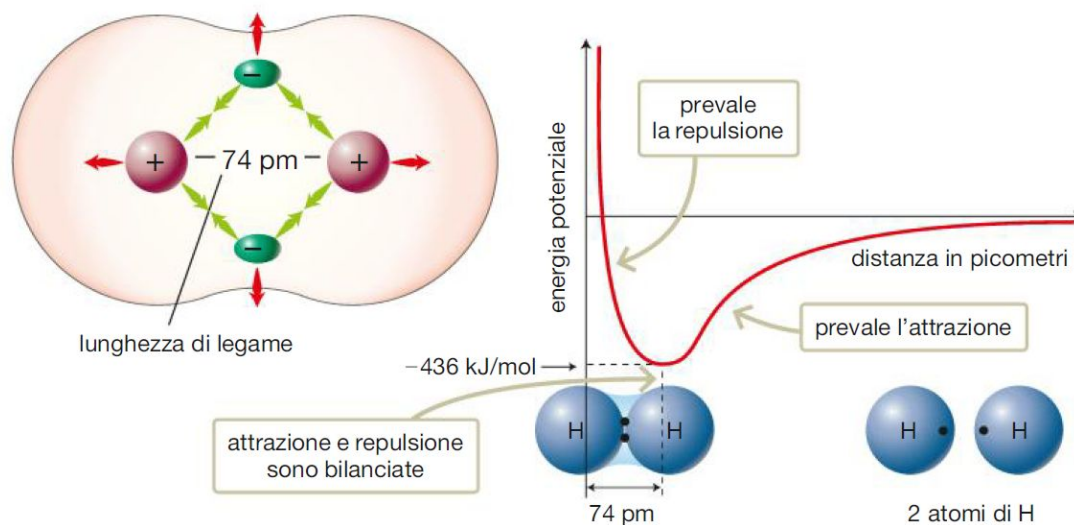
Per descrivere la **forma delle molecole** è necessario definire alcuni parametri:

- lunghezza di legame
- angolo di legame.

La forma delle molecole

La **lunghezza di legame** è la distanza che intercorre tra i nuclei dei due atomi uniti da un legame covalente.

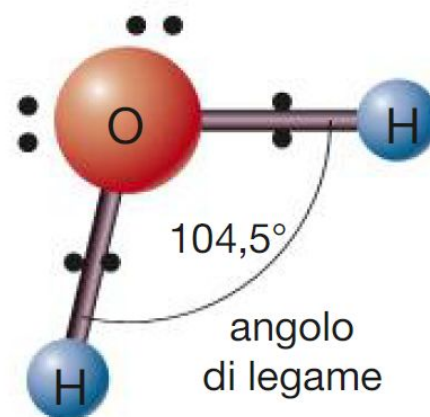
È il risultato del bilanciamento tra le forze di attrazione e le forze di repulsione.



La forma delle molecole

L'**angolo di legame** è l'angolo formato dagli assi che congiungono i nuclei degli atomi legati.

Nella molecola d'acqua i legami formano un angolo di $104,5^\circ$. Le coppie elettroniche libere intorno all'atomo centrale sono dette **coppie solitarie**.



La teoria VSEPR

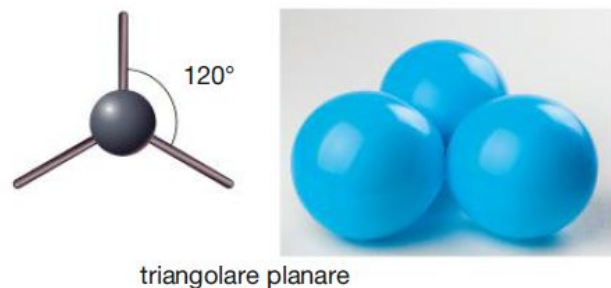
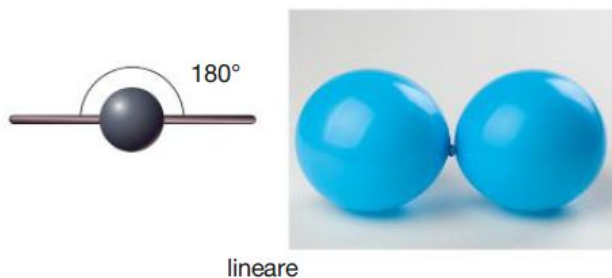
Ronald Gillespie nel 1957 mise a punto la teoria **VSEPR** (*Valence Shell Electron-Pair Repulsion*):

- gli atomi in una molecola si dispongono in base al numero di coppie di elettroni di valenza che circondano l'atomo centrale
- le coppie elettroniche si collocano il più lontano possibile tra loro

La teoria VSEPR

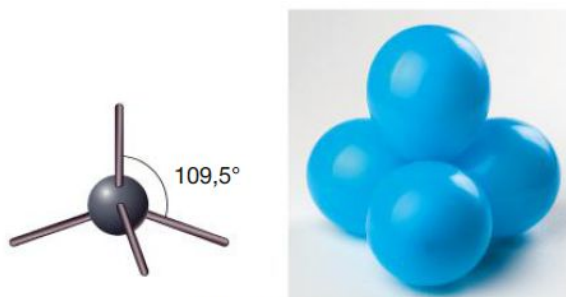
La teoria VSEPR ci permette di determinare la geometria della gran parte delle molecole in base al numero delle coppie elettroniche intorno all'atomo centrale:

- 2 coppie → geometria **lineare**
- 3 coppie → geometria **triangolare planare**

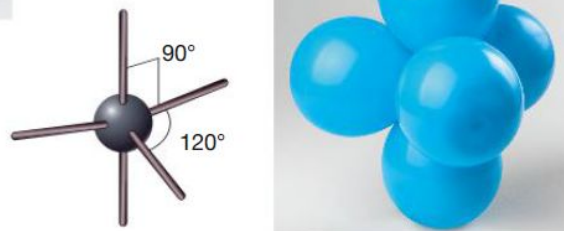


La teoria VSEPR

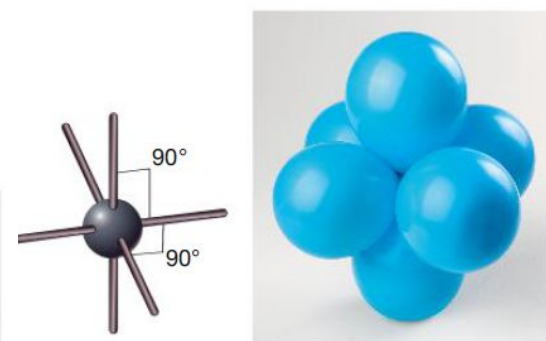
- 4 coppie → geometria **tetraedrica**
- 5 coppie → geometria **trigonale bipyramidale**
- 6 coppie → geometria **ottaedrica**



tetraedrica



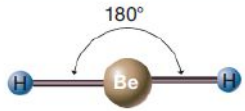
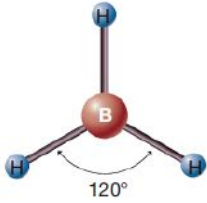
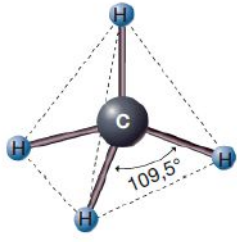
trigonale bipyramidale



ottaedrica

La teoria VSEPR

La forma di alcune molecole in cui l'atomo centrale ha tutti gli elettroni di valenza impegnati in legami.

Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
BeH_2	$\text{H} \cdot \text{Be} \cdot \text{H}$	lineare	$\text{H} - \text{Be} - \text{H}$	180°	
BH_3	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \text{B} \cdot \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	triangolare planare	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	120°	
CH_4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	tetraedrica	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$109,5^\circ$	

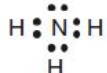
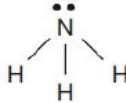
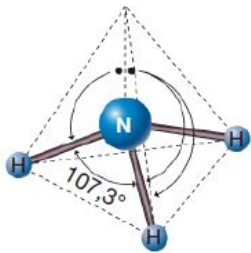


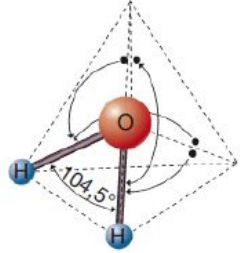
La teoria VSEPR

La repulsione tra due **coppie elettroniche libere** è maggiore della repulsione tra una coppia di elettroni liberi e una condivisa, che è a sua volta maggiore della repulsione tra due coppie di elettroni condivisi.

Le molecole con coppie di elettroni liberi sull'atomo centrale, quindi, hanno *angoli di legame diversi* dalle molecole in cui l'atomo centrale è circondato esclusivamente da doppietti elettronici di legame.

La teoria VSEPR

La forma di alcune molecole con coppie di elettroni liberi sull'atomo centrale.

Molecola	Struttura di Lewis	Forma	Struttura geometrica	Angolo di legame	Modello
NH ₃		piramidale triangolare		107,3°	
H ₂ O		piegata		104,5°	

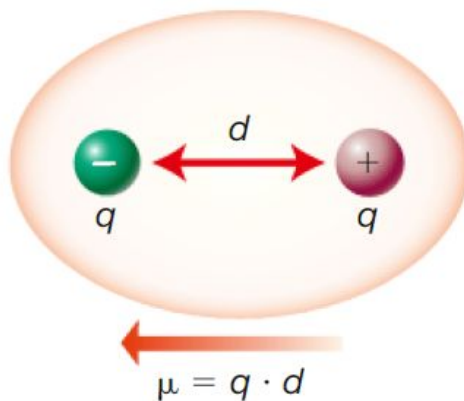
Molecole polari e non polari

La **polarità** di una molecola dipende sia dalla presenza di legami covalenti polari fra gli atomi che la compongono che dalla sua forma.

Una molecola che presenta legami covalenti puri, qualunque sia la sua forma, è una molecola **apolare**.

Molecole polari e non polari

Un dipolo elettrico è caratterizzato dal suo **momento dipolare**, μ , una grandezza vettoriale che è tanto maggiore quanto più grandi sono le cariche parziali q e la loro distanza d . La sua unità di misura è il *debye* (D).

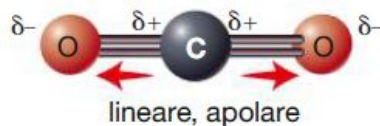


Una molecola è **polare** se la somma dei momenti dipolari dei suoi legami è diversa da zero.

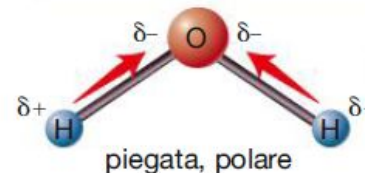
Molecole polari e non polari

Alcuni casi di molecole polari e non polari.

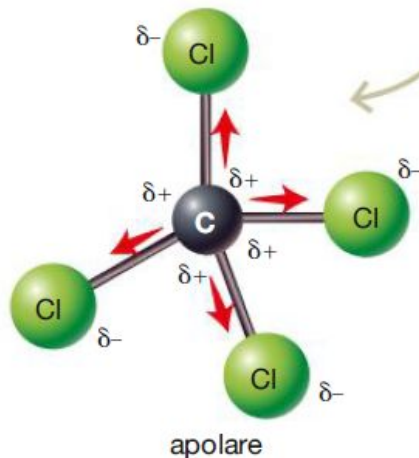
CO₂ è apolare: la molecola è lineare, i due dipoli sono opposti e si annullano a vicenda.



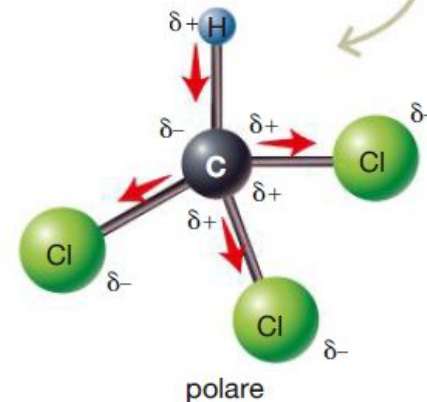
H₂O è polare: i legami covalenti sono polari e la forma piegata non consente loro di annullarsi.



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 tetraedrica della molecola e non si annullano.



Molecole polari e non polari

Solo le molecole polari sono attratte da una bacchetta elettrizzata.



Molecole polari e non polari

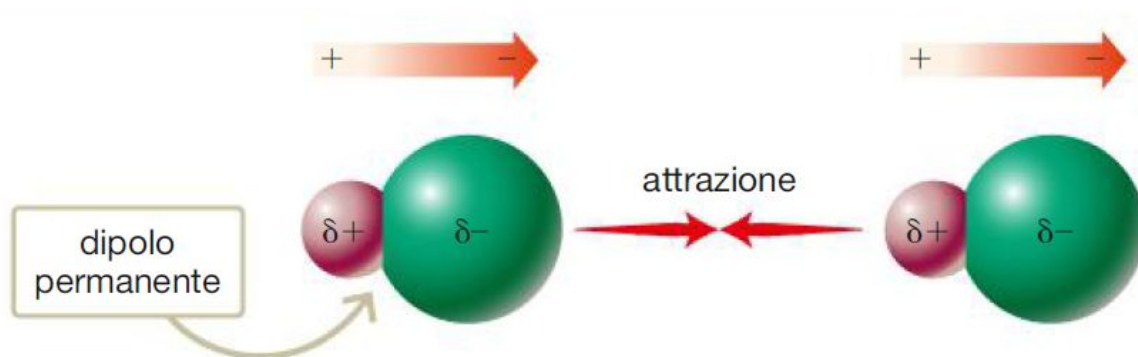
Il simile scioglie il simile:

- **solventi non polari** (benzina, tetracloruro di carbonio, cherosene) → sciolgono molecole non polari
- **solventi polari** (acqua, alcol, acetone) → sciolgono molecole polari.

Le forze intermolecolari

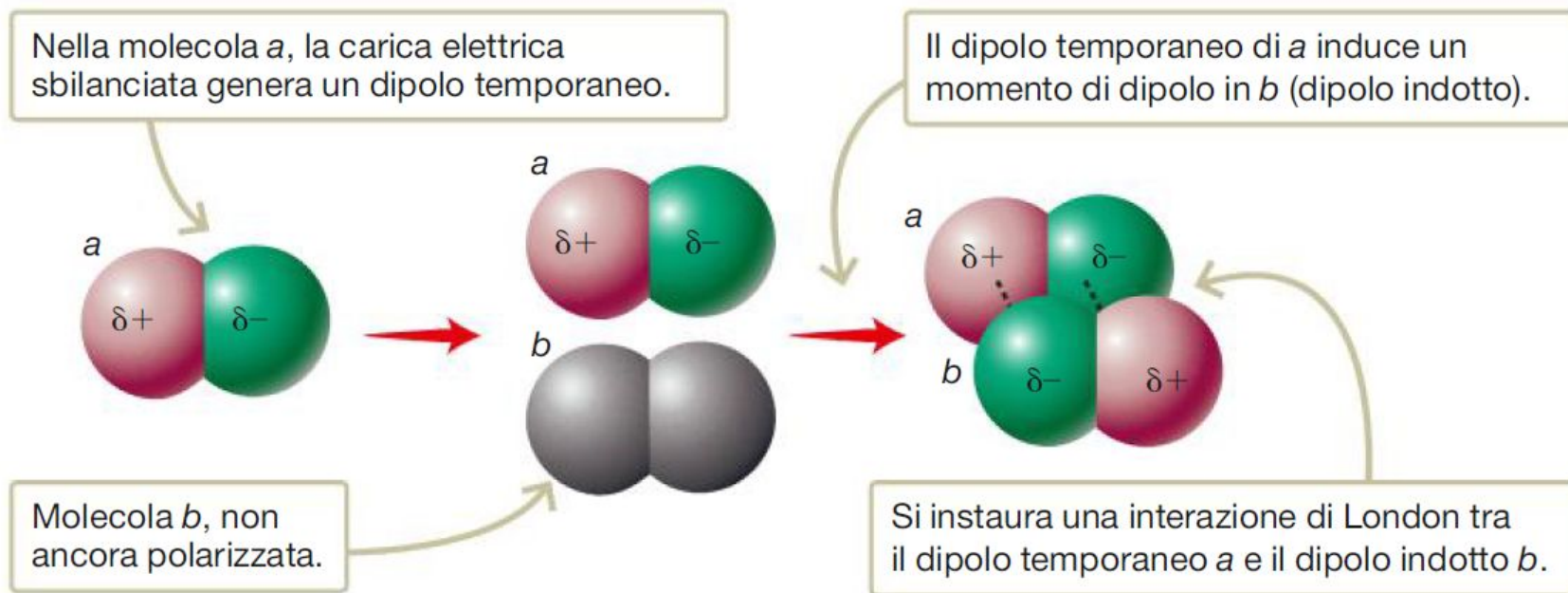
I legami elettrostatici tra *dipoli permanenti* (molecole polari) sono chiamati **forze dipolo-dipolo**.

Sono interazioni deboli *a corto raggio*, cioè significative solo a brevi distanze.



Le forze intermolecolari

I legami elettrostatici tra *dipoli temporanei* (molecole apolari) sono chiamati **forze di London**.



Le forze intermolecolari

I legami elettrostatici tra dipoli permanenti o temporanei sono chiamati **forze di van der Waals**.

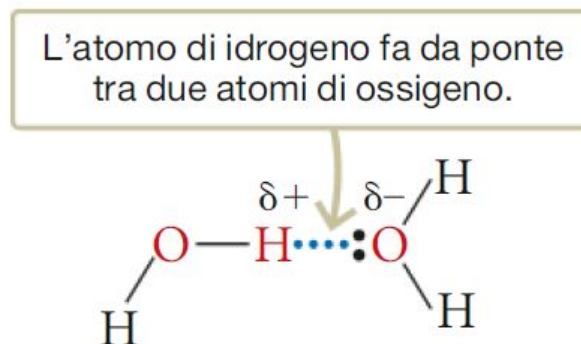
Sono circa 50 volte più deboli del legame covalente e aumentano al crescere della dimensione e della massa delle molecole.

Alogeno	t_{eb} (°C)	Massa molecolare (MM)	Numero elettroni
F ₂	-188,0	38	18
Cl ₂	-34,5	70,90	34
Br ₂	58,8	159,82	70
I ₂	185,2	253,8	106

Le forze intermolecolari

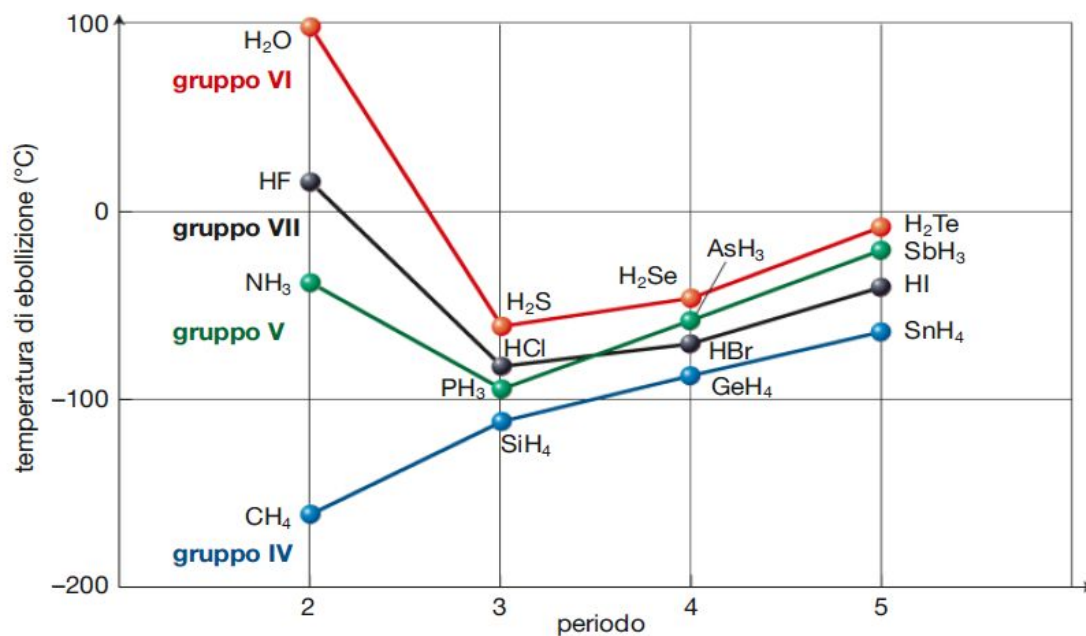
Il **legame a idrogeno** è una particolare forza dipolo-dipolo che si forma tra molecole:

- con un atomo di idrogeno legato in modo covalente a un atomo piccolo e molto elettronegativo (N, O, F)
- in cui l'atomo piccolo e molto elettronegativo ha almeno una coppia elettronica libera.



Le forze intermolecolari

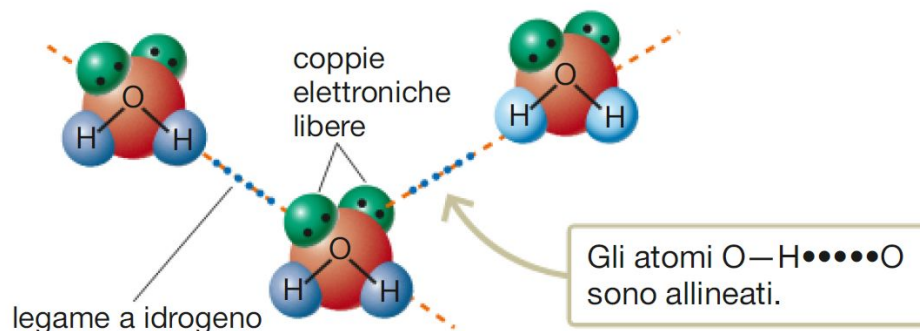
Il legame a idrogeno è la *più intensa forza attrattiva intermolecolare*, ma è circa 10 volte più debole del legame covalente.



Le forze intermolecolari

Per formare un legame a idrogeno, i due atomi elettronegativi e l'idrogeno che fa da ponte devono essere tutti allineati. Le molecole quindi devono distanziarsi.

Nell'acqua allo stato solido le molecole sono bloccate in questa geometria e restano molti spazi vuoti. È per questo che il ghiaccio ha un volume maggiore e una densità minore dell'acqua liquida.



Le forze intermolecolari

La **forza di legame** non è legata al concetto fisico di forza (espressa in newton), ma alla quantità di energia che occorre per rompere i legami.

	Tipo di legame	Energia necessaria per rompere 1 mol di legami (kJ/mol)	
Forze interatomiche	covalente, ionico, metallico	≈ 40-1000	
Forze intermolecolari	legame a idrogeno	≈ 10-40	
	forze di van der Waals	forze dipolo-dipolo	≈ 5-10
		forze di London	≈ 0,1-5

Solo se le interazioni intermolecolari di due liquidi sono di grandezza paragonabile, questi sono miscibili tra loro.

Le proprietà intensive dello stato liquido

I legami intermolecolari influenzano le **proprietà intensive dello stato liquido**:

- tensione di vapore
- tensione superficiale
- capillarità
- viscosità.

Le proprietà intensive dello stato liquido

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

Indica la tendenza delle molecole a passare dallo stato liquido a quello gassoso.

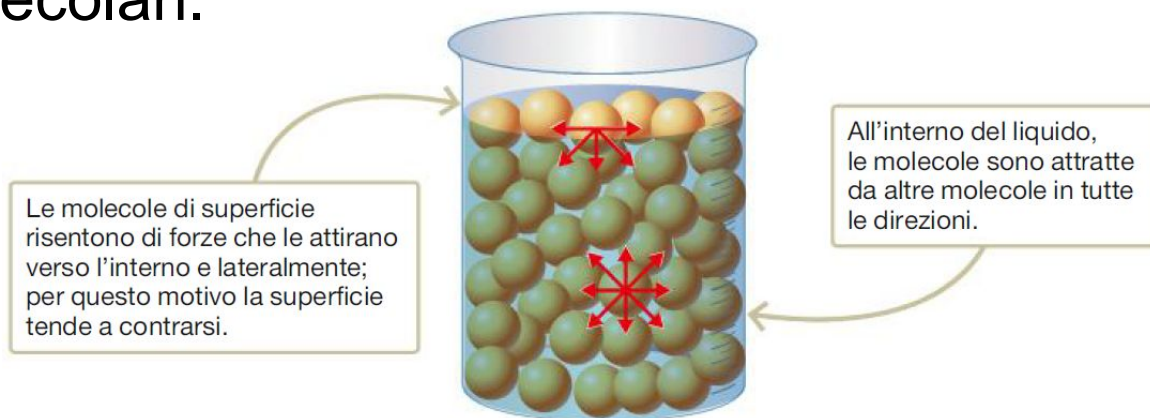
La tensione di vapore *diminuisce* all'aumentare dell'intensità delle forze intermolecolari.

Le proprietà intensive dello stato liquido



La **tensione superficiale** è la forza di coesione tra le molecole superficiali di un liquido. Il liquido tende ad assumere la forma che gli consente di avere la superficie minore.

La tensione superficiale *cresce* all'aumentare dell'intensità delle forze intermolecolari.

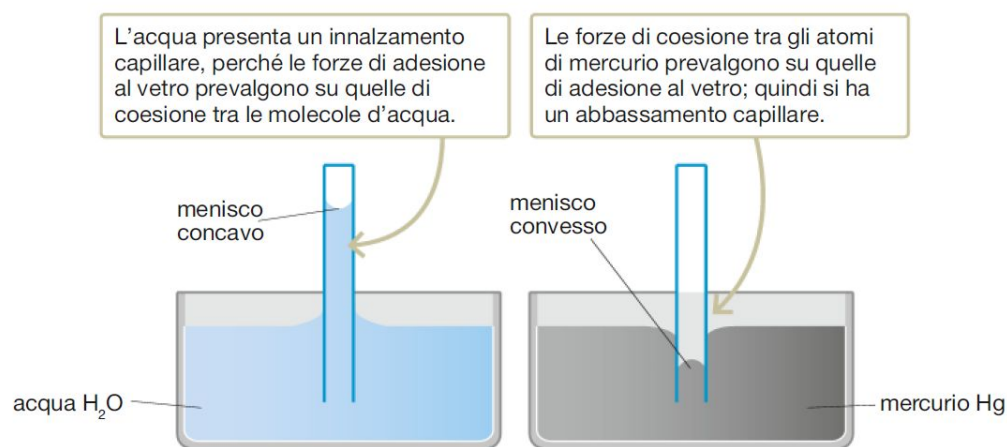


Le proprietà intensive dello stato liquido

La **capillarità** è il risultato di:

- coesione tra le molecole di un liquido
- adesione delle molecole del liquido alla superficie interna del tubicino
- tensione superficiale

La capillarità *diminuisce* all'aumentare dell'intensità delle forze intermolecolari.



Le proprietà intensive dello stato liquido

La **viscosità** esprime la resistenza allo scorrimento.

A parità di dimensioni delle molecole la viscosità *cresce* all'aumentare dell'intensità delle forze intermolecolari.