

ZANICHELLI

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

Chimica

concetti e modelli.blu

ZANICHELLI

Capitolo 13

I legami chimici

ZANICHELLI

Sommario (I)

1. L'energia di legame
2. I gas nobili e la regola dell'ottetto
3. Il legame covalente
4. Il legame covalente dativo
5. Il legame covalente polare

Sommario (II)

6. Il legame ionico
7. Il legame metallico
8. La tavola periodica e i legami tra gli elementi
9. La forma delle molecole
10. La teoria VSEPR

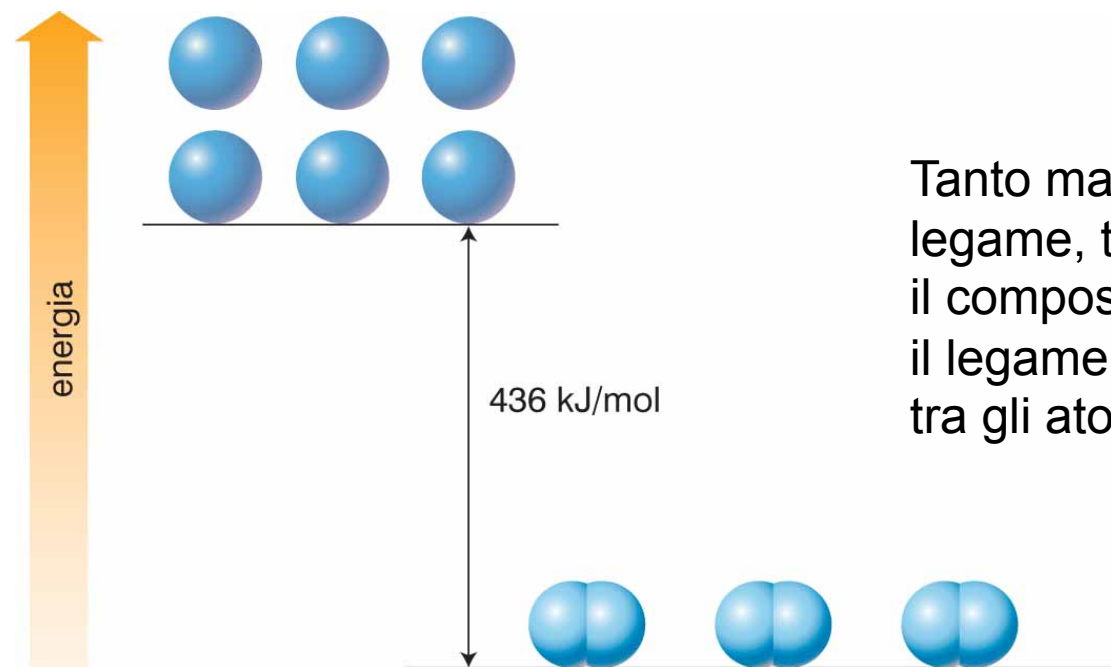
L'energia di legame (I)

Nonostante l'enorme numero di combinazioni possibili fra gli atomi, non tutte sono realizzabili: un composto si forma solo se la sua energia potenziale è minore dei singoli atomi che lo costituiscono.

Soltanto se due atomi liberano energia durante il processo di formazione del composto si forma il **legame chimico**.

L'energia di legame (II)

L'**energia di legame** (kJ/mol) è la quantità di energia che è necessario fornire a una mole di sostanza per rompere il legame fra i suoi atomi.



Tanto maggiore è l'energia di legame, tanto più stabile è il composto, tanto più è forte il legame che si è instaurato tra gli atomi.

I gas nobili e la regola dell'ottetto (I)

Il motivo della stabilità dei gas nobili risiede nel fatto che la loro configurazione elettronica presenta otto elettroni (due nel caso dell'elio) nello strato di valenza, che quindi è completo.

Struttura di Lewis	Configurazione elettronica	Numero di elettroni di valenza
He:	$1s^2$	2
$:\ddot{\text{Ne}}:$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8
$:\ddot{\text{Ar}}:$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8
$:\ddot{\text{Kr}}:$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	8
$:\ddot{\text{Xe}}:$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$	8
$:\ddot{\text{Rn}}:$	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	8

I gas nobili e la regola dell'ottetto (II)

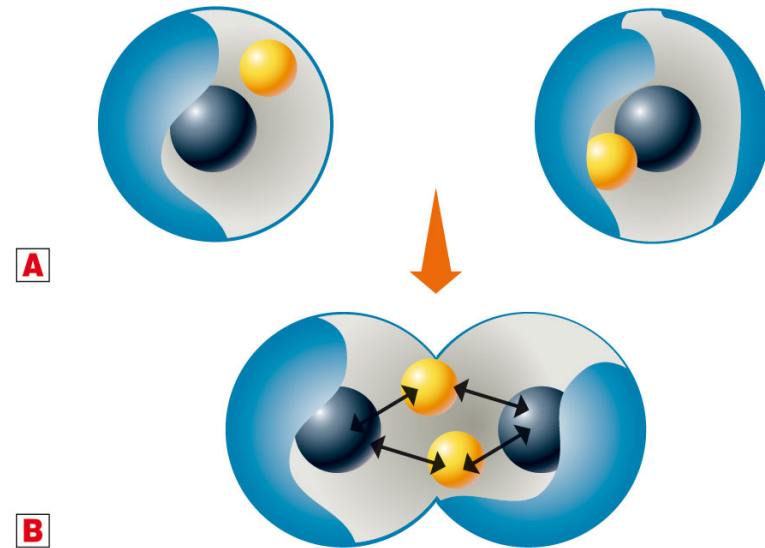
Regola dell'ottetto:

un atomo raggiunge il massimo della stabilità acquistando, cedendo o condividendo elettroni con un altro atomo in modo da raggiungere l'ottetto nella sua configurazione elettronica esterna, simile a quella del gas nobile nella posizione più vicina nella tavola periodica.

Il legame covalente (I)

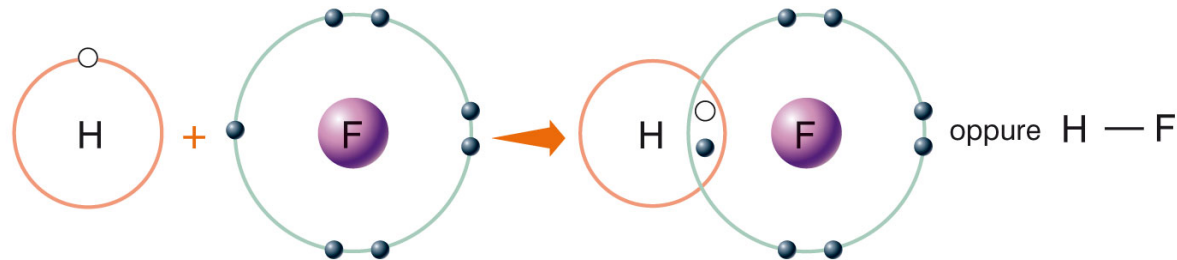
Il **legame covalente** si forma quando due atomi mettono in comune una coppia di elettroni.

Se i due atomi sono identici il legame è **covalente puro**.



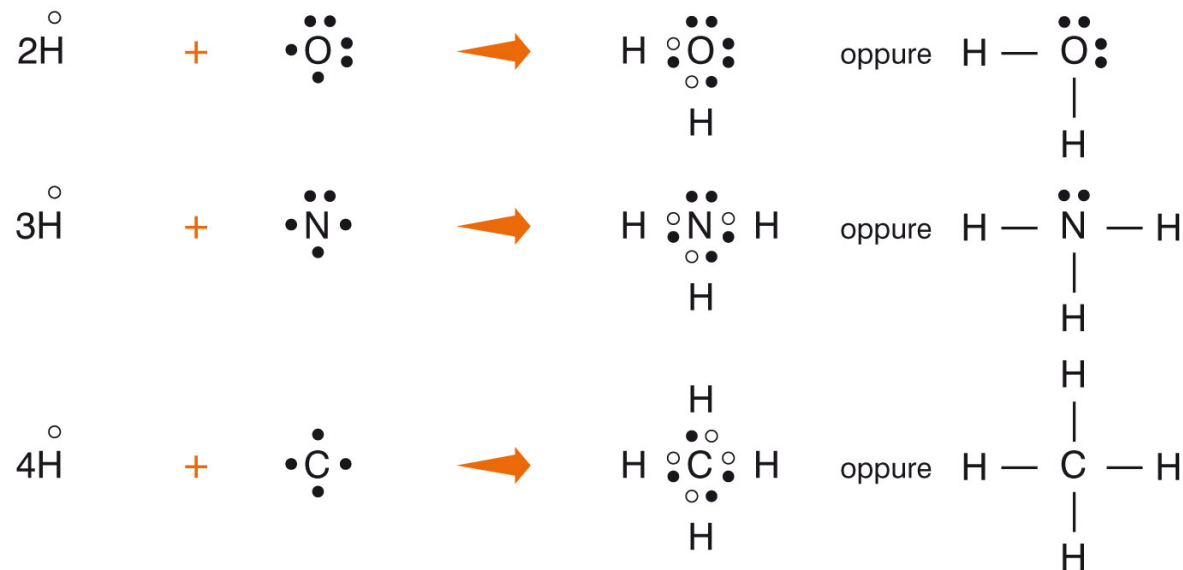
Il legame covalente (II)

Gli elettroni sono messi in compartecipazione per raggiungere l'ottetto e appartengono in contemporanea a entrambi gli atomi che li condividono.



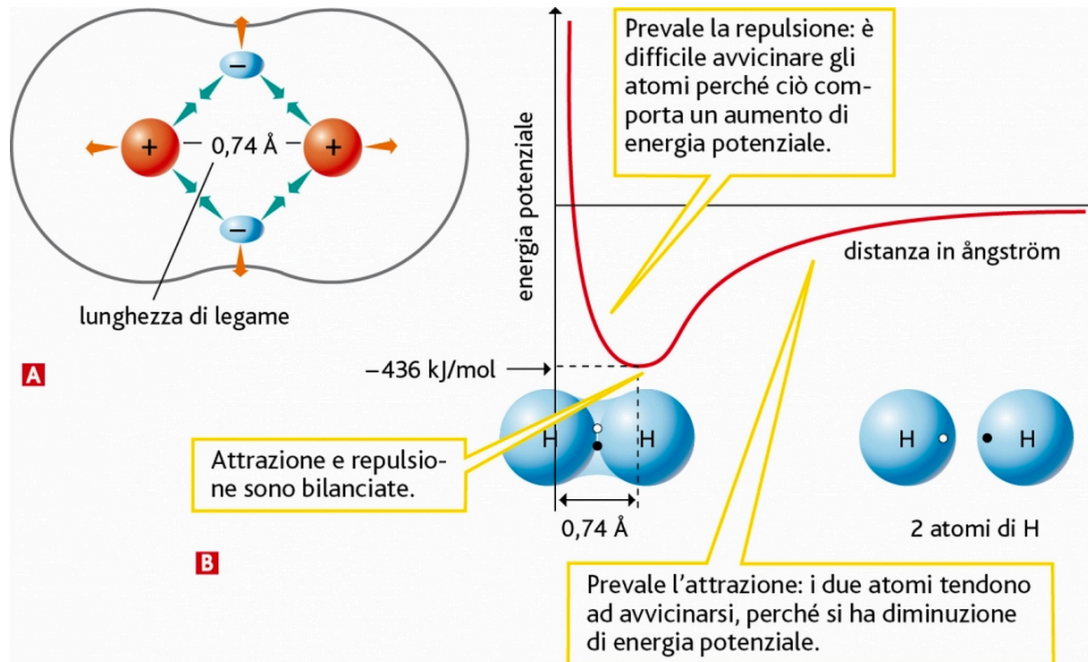
Il legame covalente (III)

Il legame covalente è caratteristico delle molecole diatomiche, ma la tendenza a mettere in comune elettroni si manifesta anche tra atomi di natura diversa (HF, H₂O, NH₃, CH₄ ecc.).



Il legame covalente (IV)

La **lunghezza di legame** è la distanza che intercorre tra i nuclei di due atomi uniti da un legame covalente; aumenta all'aumentare delle dimensioni atomiche e al diminuire della forza di legame.

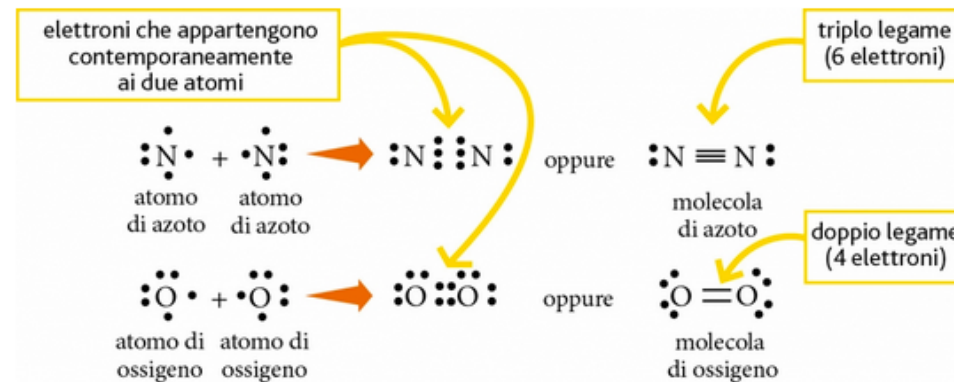


ZANICHELLI

Il legame covalente (V)

Il legame covalente può essere

- **singolo:** se è condivisa una sola coppia di elettroni;
- **doppio:** se sono condivise due coppie di elettroni;
- **triplo:** se sono condivise tre coppie di elettroni.

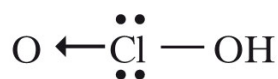


ZANICHELLI

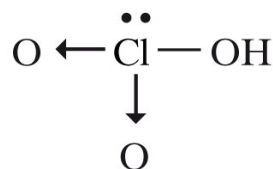
Il legame covalente dativo (I)

Il **legame covalente dativo** si forma quando la coppia di elettroni di legame è fornita da uno solo dei due atomi che partecipano al legame.

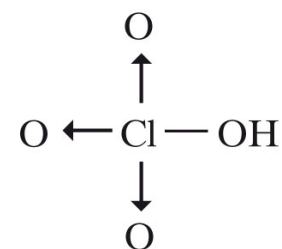
L'atomo che dona gli elettroni si dice **donatore**, quello che li riceve prende il nome di **accettore**.



HClO_2
acido cloroso



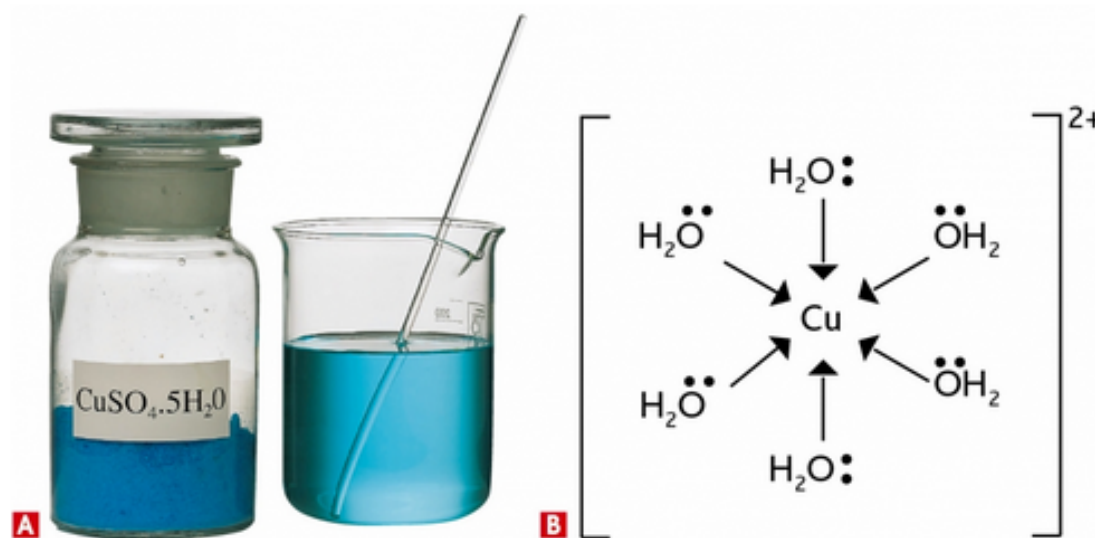
HClO_3
acido clorico



HClO_4
acido perclorico

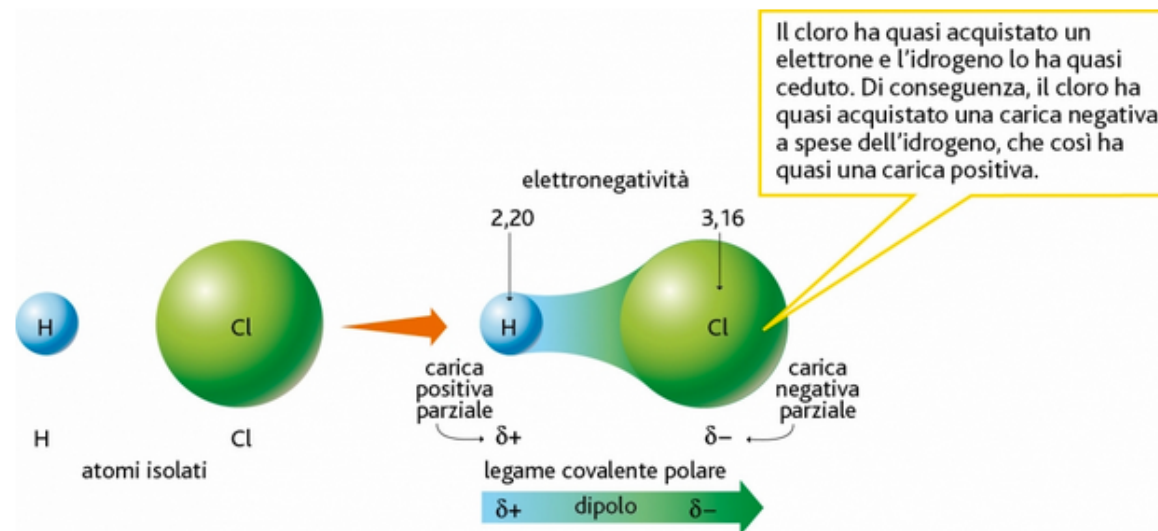
Il legame covalente dativo (II)

I **composti di coordinazione** si formano quando un metallo, o uno ione metallico, viene circondato da atomi donatori di elettroni.



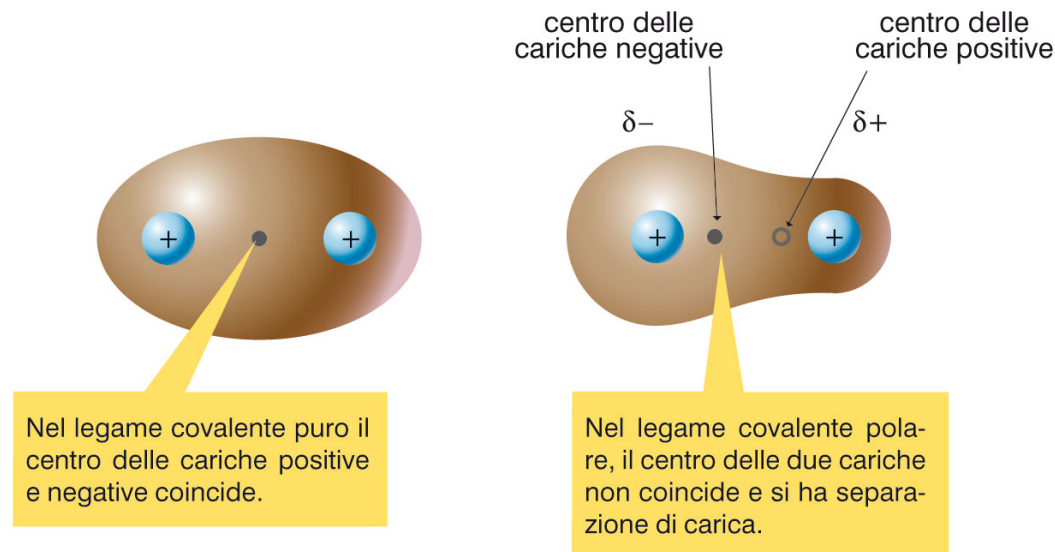
Il legame covalente polare (I)

Atomi di natura diversa possono mettere in compartecipazione i loro elettroni di valenza, ma esercitano sugli elettroni di legame una diversa forza attrattiva (elettronegatività) e si forma così un **legame covalente polare**.



Il legame covalente polare (II)

Gli elettroni non si trovano più al centro fra i due atomi, ma sono spostati più verso l'atomo a maggiore elettronegatività su cui si forma una parziale carica negativa (δ^-). L'altro atomo acquisisce una parziale carica positiva (δ^+). La molecola prende il nome di **dipolo**.



Il legame covalente polare (III)

Tanto maggiore è la differenza di elettronegatività fra due atomi, tanto più è polarizzato il legame che li unisce.

Differenza di elettronegatività	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8	2,9	3,0
Percentuale del carattere ionico	0,5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	63	67	70	74	76	79	82	84	86	88	89

Il legame ionico (I)

Se la differenza di elettronegatività fra gli atomi diventa molto grande (superiore al 60%), l'atomo più elettronegativo strappa l'elettrone all'altro atomo, assumendo su di sé l'intera carica negativa, mentre l'atomo che ha perso l'elettrone acquisisce una carica positiva.

Il **legame ionico** si ottiene quando la differenza di elettronegatività tra gli atomi è molto alta, in genere superiore a 1,9.

Il legame ionico (II)

Una volta formatosi, lo ione negativo assume la configurazione del gas nobile successivo, mentre lo ione positivo assume quella del gas nobile che lo precede nella tavola periodica.



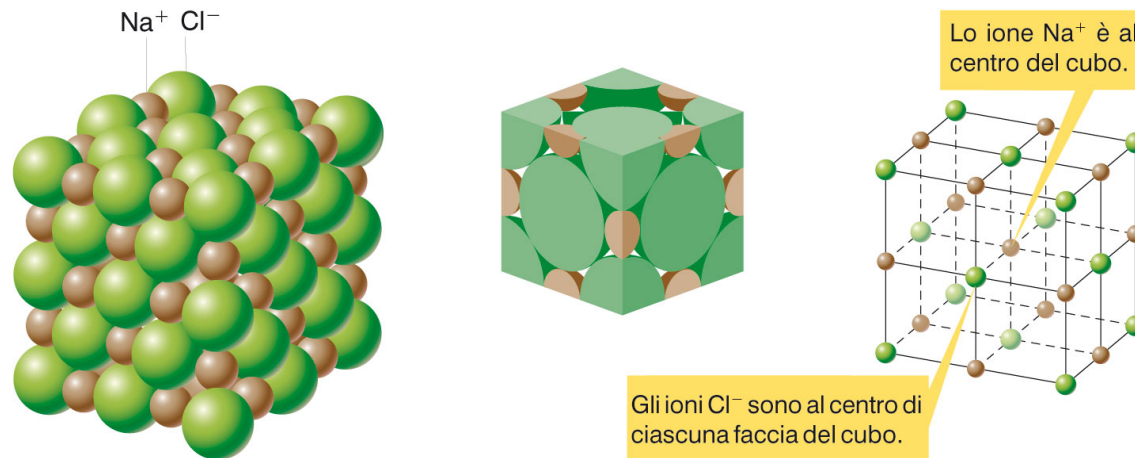
Il legame ionico (III)

Dalla posizione sulla tavola periodica si può dedurre che:

- gli **elementi metallici** tendono a cedere elettroni diventando ioni positivi;
- i **non metalli** tendono ad acquistare elettroni trasformandosi in ioni negativi.

Il legame ionico (IV)

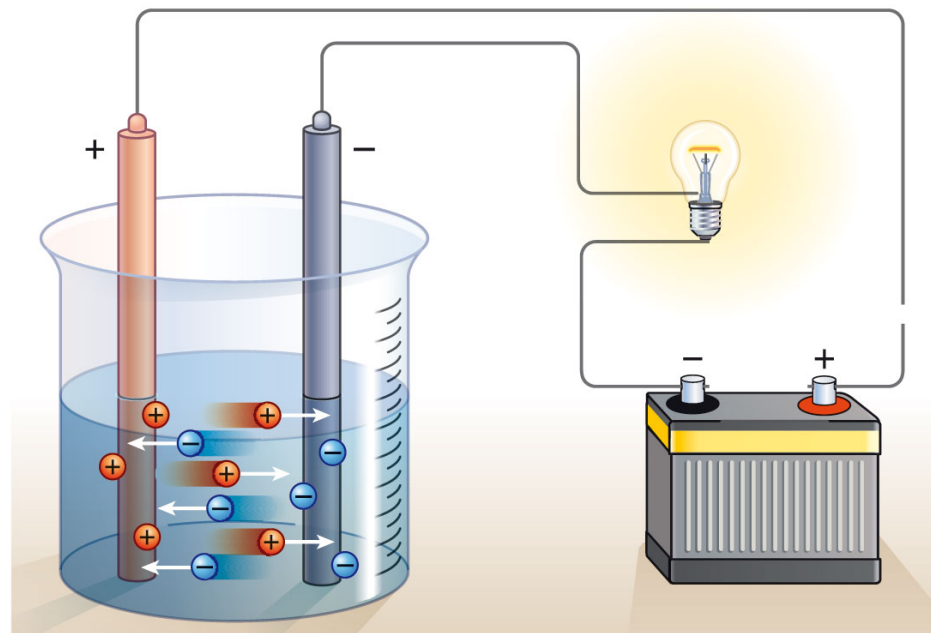
Gli ioni in un composto ionico sono disposti secondo uno schema ben preciso e possono dar luogo a un **reticolo cristallino**.



La formula dei composti ionici indica il rapporto di combinazione tra ioni positivi e negativi ma non rappresenta la molecola di un composto.

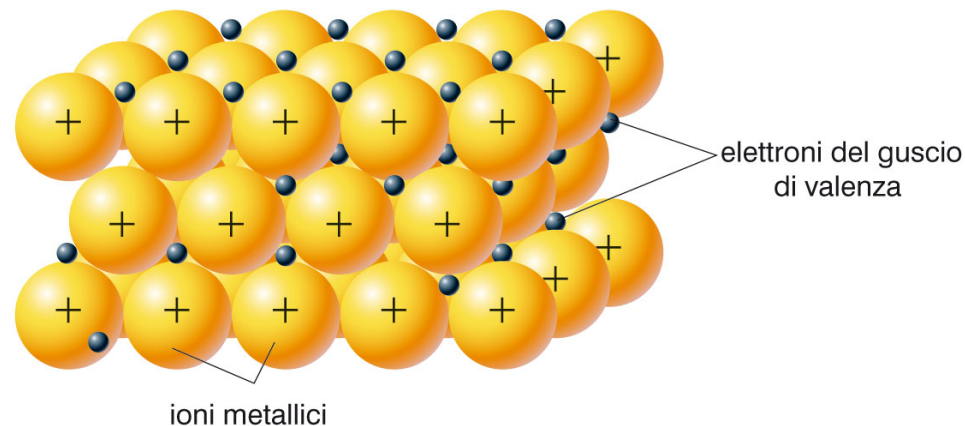
Il legame ionico (V)

I composti ionici hanno alti punti di fusione, sono solidi a temperatura ambiente, sono buoni conduttori di elettricità sia allo stato fuso che in soluzione.



Il legame metallico (I)

Gli atomi metallici possono mettere in comune gli elettroni di valenza, che vengono condivisi tra più nuclei.



Il **legame metallico** è dovuto all'attrazione fra gli ioni metallici positivi e gli elettroni mobili che li circondano.

Il legame metallico (II)

Tanto più forte è il legame metallico, tanto più sono numerosi gli elettroni mobili.

La mobilità degli elettroni più esterni conferisce le caratteristiche proprietà metalliche:

- lucentezza
- conducibilità termica ed elettrica
- malleabilità
- duttilità

La tavola periodica e i legami tra gli elementi (I)

Osservando la tavola periodica si può affermare che:

1. I metalli formano tra loro legami metallici.
2. I non metalli formano tra loro legami covalenti puri.
3. Se gli atomi di non metallo sono uguali il legame è covalente puro; se sono diversi il legame è covalente polare.

La tavola periodica e i legami tra gli elementi (II)

4. I metalli e i non metalli formano fra loro legami ionici.
5. Il carattere ionico del legame cresce all'aumentare della differenza di elettronegatività fra gli atomi del composto.

	H — H	Br — Br	H — Cl	Hg — Cl	Na ⁺ Cl ⁻	Mg ²⁺ O ²⁻
Elettronegatività	2,1 2,1 $\Delta_e = 0$	2,8 2,8 $\Delta_e = 0$	2,1 3,0 $\Delta_e = 0,9$	1,9 3,0 $\Delta_e = 1,1$	0,9 3,0 $\Delta_e = 2,1$	1,2 3,5 $\Delta_e = 2,3$
Legame	covalente puro	covalente puro	covalente polare	covalente polare	ionico	ionico

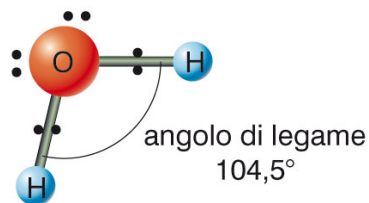
La forma delle molecole (I)

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.



La forma delle molecole (II)

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.



La teoria VSEPR (I)

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

I principi fondamentali della teoria VSEPR sono:

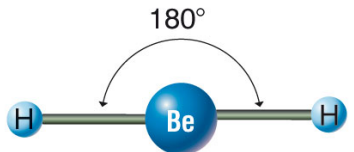
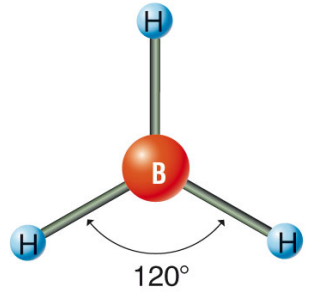
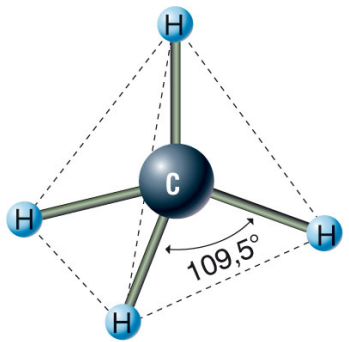
- la disposizione degli atomi in una molecola dipende dal numero totale di coppie elettroniche di valenza che circondano l'atomo centrale;
- le coppie elettroniche, avendo uguale segno, si respingono e si collocano alla maggiore distanza possibile le une dalle altre.

La teoria VSEPR (II)

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 $109,5^\circ$.

La teoria VSEPR (III)

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 : 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

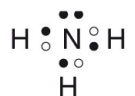
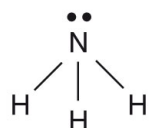
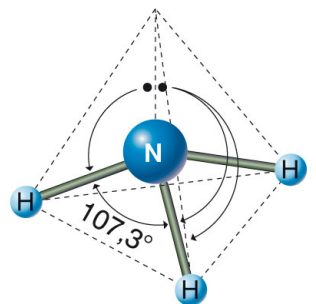
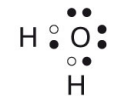
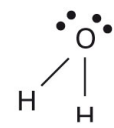
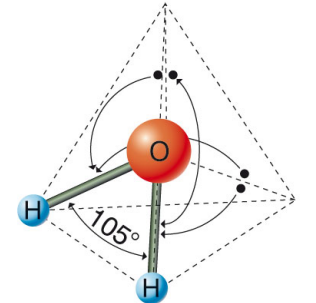

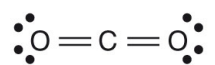
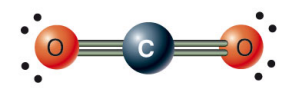

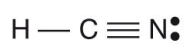
La teoria VSEPR (IV)

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.

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.

La teoria VSEPR (V)

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°	