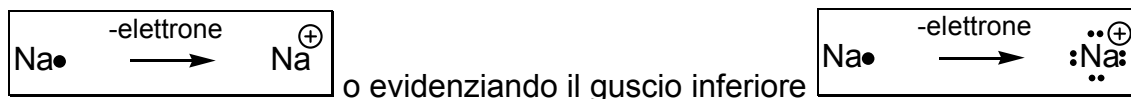


Il legame ionico.

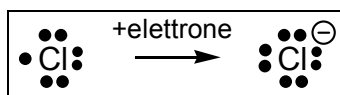
Il legame ionico si realizza di regola fra un atomo di un elemento fortemente elettronegativo ed un atomo di un elemento fortemente elettropositivo.

Per capire il legame ionico prendiamo in esame la formazione del cloruro di sodio NaCl.

L'atomo di sodio ha una configurazione $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$; esso possiede quindi il I ed il secondo guscio completamente occupati ed il terzo con un solo elettrone. Perdendo questo elettrone, l'atomo neutro si trasforma in uno ione positivo Na^+ con carica +1, e raggiunge l'ottetto cioè otto elettroni nel guscio più esterno (il secondo).



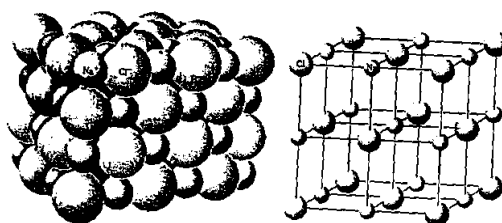
L'atomo di cloro ha invece una configurazione $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$; esso possiede quindi il I ed il secondo guscio completamente occupati ed il terzo con sette elettroni; ad esso manca un elettrone per riempire completamente il terzo guscio. Acquistando un elettrone in più l'atomo neutro si trasforma in uno ione negativo Cl^- , con carica -1, e raggiunge l'ottetto cioè otto elettroni nel guscio più esterno (il terzo).



La tendenza degli atomi di sodio e di cloro a trasformarsi rispettivamente in ioni Na^+ e Cl^- si rispecchia nel basso valore dell'energia di ionizzazione del primo e nel basso¹ valore di affinità elettronica del secondo.

Quando atomi di sodio e atomi di cloro vengono a contatto fra loro si avrà un trasferimento di elettroni dagli atomi di sodio agli atomi di cloro, così che gli atomi dei due elementi si trasformeranno negli ioni Na^+ e Cl^- i quali, avendo cariche di segno opposto, si attrarranno l'un l'altro con una forza esprimibile mediante la legge di Coulomb. E' appunto l'attrazione coulombiana che lega gli ioni positivi agli ioni negativi a dare origine al legame ionico.

Nella formazione del legame ionico, gli ioni che si formano sono solitamente ordinati secondo dei reticoli cristallini dove ogni ione positivo è circondato da numerosi ioni negativi ed ogni ione negativo è circondato da diversi ioni positivi. La forza del legame ionico sarà dovuta quindi alle forze di interazione tra gli ioni nella formazione del cristallo; l'energia liberata nella formazione del cristallo dagli ioni componenti, che disponendosi con regolarità gli uni accanto agli altri costruiscono il cosiddetto reticolo cristallino, è designata con il nome di *energia reticolare*: essa corrisponde all'energia del legame ionico nel cristallo.



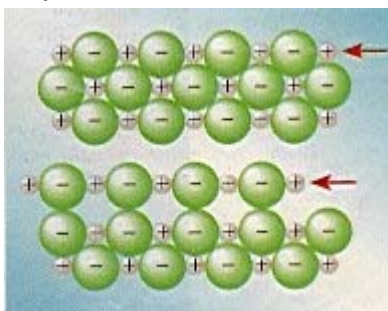
¹ Più l'affinità elettronica è negativa maggiore è la tendenza dell'atomo ad acquistare elettroni.

Proprietà dei composti ionici.

Esaminiamo ora quali sono gli elementi della Tavola periodica che danno origine a un legame ionico: saranno preferiti quelli che si trasformano più facilmente in ioni e cioè gli elementi metallici del I, II e III gruppo che, avendo pochi elettroni, tendono a perderli diventando ioni positivi; viceversa gli elementi non metallici del VI e VII gruppo, avendone molti, tendono ad acquistarli diventando ioni negativi. Esistono anche ioni poliatomici, cioè ioni, per la maggior parte negativi, in cui sono presenti due o più atomi; ad esempio, HCO_3^- , NO_3^- , SO_4^{2-} . Anche con essi si formano composti ionici.

Il modello del legame ionico è anche in grado di spiegare le diverse proprietà dei composti ionici. Ad esempio, essi sono tutti solidi a temperatura ambiente, perché gli ioni sono ingabbiati l'uno accanto all'altro a causa delle forze di attrazione. Inoltre, tali forze sono talmente intense che la maggior parte di essi possiede una temperatura di fusione e di ebollizione molto alte.

Un'altra proprietà dei solidi ionici è che essi sono molto fragili, cioè si rompono facilmente. Pensiamo a un composto ionico conosciuto come un gessetto per la lavagna (solfato di calcio = CaSO_4) e proviamo a romperlo: esso si spezza facilmente perché, da un punto di vista microscopico, la forza esterna fa scivolare gli ioni del reticolo, fino a sovrapporre le cariche uguali. Le forze repulsive provocano la rottura.



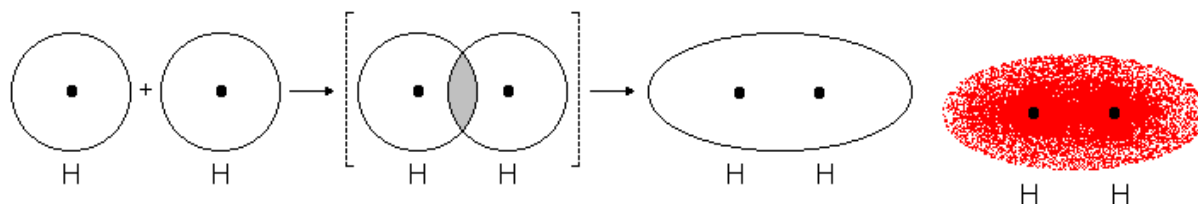
Un'altra proprietà dei solidi ionici è il fatto di condurre la corrente elettrica solo allo stato liquido o in soluzione e questo è dovuto al fatto allo stato solido le particelle cariche (ioni) che costituiscono il reticolo non sono mobili; infine, come vedremo più avanti, essi sono solubili in acqua.

Il legame covalente.

Per analizzare il concetto elementare di legame covalente, consideriamo il caso più semplice, quello della combinazione di due atomi di idrogeno che unendosi fra loro formano la molecola biatomica H_2 . A ciascuno dei due atomi manca un elettrone per raggiungere la stabilità che nel caso dell'idrogeno, essendo del I periodo corrisponde al raggiungimento di due elettroni. Quando essi raggiungono la distanza di legame, gli orbitali $1s$ sferici dell'uno e dell'altro, entrambi non saturi perché contenenti un solo elettrone, si sovrappongono, e la loro combinazione dà origine ad un orbitale espanso su tutta la molecola, nel quale i due elettroni dei due atomi possono coesistere, accoppiandosi a spin antiparalleli. Questo orbitale costituisce un orbitale che non appartiene più solo o all'uno o all'altro dei due atomi, ma contemporaneamente ad entrambi, cioè all'intera molecola di idrogeno, e costituisce perciò un *orbitale molecolare di legame*: la distribuzione elettronica che esso determina, con la possibilità di scambio dei due elettroni fra entrambi gli atomi, comporta un valore dell'energia complessiva

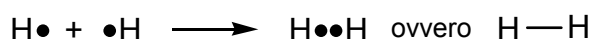
nettamente più basso di quello corrispondente ai due atomi isolati, ciascuno con un elettrone nel proprio orbitale $1s$ senza interazione reciproca.

Schematicamente, la combinazione dei due orbitali atomici $1s$ può essere rappresentata come nella figura, ove sono riportati i contorni degli orbitali atomici componenti e dell'orbitale molecolare risultante.



Anche la densità della nuvola elettronica corrispondente a quest'ultimo orbitale è mostrata in figura: si tratta di una distribuzione perfettamente simmetrica rispetto ai due atomi, essendo la coppia elettronica di legame egualmente ripartita fra di essi per la loro identità. Il massimo addensamento elettronico si trova lungo l'asse internucleare H-H, nella zona fra i due nuclei, ed è tale addensamento che determina il legame fra i due atomi. Contemporaneamente a questo orbitale molecolare di legame si ha la formazione di un orbitale molecolare di antilegame a più alta energia (dalla combinazione di due orbitali si devono formare due orbitali) che però non viene occupato da alcun elettrone e quindi è come se non esistesse.

Mettendo in comune i loro elettroni più esterni quindi, i due atomi di idrogeno possono raggiungere entrambi la completezza del guscio di valenza, mettendo ciascuno a disposizione anche dell'altro il proprio elettrone: infatti i due elettroni messi in comune, o condivisi, dai due atomi, appartengono insieme all'uno e all'altro, gravitando entrambi attorno all'uno e all'altro nucleo, e il risultato è che ciascuno dei due atomi, col contributo dell'altro a cui si lega, completa la propria struttura elettronica realizzando uno stato energeticamente più stabile. La coppia di elettroni condivisi dai due atomi costituisce il legame covalente fra di essi: si tratta di un legame assai forte, come dimostra l'elevato valore dell'energia di dissociazione della molecola.

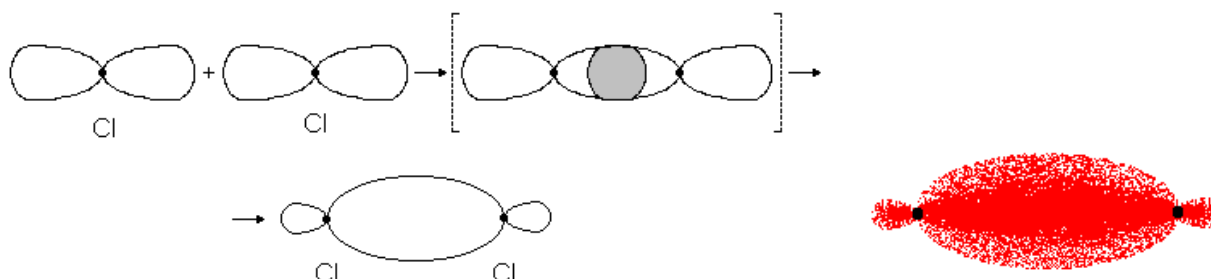


Tale legame può essere più semplicemente rappresentato con un trattino che va a sostituire i due elettroni condivisi dai due atomi di idrogeno e quindi il legame covalente (rappresentazione di Lewis). Nel caso del legame covalente è possibile identificare la *valenza* dell'elemento che si lega, con il numero di legami che esso forma per raggiungere la configurazione stabile (in questo caso il doppietto), che sarà quindi nel caso dell'idrogeno uguale ad 1.

Un altro esempio di legame covalente, ci viene dato dalla formazione di una molecola di cloro (Cl_2) da due atomi di cloro. A ciascuno di questi manca un elettrone per il completamento dell'ottetto esterno tipico dell'argon²: tale completamento e il raggiungimento di uno stato di massima stabilità che ne consegue, si realizza quando i due atomi, legandosi reciprocamente, mettono in comune ognuno un elettrone.



I circoletti tracciati intorno a ciascun atomo di cloro mostrano come esso raggiunga l'ottetto condividendo una coppia di elettroni. In questo caso l'orbitale molecolare di legame è determinato dalla sovrapposizione dell'orbitale $3p$ non saturo di un atomo di cloro con l'analogo orbitale non saturo dell'altro atomo di cloro con formazione di un orbitale di legame, nel quale i due elettroni dei due orbitali atomici di partenza possono coesistere accoppiandosi a spin antiparalleli.



La combinazione dei due orbitali atomici $3p$ non saturi e la conseguente formazione di un orbitale di legame saturo è schematizzata con i contorni degli orbitali stessi nella prima figura, mentre della seconda figura è rappresentata la densità della nuvola elettronica corrispondente all'orbitale di legame risultante. Anche in questo caso si osserva un netto addensamento elettronico lungo l'asse internucleare, nella regione intermedia fra i nuclei. Nei nuclei dei due atomi troviamo però in questo caso due zone nodali che erano presenti anche negli orbitali atomici dei due atomi separati che si sono andati a sovrapporre.

La valenza del cloro in questo composto è perciò 1, come per l'idrogeno. La struttura di Lewis di Cl_2 mostra inoltre che la molecola possiede delle *coppie solitarie* di elettroni (o *doppietti elettronici liberi*), cioè coppie di elettroni di valenza che non sono impegnate nel legame.

Legami covalenti polari, dipoli elettrici e momenti dipolari.

Ma cosa succede se gli atomi che si legano non sono uguali ?

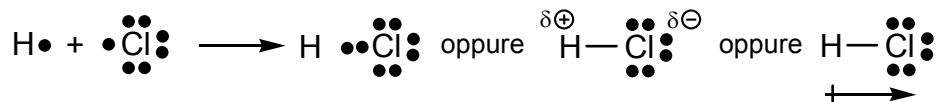
Il cloruro di idrogeno gassoso, ad esempio, è formato da molecole biatomiche HCl , nelle quali gli atomi di idrogeno e di cloro sono legati insieme da un legame covalente descrivibile in termini analoghi ai casi già visti. Il risultato della condivisione della coppia di elettroni sull'orbitale molecolare di legame, è la realizzazione, per entrambi gli atomi, di una configurazione elettronica molto stabile che richiama quella propria dell'elio, per l'atomo di idrogeno, e quella propria dell'argon, per l'atomo di cloro.

Un particolare molto importante differenzia i casi precedentemente illustrati, relativi a molecole biatomiche omonucleari, cioè formate da atomi uguali, da quest'ultimo della molecola del cloruro di idrogeno o da quello di qualunque altra molecola biatomica eteronucleare, cioè formata da atomi diversi. Se gli atomi sono diversi, infatti, gli elettroni messi in comune dai due atomi gravitano prevalentemente intorno all'atomo più elettronegativo dei due, ed il legame si dice quindi *polarizzato*. La coppia elettronica del legame viene attratta in maniera più energica da uno dei due atomi (il più elettronegativo) così che esso risulta portatore di una parziale carica negativa, che designeremo con il

² La configurazione fondamentale del Cloro è $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$.

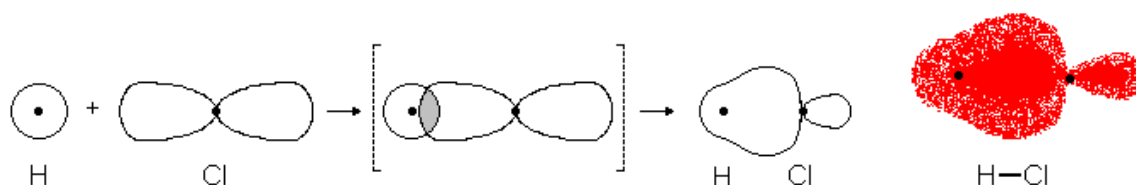
simbolo δ^- , mentre l'altro risulta portatore di una parziale carica positiva, che designeremo con il simbolo δ^+ .

Così l'HCl può venire rappresentato mettendo in evidenza le parziali cariche che si trovano nella molecola o anche indicando con una freccia la direzione in cui avviene lo spostamento delle cariche negative:



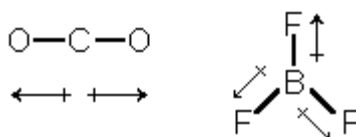
I legami covalenti di questo tipo sono detti polari, a differenza di quelli con simmetria di distribuzione di carica (H-H o Cl-Cl) che vengono detti non polari o apolari.

In questo caso la distribuzione della carica elettronica dell'orbitale molecolare di legame non sarà simmetrica e l'orbitale molecolare avrà una maggiore densità di carica e quindi di probabilità verso l'atomo più elettronegativo.



Nella figura è rappresentata schematicamente la combinazione dell'orbitale $1s$ dell'idrogeno con l'orbitale $3p$ del cloro, la formazione dell'orbitale di legame e la distribuzione della densità elettronica in quest'ultimo.

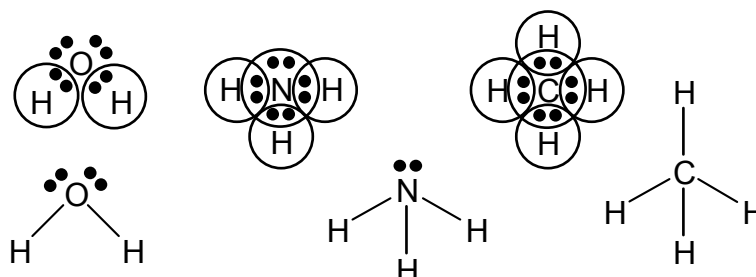
Una molecola polare, nella quale il baricentro delle cariche positive non coincide con il baricentro delle cariche negative, si dice *dipolo elettrico*. Ad ogni dipolo elettrico è associato un *momento dipolare* μ , dato dal prodotto del valore assoluto delle cariche per la distanza fra di esse, e rappresentabile da una freccia. Una molecola poliatomico, nel suo complesso, pur contenendo legami polari, può risultare portatrice di un momento dipolare nullo: questo di solito accade nelle molecole simmetriche come ad esempio la CO_2 o il BF_3 .



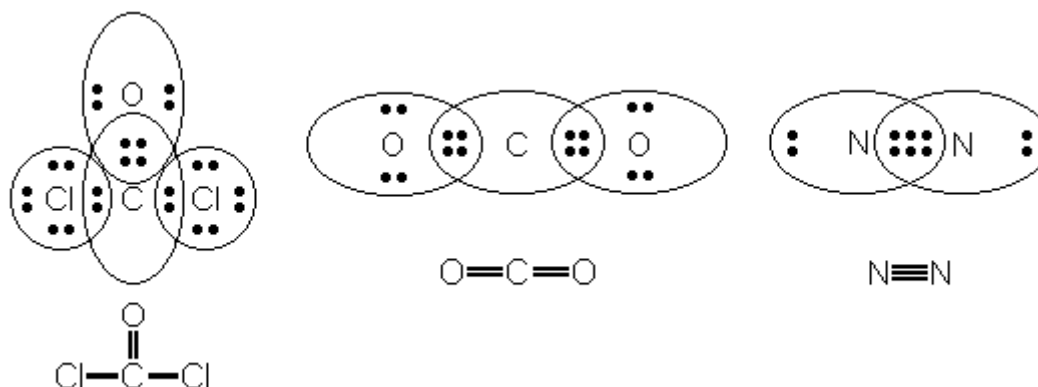
Legami semplici e multipli.

Se prendiamo in considerazione atomi con configurazioni elettroniche meno prossime allo stato di saturazione tipico dei gas nobili, per esempio gli atomi di ossigeno, di azoto o di carbonio, vediamo che ad essi mancano due, tre e quattro elettroni rispettivamente per realizzare una configurazione elettronica stabile (l'ottetto); di conseguenza nella loro combinazione con altri atomi essi tenderanno a formare rispettivamente due, tre e quattro legami, scambiando altrettante coppie elettroniche con altri atomi. La loro capacità di combinazione, sarà quindi rispettivamente doppia, tripla e quadrupla di quella dell'atomo di idrogeno e potremo quindi dire che l'idrogeno ha valenza 1, l'ossigeno 2, l'azoto 3 ed il carbonio 4.

Se questa aumentata capacità di combinazione viene saturata mediante legami con più atomi si formano legami che vengono detti *singoli* in quanto tra i due atomi che si legano c'è lo scambio di una sola coppia elettronica: alcuni esempi possono essere l'acqua, l'ammoniaca e il metano.



Spesso però accade che due atomi si leghino insieme condividendo più di una coppia di elettroni: in questo caso abbiamo un legame multiplo o meglio un legame doppio, se fra i due atomi sono condivise due coppie di elettroni, o un legame triplo, se le coppie condivise sono tre. Anche in questi casi gli atomi che insieme si legano condividendo più coppie elettroniche raggiungono in definitiva la configurazione a ottetto tipica dei gas nobili. Alcuni esempi sono il fosgene (COCl₂), l'anidride carbonica (CO₂) e l'azoto molecolare (N₂).

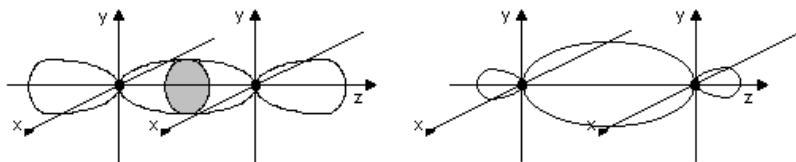


Prendendo in esame la sovrapposizione degli orbitali atomici che avviene durante la formazione del legame per generare l'orbitale molecolare di legame, possiamo vedere la differenza sostanziale fra la distribuzione elettronica dei legami semplici e quella dei legami multipli. Riconsiderando la distribuzione elettronica degli orbitali molecolari nelle molecole di H₂, Cl₂ e HCl si nota che la nuvola elettronica ha la sua maggiore densità (o probabilità) intorno all'asse internucleare con distribuzione simmetrica intorno ad esso. Questa caratteristica deriva dal modo in cui i due orbitali si sovrappongono: poiché tale sovrapposizione avviene lungo l'asse di maggiore densità elettronica degli orbitali, essi otterranno la maggiore sovrapposizione possibile, e, lungo l'asse internucleare, la maggiore densità elettronica. Si può esprimere tale concetto dicendo che i due orbitali si sovrappongono *coassialmente* ottenendo così un legame che viene detto *legame σ*. Tutti i legami singoli sono di questo tipo.

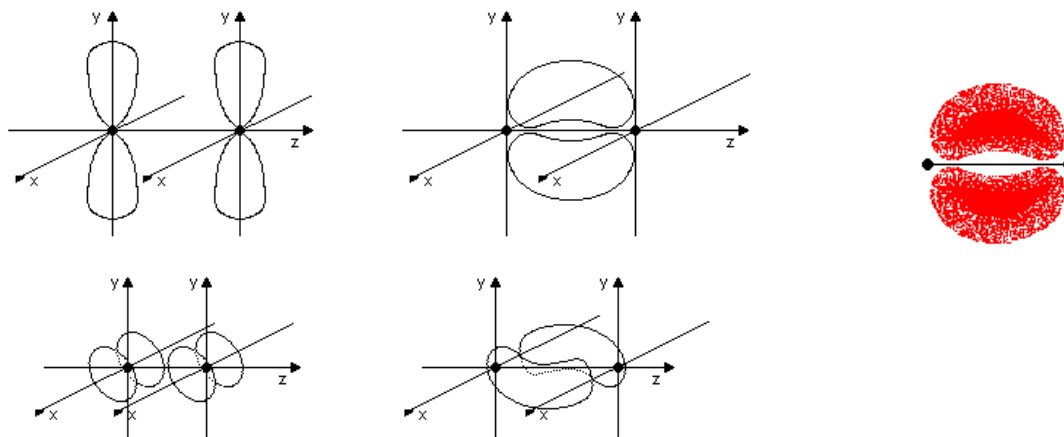
Quando si ha la formazione di legami multipli invece di solito la struttura della molecola e la distribuzione elettronica degli elettroni negli orbitali, non permettono la formazione di più

di un legame di questo tipo tra i due atomi.

Prendiamo in considerazione una molecola di azoto: essa è formata dall'unione di due atomi di azoto che hanno ognuno cinque elettroni nel guscio di valenza. Tali elettroni sono disposti due sull'orbitale $2s$ e tre sugli orbitali $2p$. Ad un atomo di azoto mancano quindi tre elettroni per completare il guscio di valenza e tale completamento viene attuato mettendo in comune tre elettroni (e formando quindi tre legami) con un altro atomo di azoto. Gli elettroni che partecipano alla formazione di questi legami, se non teniamo conto del fenomeno dell'ibridazione di cui parleremo più avanti, sono quelli che si trovano a spin paralleli sugli orbitali p_x , p_y e p_z in quanto l'orbitale s è già saturo: gli orbitali p dei due atomi sono orientati nello spazio secondo gli assi x , y e z . Quando i due atomi di azoto si avvicinano, se z è la direzione dell'asse internucleare, gli orbitali p_z dei due atomi si sovrappongono *coassialmente* formando un orbitale molecolare simile a quello che si forma nella molecola di cloro e dando origine ad uno dei tre legami e più precisamente al legame π .

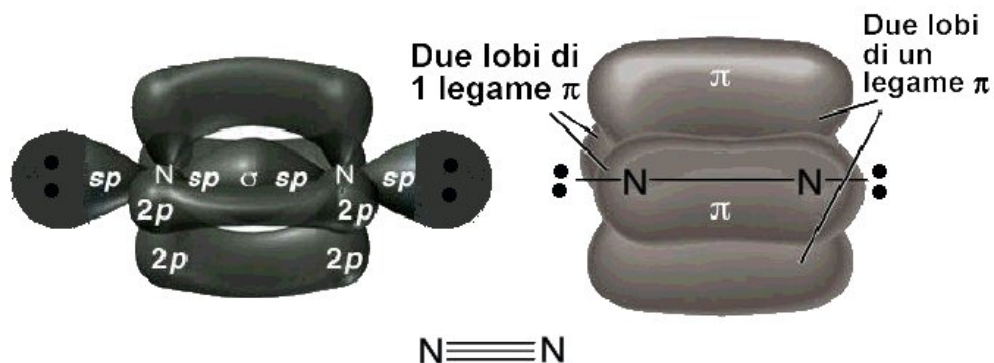


Per quanto riguarda gli orbitali p_y (e allo stesso modo gli orbitali p_x), essi si possono sovrapporre reciprocamente solo in modo *laterale*, determinando la formazione di un orbitale molecolare definito a *forma di banana*, la cui nuvola elettronica non è concentrata lungo l'asse internucleare N-N e non è distribuita con simmetria cilindrica intorno ad esso, ma si ripartisce in due regioni situate da parti opposte rispetto al piano $x-z$. I due orbitali molecolari derivanti dalle interazioni p_y-p_y e p_x-p_x sono del tutto equivalenti fra di loro e si differenziano solo per la diversa giacitura nello spazio: la massima densità elettronica si concentra nel primo sul piano $y-z$ e nel secondo sul piano $x-z$. Questi due orbitali, occupati ciascuno da una coppia di elettroni condivisa dai due atomi, descrivono due legami covalenti strutturalmente diversi dal primo, derivante dall'interazione p_z-p_z , e vengono chiamati col nome di *legami π* . I legami π sono più deboli dei legami σ essendo la sovrapposizione laterale degli orbitali meno efficace della sovrapposizione coassiale. Il triplo legame della molecola di azoto è dunque costituito da tre legami covalenti non identici fra loro: uno è un legame di tipo σ e gli altri due sono di tipo π .



Riassumendo possiamo dire che i legami σ derivano da orbitali atomici che si sovrappongono *coassialmente*, mentre i legami π da orbitali atomici che si sovrappongono *lateralmente*.

E' una regola del tutto generale che quando due atomi sono legati fra loro da un legame multiplo questo si compone di un legame σ e di uno o più legami π .

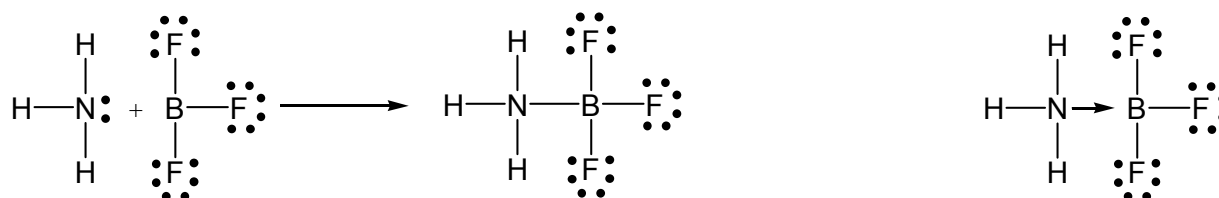


Fino a qui abbiamo preso in considerazione esclusivamente molecole biatomiche, formate cioè solamente da due atomi: non ci rimane a questo punto che analizzare come si dispongono le nuvole elettroniche di legame (orbitali molecolari), intorno ad un atomo quando questo si legni con più atomi.

Legami covalenti dativi o di coordinazione.

Due atomi che si legano con un legame covalente mettono in comune una coppia di elettronica alla quale ciascuno contribuisce con un proprio elettrone. Può succedere però che entrambi gli elettroni siano messi a disposizione da uno solo degli atomi che formano il legame: si parla in questo caso di *legame dativo o di coordinazione*.

Ad esempio, una molecola di ammoniaca, NH_3 può reagire con una molecola di BF_3 , nella quale l'atomo di Boro non ha raggiunto l'ottetto ma ha soltanto 6 elettroni, per formare una molecola di NH_3BF_3 . L'atomo di azoto nella molecola NH_3 ha infatti, tra gli elettroni di valenza, un doppietto elettronico libero, non condiviso con gli atomi di idrogeno nei legami N-H. Esso determina una concentrazione di carica negativa sull'atomo di azoto tale da attrarre una molecola di BF_3 che si lega all'atomo di azoto proprio attraverso quella sua coppia elettronica disponibile.



Il legame dativo può formarsi indifferentemente fra atomi o molecole neutre, fra ioni o fra una molecola neutra ed uno ione.

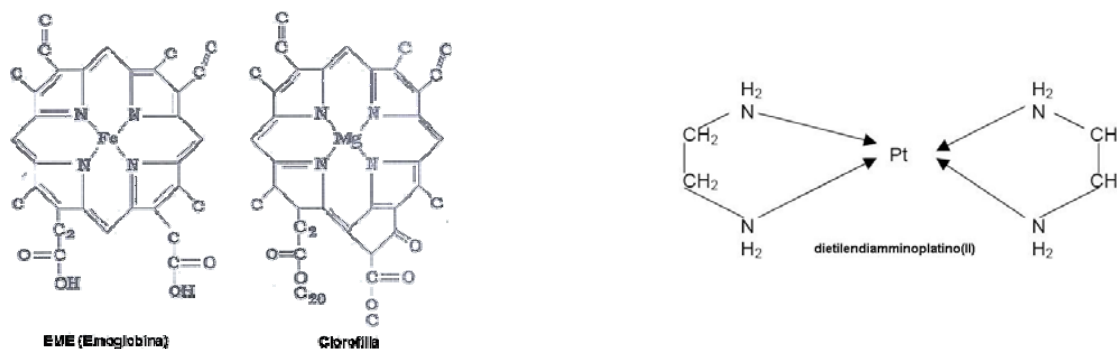
Due condizioni sono necessarie per la formazione di un legame dativo: deve essere disponibile un atomo o una molecola o uno ione con le caratteristiche di donatore della coppia elettronica necessaria per formare il legame ed un atomo, una molecola o uno ione con le caratteristiche di accettore pronto ad accogliere in un proprio orbitale libero quella

coppia elettronica. In termini generali si può dire che un qualunque atomo con una coppia elettronica non condivisa può agire da donatore ed un qualunque atomo che abbia un orbitale vuoto può agire da accettore nei confronti di un donatore adatto.

Spesso gli accettori sono rappresentati dagli ioni dei metalli di transizione che possiedono orbitali *d* parzialmente occupati e che quindi su tali orbitali possono accogliere più coppie elettroniche superando l'ottetto e formando numerosi legami di coordinazione.

Due esempi di tali composti sono l'emoglobina, la clorofilla e il dietilendiamminoplatino(II).

Il legame dativo viene di solito rappresentato con una freccia diretta dall'atomo donatore all'atomo accettore.



Le strutture di Lewis delle specie poliatomiche

Spesso le sostanze formate da atomi legati tra di loro con legami covalenti sono molecole poliatomiche, costituite cioè dall'insieme di molti atomi; può essere quindi in qualche caso difficile determinare la loro struttura, cioè come gli atomi sono legati tra di loro.

Per capire come si scrive la struttura di Lewis di una molecola poliatomica di tipo covalente partiamo da un semplice esempio.

Il metano, CH_4 è la più semplice delle molecole organiche; essa è formata da quattro atomi di idrogeno ed un atomo di carbonio: ma come sono legati fra di loro questi atomi? Per determinare la sua struttura di Lewis contiamo gli elettroni di valenza di cui dispongono tutti gli atomi della molecola. I simboli di Lewis che li rappresentano sono:



per cui vi sono $4 + (4 \times 1) = 8$ elettroni di valenza. L'operazione successiva consiste nel disporre i puntini che rappresentano gli elettroni in maniera che l'atomo di C raggiunga un ottetto e quelli di H un doppietto ciascuno. L'unica disposizione che soddisfa tale requisito è la seguente, visto che gli atomi di idrogeno, dovendo raggiungere un duetto non possono condividere più di un elettrone e formare quindi più di un legame:



Dato che il carbonio si trova congiunto con altri atomi attraverso quattro legami covalenti, lo si considera tetravalente: la sua valenza è 4.

L'esempio fatto è piuttosto elementare ma a volte la disposizione degli atomi nelle molecole poliatomiche può crearci qualche perplessità. Quale sarà l'atomo che sta al

centro? Una buona regola pratica in simili situazioni, consiste nel designare come atomo centrale l'atomo dotato della più bassa elettronegatività. Questa scelta fornisce spesso l'energia più bassa, perché l'atomo centrale così scelto richiede la minima quantità di energia per alienare in parte i propri elettroni condividendoli con i propri vicini. Gli atomi dotati di maggiore elettronegatività possono trattenere i propri elettroni come coppie solitarie. L'idrogeno, comunque, non sta mai al centro, perché non può formare più di un legame.

Un'altra regola pratica è quella di disporre gli atomi simmetricamente intorno all'atomo centrale. Ad esempio, SO_2 è OSO e non SOO . Nelle formule chimiche, specialmente quelle semplici, l'atomo centrale si scrive spesso per primo, seguito dagli atomi con i quali si trova congiunto. Per esempio, nel composto che ha la formula chimica OF_2 , la disposizione degli atomi è FOF e non OFF ; in PO_4^{3-} l'atomo di fosforo si colloca al centro dei quattro atomi di O. Se un composto è un ossiacido (acido ossigenato), e cioè un composto formato da un non metallo, ossigeno ed idrogeno, gli atomi di idrogeno acidi sono congiunti con quelli di ossigeno e non con l'atomo centrale. Due esempi: l'acido solforico, H_2SO_4 , che ha la struttura $(\text{HO})_2\text{SO}_2$, e l'acido cloroso, HClO_2 , che ha struttura $(\text{HO})\text{ClO}$.

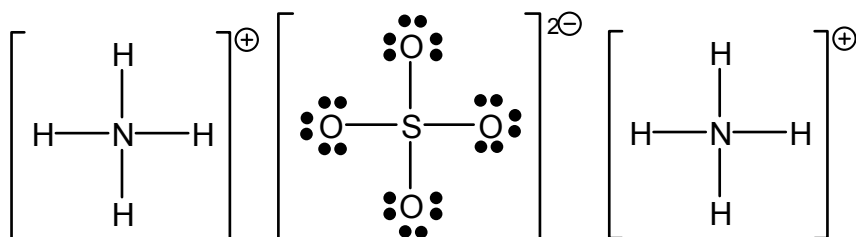
Vi sono inoltre altri schemi caratteristici che possono facilitare il nostro lavoro. Ad esempio, gli atomi di alogeno "terminali", cioè posti all'estremità di una molecola, formano sempre un unico legame e possiedono tre coppie solitarie:



Fatta eccezione per CO , gli atomi di ossigeno e di zolfo terminali formano, o un legame semplice e possiedono tre coppie solitarie, o un doppio legame e possiedono due coppie solitarie:



Lo stesso procedimento generale si applica per determinare la disposizione degli atomi negli ioni poliatomici, come lo ione ammonio, NH_4^+ , o lo ione solfato, SO_4^{2-} . Non facciamo che sistemare il numero totale di elettroni necessario per giustificare la carica complessiva. Per i cationi si sottrarrà un puntino per ogni carica positiva della struttura complessiva, perché ogni carica positiva corrisponde alla lacuna di un elettrone. Per gli anioni si aggiungerà un puntino per ogni carica negativa. Ad esempio, lo ione solfato SO_4^{2-} , ha 6 (dall'atomo S) + 4 x 6 (dai 4 atomi O) + 2 (per la carica -2) = 32 elettroni; in ultima analisi avrà 16 coppie di elettroni. Nei sali, il catione e l'anione si devono considerare separatamente: si tratta di ioni distinti e non congiunti da coppie di elettroni condivisi. La struttura di Lewis del solfato di ammonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ per esempio si formula come un insieme di tre ioni racchiusi tra parentesi quadre:



Il segno in alto a destra della parentesi quadra indica la carica dello ione appartiene a tutto lo ione e non ad uno qualsiasi dei suoi atomi.

Facciamo un altro esempio: proviamo a scrivere la formula di struttura dell'acido nitrico, HNO_3 .

La struttura di Lewis degli atomi che compongono questo composto è la seguente:



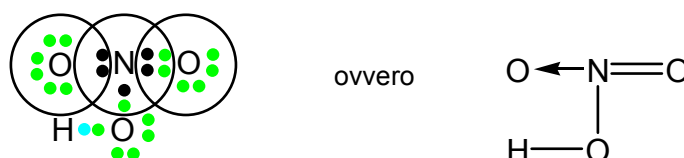
Il numero totale di elettroni è: $1 + 5 + (3 \times 6) = 24$. L'atomo di idrogeno è legato ad uno degli atomi di ossigeno e l'atomo di azoto è l'atomo centrale.

Uno degli atomi di ossigeno raggiunge l'ottetto facendo un legame con l'atomo di azoto ed un altro legame con l'atomo di idrogeno.

Per quanto riguarda gli altri due atomi di ossigeno, per raggiungere l'ottetto devono fare entrambi due legami. Così facendo però l'atomo di azoto supererebbe l'ottetto arrivando ad avere 10 elettroni.



Affinché anche l'atomo di azoto arrivi ad avere solamente otto elettroni nel guscio di valenza è necessario che un atomo di ossigeno sia legato con un doppio legame all'atomo di azoto, e che l'altro atomo di ossigeno accetti un legame dativo da parte dell'atomo di azoto:

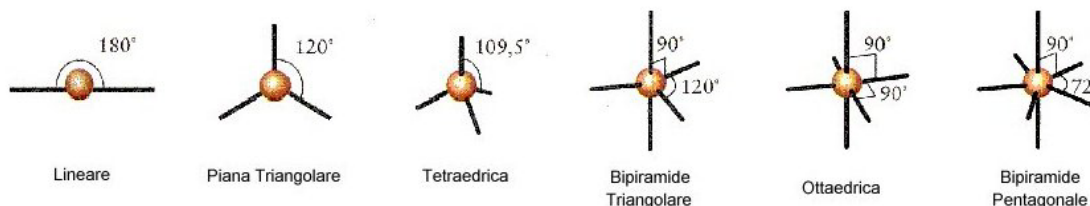


La forma delle molecole

Nel caso di molecole poliatomiche, gli atomi si dispongono sempre nel modo più simmetrico possibile in quanto in questo modo riescono a raggiungere un minimo di energia. Questo è dovuto al fatto che le regioni di elevata concentrazione elettronica, (cariche negative) si respingono a vicenda e quindi poiché gli orbitali sono regioni di alta densità elettronica (abbiamo visto che in un legame covalente σ la densità elettronica è concentrata tra i nuclei dei due atomi che si legano), i legami si indirizzeranno il più lontano possibile tra di loro e quindi nel modo più simmetrico possibile. Risulterà quindi abbastanza facile, sulla base di queste premesse determinare la forma tridimensionale delle varie molecole e di conseguenza anche la distribuzione elettronica degli orbitali molecolari di legame.

Per fare ciò, prima di tutto è necessario individuare l'atomo centrale della molecola, e assegnare ad esso un numero che mi dice quante sono le zone di alta densità elettronica che si trovano intorno ad esso. Per trovare tale numero, bisognerà contare quanti sono gli atomi legati all'atomo centrale, e il numero delle coppie solitarie (orbitali pieni dello strato

di valenza, non impegnati in nessun legame, anche detti doppietti elettronici) che gravitano su di esso, in quanto esse rappresentano un orbitale completamente occupato, simile ad un orbitale molecolare di legame, e quindi una regione di alta densità elettronica: esse devono quindi essere considerate nella distribuzione simmetrica delle nuvole elettroniche nell'intorno dell'atomo centrale. Una volta fatto tutto ciò si descrive la molecola indicando con A l'atomo centrale, con X gli atomi legati ad esso, e con E le coppie solitarie. In questo modo otterremo una formula del tipo AX_nE_m . La somma di $n + m$ sarà il numero cercato e mi determinerà la struttura base della molecola che dovrà avere una certa simmetria e seguirà quindi una delle figure geometriche indicate di seguito:



$m + n =$ 2 3 4 5 6 7

La presenza di coppie solitarie riduce gli angoli compresi tra i legami ad esse adiacenti in quanto la densità elettronica di una coppia solitaria è più spostata verso l'atomo centrale rispetto a quella di legame e quindi ha un effetto repulsivo più elevato: si otterrà quindi una struttura deformata rispetto a quella base. Gli elettroni spaiati vengono considerati come coppie solitarie.

Facciamo alcuni esempi:

Anidride carbonica CO_2

Atomo centrale C
Atomi nell'intorno 2
Coppie solitarie 0
Simmetria AX_2 Lineare

Acqua H_2O

Atomo centrale O
Atomi nell'intorno 2
Coppie solitarie 2
Simmetria AX_2E_2 Tetraedrica Def.

Trifluoruro di boro BF_3

Atomo centrale B
Atomi nell'intorno 3
Coppie solitarie 0
Simmetria AX_3 Triangolare

Trifluoruro di cloro ClF_3

Atomo centrale Cl
Atomi nell'intorno 3
Coppie solitarie 2
Simmetria AX_3E_2 Bipiramide Triang. Def.

Metano CH_4

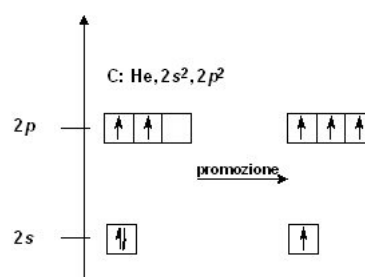
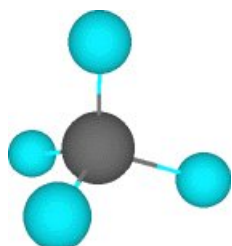
Atomo centrale C
Atomi nell'intorno 4
Coppie solitarie 0
Simmetria AX_4 Tetraedrica

Esafluoruro di zolfo SF_6

Atomo centrale S
Atomi nell'intorno 6
Coppie solitarie 0
Simmetria AX_6 Ottaedrica

Orbitali ibridi.

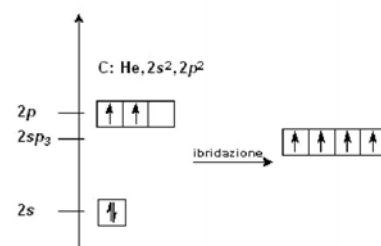
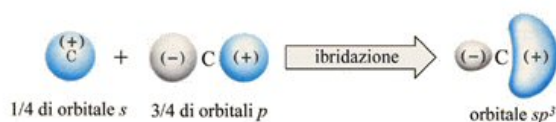
Affinchè la molecola che si forma possa avere la disposizione spaziale ora determinata gli orbitali atomici che si dovranno sovrapporre per formare l'orbitale molecolare di legame σ dovranno essere disposti coassialmente tra di loro (condizione per la formazione di un legame σ). Questo non sempre si verifica e quindi per formare dei legami secondo gli angoli di legame previsti dalla struttura determinata, e simmetricamente più favorevole, dobbiamo immaginare nuovi orbitali atomici con la giusta direzione nello spazio che vengono detti *orbitali ibridi*.

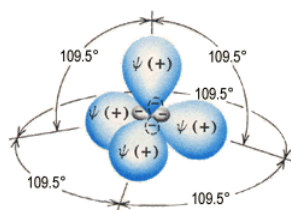


Consideriamo ad esempio il metano CH_4 : esso ha una struttura tetraedrica in quanto l'atomo di carbonio centrale è legato a 4 atomi di idrogeno e non ha doppietti elettronici. Ha quindi numero di coordinazione 4 che corrisponde a una struttura tetraedrica. Se prendiamo in esame la configurazione elettronica esterna dell'atomo di carbonio essa è $2s^2 2p^2$. Esso ha quindi l'orbitale $2s$ completamente occupato e i due orbitali $2p_x$ e $2p_z$ monooccupati: tale configurazione permette solamente la formazione di due legami. Per riuscire a formare quattro legami esso deve *promuovere* un elettrone dall'orbitale $2s$ all'orbitale $2p_y$: in questa configurazione forma quattro orbitali monooccupati con i quali può formare i quattro legami con i quattro atomi di idrogeno.

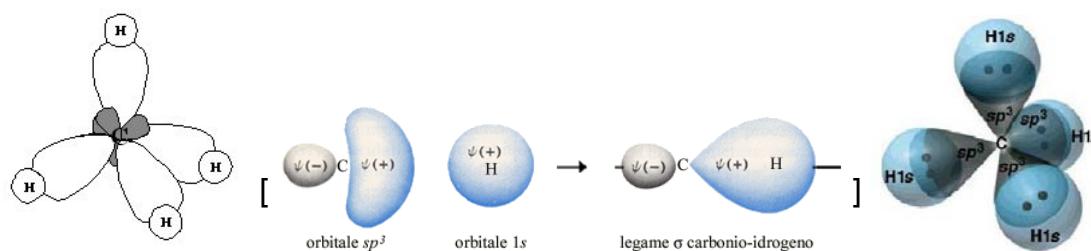
Se l'atomo di carbonio centrale usasse però tali orbitali per formare gli orbitali molecolari di legame σ con gli orbitali $1s$ dei quattro atomi di idrogeno la sua struttura non sarebbe tetraedrica in quanto i tre orbitali p sono diretti a 90° l'uno rispetto all'altro e quindi gli angoli di legame tra tre dei quattro legami sarebbero di 90° . Per riuscire a formare i legami con gli atomi di idrogeno secondo una struttura tetraedrica, durante la reazione, avviene un processo chiamato *ibridazione* o mescolamento di orbitali puri. Nel caso esaminato, l'orbitale $2s$ e i tre orbitali $2p$ dell'atomo di carbonio si mescolano (combinano) per formare quattro orbitali equivalenti, detti orbitali *ibridi* sp^3 ; su questi orbitali, che hanno tutti la stessa energia, per la regola di Hund, i quattro elettroni si dispongono, uno per orbitale con spin parallelo.

Questi orbitali sono disposti a circa 109° l'uno rispetto all'altro ed hanno una forma intermedia tra quella dell'orbitale p e quello dell'orbitale s perché mescolano un po' delle caratteristiche dell'orbitale p (orbitale direzionale) con un po' delle caratteristiche dell'orbitale s (orbitale sferico).



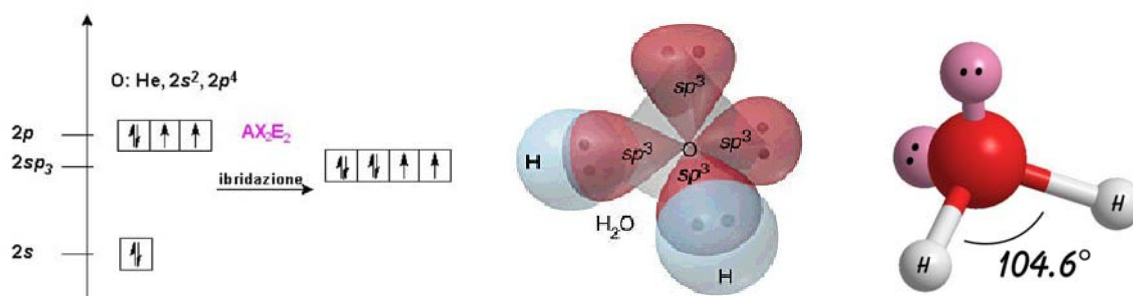


Essi hanno una energia che è intermedia tra quella dell'orbitale s e quella degli orbitali p . In questo modo il carbonio mediante la sovrapposizione di questi orbitali sp_3 con gli orbitali s dei quattro atomi di idrogeno è in grado di formare quattro legami uguali, disposti a 109° l'uno rispetto all'altro.



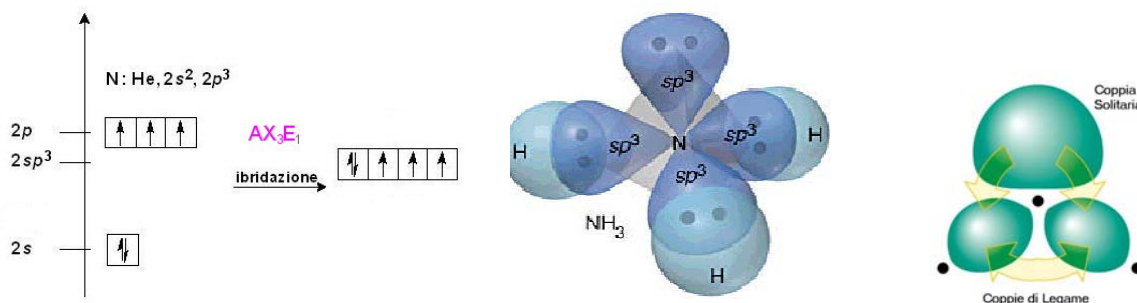
Gli orbitali ibridi permettono la formazione di molecole più stabili cioè a minore energia: questo perché gli elettroni si trovano su orbitali più estesi di quelli originari (diminuiscono le repulsioni) e perché aumenta l'energia dei legami che si formano per mezzo di orbitali ibridi più direzionali.

Consideriamo ora la struttura tridimensionale dell'acqua: L'atomo centrale è l'ossigeno che è legato a 2 atomi di idrogeno ed ha due doppietti elettronici. Ha quindi una simmetria AX_2E_2 che corrisponde a una struttura tetraedrica deformata. Se prendiamo in esame la configurazione elettronica esterna dell'atomo di ossigeno essa è $2s^2 2p^4$. Esso ha quindi l'orbitale $2s$ ed uno degli orbitali $2p$ completamente occupati e i restanti due orbitali $2p$ monooccupati: tale configurazione permette la formazione di due legami per mezzo dei due orbitali p monooccupati ottenendo una struttura con un angolo di legame di 90° . Se andiamo ad analizzare ai raggi X la struttura dell'acqua vediamo però che l'angolo di legame è di circa 105° . Inoltre la presenza dei due doppietti elettronici situati in un orbitale s ed in un orbitale p darebbe origine ad una forte repulsione elettrostatica tra di essi e gli orbitali di legame. Per ottenere una struttura simmetrica, priva di forti repulsioni elettrostatiche e con un angolo di legame di circa 105° , l'atomo di ossigeno centrale mescolerà quindi tutti i suoi orbitali del secondo livello energetico per ottenere quattro orbitali ibridi sp_3 ; su due di questi orbitali si disporranno i due doppietti elettronici (quattro elettroni), mentre i restanti due orbitali ibridi sp_3 ospiteranno ognuno un elettrone ed andranno a formare i due legami con i due atomi di idrogeno.



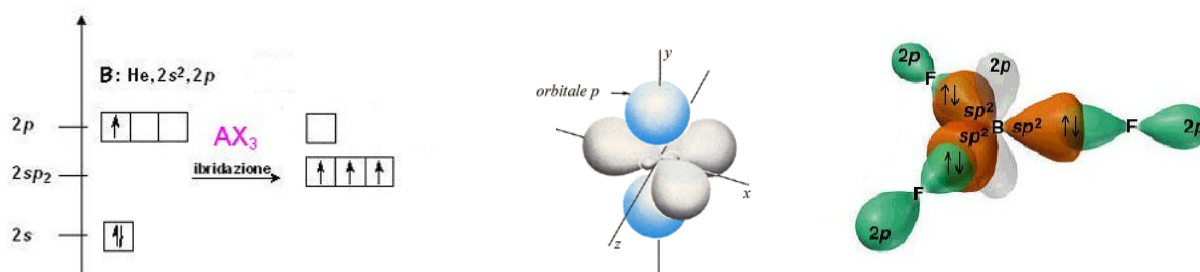
La presenza su due degli orbitali ibridi sp_3 di due doppietti elettronici, che generano una nuvola elettronica più espansa rispetto a degli elettroni di legame fanno sì che l'angolo di legame diminuisca fino a circa 105° deformando la struttura tetraedrica.

Un altro esempio di ibridazione sp_3 lo troviamo analizzando la molecola dell'ammoniaca (NH_3):



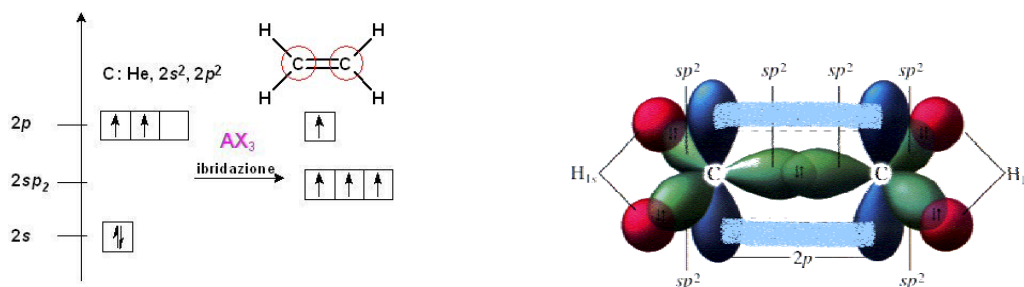
Oltre all'ibridazione di tipo sp_3 appena vista, esistono altri tipi di ibridazione.

Consideriamo ad esempio il trifluoruro di boro BF_3 : l'atomo di boro centrale è legato a 3 atomi di fluoro e non ha doppietti elettronici. Esso ha quindi una simmetria AX_3 che corrisponde a una struttura triangolare piana. Se prendiamo in esame la configurazione elettronica esterna dell'atomo di boro essa è $2s^2 2p$. Esso ha quindi l'orbitale $2s$ completamente occupato e uno degli orbitali $2p$ monooccupato: tale configurazione permette solamente la formazione di un legame. Per riuscire a formare tre legami secondo una simmetria triangolare piana il boro deve mescolare l'orbitale $2s$ con due orbitali $2p$ per formare tre orbitali equivalenti, che verranno detti, in questo caso *ibridi sp_2* ; su questi orbitali, che hanno tutti la stessa energia, per la regola di Hund, i tre elettroni si dispongono, uno per orbitale con spin parallelo. Rimane inoltre un orbitale $2p$ vuoto.

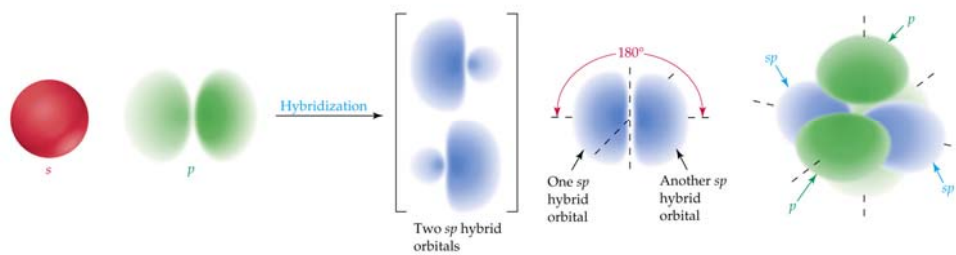


Questi orbitali sono disposti a 120° l'uno rispetto all'altro ed hanno anch'essi una forma intermedia tra quella dell'orbitale p e quello dell'orbitale s con una maggiore assomiglianza all'orbitale s rispetto agli orbitali sp_3 in quanto mescolano un $2/3$ delle caratteristiche dell'orbitale p e $1/3$ delle caratteristiche dell'orbitale s . Anche l'energia è intermedia tra quella dell'orbitale s e quella degli orbitali p anche se minore rispetto a quella degli orbitali sp_3 .

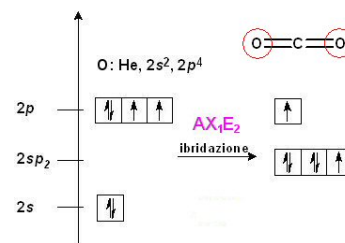
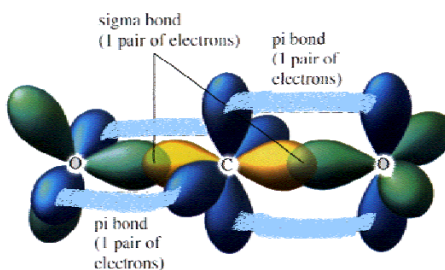
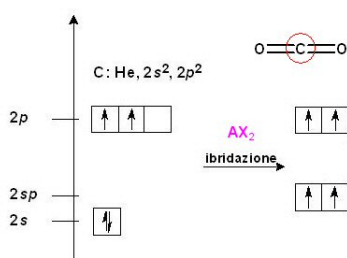
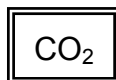
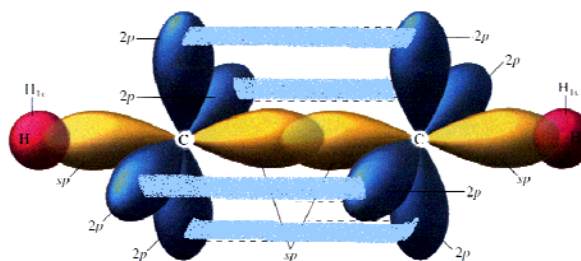
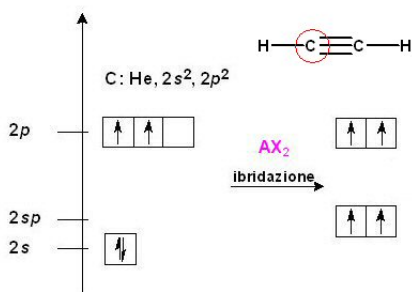
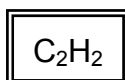
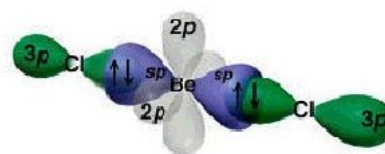
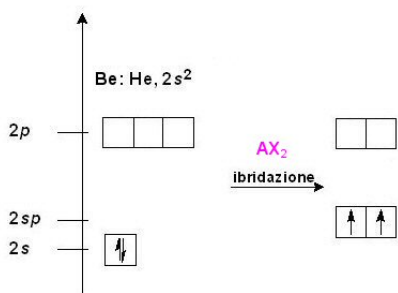
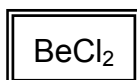
Un altro esempio di ibridazione sp_2 lo troviamo analizzando la molecola dell'etilene, C_2H_4 :

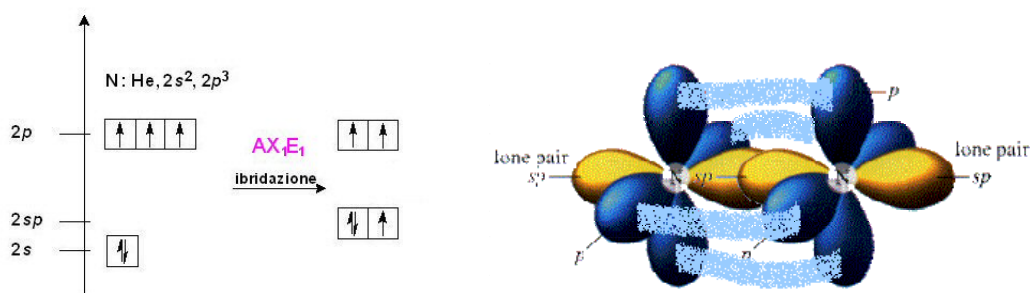


Infine il mescolamento di un orbitale *s* ed un orbitale *p* per ottenere una struttura lineare porta alla formazione di orbitali ibridi di tipo *sp*.



Vediamo alcuni esempi:



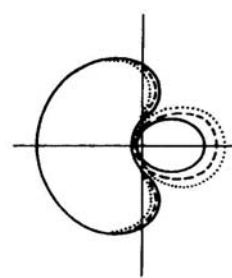


Riassumendo:

Simmetrie AX₄; AX₃E₁; AX₂E₂: Ibridazione sp₃ ... : 1 orbitale s + 3 orbitali p = 4 orbitali sp₃. Angolo di legame: 109.5°, 107°, 105°; geometria: tetraedrica; energia: intermedia fra s e p e maggiore di sp₂; forma: lobo grande poco maggiore del lobo piccolo.

Simmetrie AX₃; AX₂E₁; AX₁E₂: Ibridazione sp₂ --- : 1 orbitale s + 2 orbitali p = 3 orbitali sp₂. Angolo di legame 120°; geometria: planare trigonale; energia intermedia fra s e p minore di sp₃ e maggiore di sp; forma: lobo grande abbastanza maggiore del lobo piccolo.

Simmetrie AX₂; AX₁E₁: Ibridazione sp - : 1 orbitale s + 1 orbitale p = 2 orbitali sp. Angolo di legame 180°; geometria: lineare; energia intermedia fra s e p; forma: lobo grande molto maggiore del lobo piccolo.



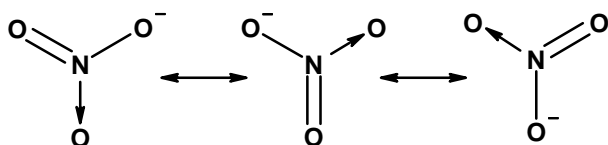
Hybridized Orbitals	Geometrical Arrangement	Hybridized Orbitals	Geometrical Arrangement
sp	Linear (180° angle)	sp ³ d	Trigonal bipyramidal (120° and 90° angles)
sp ²	Trigonal planar (120° angle)	sp ³ d ²	Octahedral (90° angle)
sp ³	Tetrahedral (109.5° angle)		

La risonanza

In alcune molecole oltre al fenomeno dell'ibridazione si ha il fenomeno della risonanza che consiste nella delocalizzazione degli elettroni che si trovano su orbitali π coniugati.

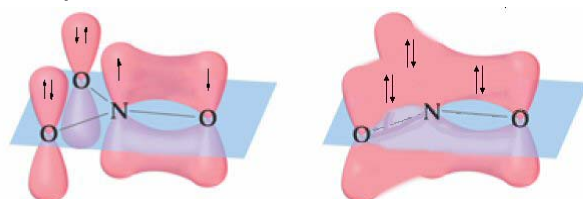
Consideriamo l'esempio dell'anione nitrato: dall'analisi di Lewis della struttura si trova che i tre atomi di ossigeno possono essere legati all'atomo di azoto in modo diverso (doppio legame, legame semplice e legame dativo). Se la situazione effettiva fosse questa appena descritta la lunghezza dei tre legami azoto-ossigeno dovrebbe essere diversa in quanto la forza di un doppio legame è maggiore di quella di un legame semplice. Le prove sperimentali, invece, dicono che nell'anione nitrato la lunghezza dei tre legami è identica. Essi sono più lunghi di un doppio legame N=O tipico, ma sono anche più corti del legame semplice N-O. I legami azoto-ossigeno nell'anione nitrato hanno carattere intermedio tra il

legame semplice e il doppio legame. Questo è anche comprensibile dal punto di vista energetico in quanto non è possibile scegliere quale degli atomi di ossigeno si leghi con un doppio legame e quale con un legame singolo. In breve potremmo scrivere la struttura di Lewis dell'anione nitrato in tre modi del tutto equivalenti:

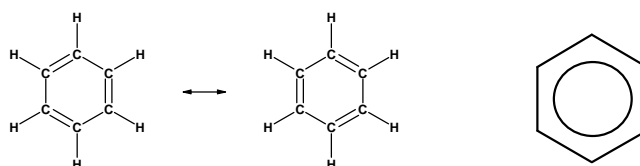


Essendo i tre legami identici, il modello migliore dell'anione nitrato sarà una combinazione delle tre strutture di Lewis. Tale combinazione delle strutture, che si definisce risonanza, viene descritta facendo uso delle frecce a due punte \longleftrightarrow . La struttura risultante si dice *ibrido di risonanza* delle strutture di Lewis che vi contribuiscono. Occorre considerare la risonanza come una combinazione delle singole strutture di Lewis, e non come l'alternarsi della molecola tra strutture differenziate.

Analizziamo ora la situazione tenendo conto del fenomeno dell'ibridazione. L'azoto centrale è legato a tre atomi e non ha doppietti liberi e quindi avrà una simmetria AX_3 ed ibridizzerà sp_2 dando una struttura triangolare piana; l'atomo di ossigeno legato con il legame doppio sarà ibridato anch'esso sp_2 (legato ad un atomo e con due doppietti), mentre gli altri due atomi di ossigeno sono legati ad un atomo e possiedono 3 doppietti elettronici quindi dovrebbero essere ibridati sp_3 . L'evidenza sperimentale che dice che i tre legami N-O nell'anione nitrato hanno tutti la stessa forza e la stessa lunghezza, ci porta però a supporre che *tutti* gli atomi di ossigeno siano ibridati sp_2 . Questo permetterebbe la localizzazione di un doppietto elettronico sull'orbitale p parallelo agli orbitali p semioccupati dell'azoto e del terzo atomo di ossigeno e la formazione di un unico orbitale molecolare π delocalizzato su tutta la molecola, che conterrà quindi 6 elettroni. In questo modo si può spiegare l'uguaglianza dei tre legami N-O. Tale fenomeno viene denominato risonanza e consiste nella formazione di orbitali molecolari π delocalizzati fra tutti gli orbitali p paralleli contenenti elettroni che si espandono su tutta la molecola e che stabilizzano la molecola.



Facciamo un altro esempio, scriviamo la struttura del benzene, C_6H_6 : esso è un'altra molecola che trova la sua descrizione migliore come ibrido di risonanza. È costituito da un anello esagonale di sei atomi di carbonio ciascuno recante un atomo di idrogeno. Le strutture di Lewis che contribuiscono all'ibrido sono illustrate sotto.



Esse vengono chiamate strutture di Kekulé dal nome del chimico tedesco Friedrich Kekulé che fu il primo a proporre, nel 1865, la struttura ciclica del benzene nella quale si alternano legami semplici e doppi. Normalmente si abbrevia la struttura tracciando un semplice

esagono con un cerchio in mezzo.

Dal punto di vista degli orbitali la struttura del benzene è formata da sei atomi di carbonio ibridati sp_2 legati tra di loro e legati ognuno ad un atomo di idrogeno. I sei atomi di carbonio possiedono poi tutti un orbitale p monooccupato: la sovrapposizione a due a due di tali orbitali porterebbe alla formazione dei legami π . La contemporanea sovrapposizione di tutti gli orbitali p porta invece alla formazione di un unico orbitale π delocalizzato sopra e sotto il piano della molecola che contiene sei elettroni e che permette l'uguaglianza di tutti i legami C-C.



Proprietà dei composti covalenti.

I legami covalenti danno origine a due gruppi diversi di sostanze: quelle costituite da piccole molecole sono chiamate *sostanze covalenti molecolari*, mentre quelle costituite da atomi o da lunghe catene di molecole sono chiamate *sostanze covalenti macromolecolari*.

Sostanze covalenti molecolari:

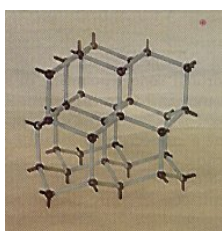
Le sostanze covalenti molecolari si possono trovare sia allo stato gassoso (ad esempio H_2 , N_2 , CH_4), che allo stato liquido (ad esempio CCl_4 , H_2O) che allo stato solido (ad esempio S_8 , $C_{10}H_8$, P_4). I composti molecolari sono teneri e fondono o bollono a temperatura piuttosto bassa. Questo accade perché fra queste molecole esistono solamente forze di attrazione deboli che le tengono più o meno unite. Le forze tra molecole si chiamano *forze di Van der Waals*, dallo scienziato olandese che per primo le studiò. Anch'esse sono forze di attrazione elettrostatica, molto più deboli rispetto ai legami covalenti, ionici e metallici, dovute alla polarizzazione dei legami all'interno delle molecole.

Le forze di Van der Waals si sentono solo se le molecole o gli atomi sono molto vicini tra loro e sono quindi trascurabili in un gas. Inoltre, l'intensità di queste forze aumenta all'aumentare delle dimensioni delle molecole.

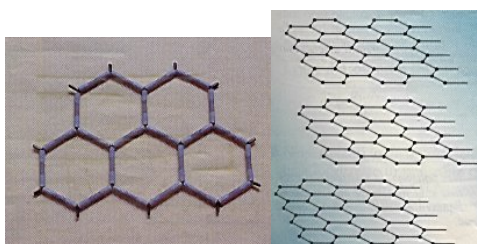
Un'ultima proprietà delle sostanze covalenti molecolari è che esse non conducono la corrente elettrica, in quanto non ci sono cariche elettriche libere come nei composti ionici fusi e nei metalli.

Sostanze covalenti macromolecolari:

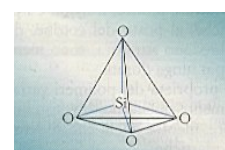
Studiamo ora le sostanze covalenti macromolecolari. Fanno parte di queste sostanze alcuni elementi del IV gruppo e alcuni loro composti, per esempio il carbonio, che in natura si può trovare sotto forma di diamante oppure di grafite, il silicio, che si trova in natura come quarzo o silice.



Diamante



Grafite



Silice

In queste sostanze gli atomi sono tenuti insieme da legami covalenti che danno origine a un aggregato gigante, simile a quello dei composti ionici e metallici. Nel diamante ogni atomo di carbonio è legato covalentemente con altri quattro atomi uguali, che a loro volta si legano con altri atomi. Ciò porta alla formazione di una ordinata struttura gigante tridimensionale senza limiti precisi.

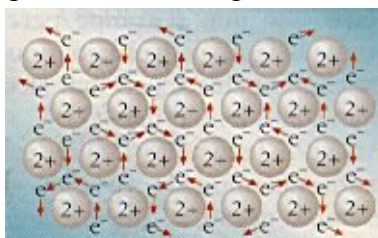
Anche il silicio, una polvere blu-grigia, ha la stessa struttura del diamante. Il silicio in natura si trova nelle rocce e nel terreno come biossido di silicio o silice (SiO_2); la silice cristallina è detta quarzo. Le pietre dure ornamentali come l'ametista e il falso topazio sono esempi di quarzo; anche la sabbia, che si forma dalla disgregazione delle rocce, è costituita da quarzo e il colore marroncino che possiede dipende dalle impurezze di ferro presenti. I forti legami covalenti presenti nel diamante e nella silice spiegano perché queste sostanze sono solide, hanno punti di fusione ed ebollizione molto alti e sono molto dure; tali sostanze prendono anche il nome di *solidi covalenti*. Infine, esse non conducono l'elettricità, perché gli elettroni si trovano localizzati nei legami e quindi non si possono muovere. Unica eccezione è la grafite, a causa della sua particolare struttura. Nella grafite gli atomi di carbonio sono disposti in piani paralleli formati da esagoni, con ogni atomo di carbonio legato ad altri tre. Ogni piano contiene milioni e milioni di atomi di carbonio e ogni atomo possiede ancora un elettrone non utilizzato; questi elettroni sono liberi di muoversi all'interno di un singolo piano e quindi di condurre la corrente elettrica. Per la sua buona conducibilità elettrica la grafite viene usata come elettrodo nei processi elettrolitici. La grafite, inoltre, è molto tenera e sfaldabile, perché ogni piano è collegato a quello successivo, mediante deboli forze di Van der Waals, che permettono a questi piani di scivolare l'uno sull'altro. Per questo riusciamo a scrivere con la mina di una matita.

Un altro gruppo di sostanze covalenti macromolecolari molto importanti sono i *polimeri*: essi sono formati da catene lineari di molecole più piccole dette *monomeri*. Queste catene di differenti lunghezze sono mescolate e intrecciate tra loro. Gli esempi più conosciuti di polimeri naturali sono le *proteine* (presenti con strutture diverse nei capelli, nella lana, nella seta, nelle unghie), e i polisaccaridi come l'*amido* (presente in alcuni alimenti quali riso, pasta alimentare, pane, castagne e patate) e la *cellulosa*, costituente principale delle piante. I *polimeri artificiali* più noti sono il polietilene, il polivinilcloruro, il polistirene, il polipropilene, usati come materie plastiche per fabbricare bottiglie, sacchetti per spazzatura, sacchetti per la spesa, tubi e giocattoli; inoltre, il nylon e i poliesteri, usati invece come fibre sintetiche, al posto del cotone, della lana e della seta, in quanto non richiedono stiratura, sono meno costosi, più resistenti al lavaggio e di più lunga durata. Le proprietà dei polimeri variano moltissimo da uno all'altro: generalmente quelli molto resistenti e poco deformabili sono usati come fibre, mentre quelli che si deformano vengono utilizzati come materie plastiche. In genere una catena ha almeno 50 unità monomeriche; da un certo numero in poi, variabile da un polimero all'altro, la resistenza rimane la stessa. La resistenza dei polimeri dipende dall'intreccio delle lunghe catene e dall'aumento delle forze di attrazione di Van der Waals. Normalmente i polimeri non conducono la corrente elettrica, in quanto non hanno elettroni liberi, e la maggior parte di essi è insolubile in acqua. Fino a qualche anno fa, l'uso dei polimeri causava problemi al momento della loro eliminazione come rifiuti, in quanto non biodegradabili e neppure facilmente riciclabili come i metalli. Recentemente sono stati fatti grandi investimenti in

questo settore, e si è riusciti a risolvere il problema.

Il legame metallico.

Il legame presente tra gli atomi dei metalli non può essere interpretato sulla base del modello ionico in quanto gli atomi sono tutti uguali e non ci può essere quindi interazione elettrostatica e trasferimento di elettroni fra atomi dello stesso tipo; non si può assimilare al legame covalente nel quale si ha la compartecipazione degli elettroni in quanto ogni atomo di un metallo ha troppo pochi elettroni di valenza per riuscire a raggiungere l'ottetto mettendo in compartecipazione gli elettroni di legame.



Si può pensare che gli elettroni di valenza per dare un numero così elevato di legami, siano condivisi fra tutti gli atomi del reticolo; si può quindi immaginare la struttura di un metallo come un reticolo cristallino formato dai nuclei del metallo, circondato da una nube di elettroni mobile, diffusa su tutto il reticolo.

Proprietà dei composti metallici.

La maggior parte degli elementi esistenti in natura hanno caratteristiche metalliche; se infatti prendiamo la tavola periodica vediamo che gli elementi del primo gruppo, quelli del secondo gruppo e tutti gli elementi di transizione hanno caratteristiche metalliche. Andiamo ora a vedere quali sono le caratteristiche tipiche dei metalli.

Conducibilità elettrica:

Applicando una differenza di potenziale anche minima, ad una barretta metallica, si ha passaggio di corrente, si origina cioè un flusso di elettroni.

Questo conferma che nella struttura di un metallo sono presenti elettroni liberi di muoversi sotto la sollecitazione di un campo elettrico. La conducibilità elettrica nei metalli diminuisce all'aumentare della temperatura in quanto aumentando la temperatura aumentano le oscillazioni degli elettroni che ostacolano il loro moto ordinato.

Conducibilità termica:

I metalli presentano anche una elevata conducibilità termica. Questa può essere spiegata supponendo che il meccanismo di conduzione dell'energia termica sia diverso rispetto alle comuni sostanze: la trasmissione del calore viene attribuita, più che al diffondersi delle oscillazioni provocate dall'energia termica, al movimento degli elettroni.

Duttilità e malleabilità:

I metalli si presentano duttili e malleabili, possono cioè essere ridotti in lamine o in fili sottili. Questa caratteristica può essere spiegata pensando che lo slittamento dei piani reticolari uno sull'altro non alteri di molto le interazioni di legame fra gli atomi.

Elettropositività:

I metalli sono elementi altamente elettropositivi, tendono cioè facilmente a perdere gli elettroni di valenza (Potenziali di ionizzazione molto bassi).