

dari è provocato mescolando al materiale o grafite purissima o acqua pesante.

Si può pensare a nuove bombe nucleari, nelle quali la rottura dei nuclei sia provocata da negatroni, ovvero nelle quali si riesca ad annientare la materia con sviluppo di equivalente energia.

Una bomba, che invece della *fissione* di un nucleo pesante, utilizza la *fusione* di nuclei leggeri è la *bomba H*, nella quale si provoca la sintesi di nuclei di idrogeno a dar nuclei di elio. Per provocare l'innescio di tale sintesi è necessaria una temperatura di molti milioni di gradi, quale può esser raggiunta dal brillamento di una bomba all'uranio, che sarebbe come la capsula della bomba H.

LA VALENZA SECONDO LA TEORIA ELETTRONICA LEGAMI ETEROPOLARI OMOEOPOLARI SEMIPOLARI - RISONANZA - COMPLESSI

La conoscenza della struttura elettronica dei vari atomi consente di spiegare con grande semplicità la formazione dei composti chimici. Gli elettroni ruotanti attorno al nucleo sono, come s'è detto, situati in strati successivi. Quando questi strati hanno tutti una

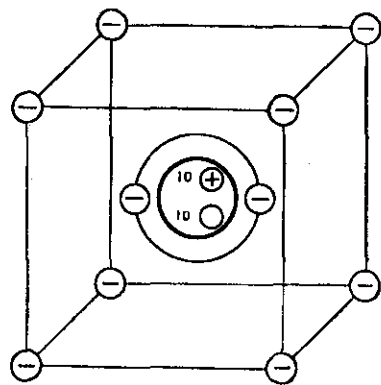


Fig. 11.

perfetta simmetria, gli atomi non hanno tendenza a subire nessuna alterazione ed a combinarsi con altri. È il caso dei cosiddetti gas nobili o elementi *zerovalenti*. Così, ad esempio, il neon ha un nucleo formato di 10 protoni e 10 neutroni (peso 20). I 10 elettroni periferici sono sistemati in due strati: nel primo si hanno due elettroni agli estremi del diametro dell'orbita (*doppietto*); nel secondo strato si hanno 8 elettroni, che conservano la stessa posizione reciproca e che possiamo pensare situati agli otto vertici di un cubo (*ottetto*). Questo strato di perfetta simmetria conferisce stabilità e indifferenza all'atomo di neon.

Considerazioni tratte dalla teoria dei quanti hanno condotto alla conclusione che gli elettroni negli atomi dei gas nobili si trovano in involucri successivi (indicati con le lettere *K, L, M, N, O, P, Q*) nell'ordine indicato dalla tabella seguente:

| Gas nobili | N. Atomico | 1° Strato K | 2° Strato L | 3° Strato M | 4° Strato N | 5° Strato O | 6° Strato P | 7° Strato Q |
|------------|------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| He | 2 | 2 | | | | | | |
| Ne | 10 | 2 | 8 | | | | | |
| A | 18 | 2 | 8 | 8 | | | | |
| Kr | 36 | 2 | 8 | 18 | 8 | | | |
| Xe | 54 | 2 | 8 | 18 | 18 | 8 | | |
| Em | 86 | 2 | 8 | 18 | 32 | 18 | 8 | 0 |

Fissata in tal modo la struttura degli involucri elettronici negli atomi dei gas nobili, si è stabilita quella degli altri atomi. Così per gli atomi dall'elio (N. atomico 2) al manganese (N. atomico 25) si hanno le seguenti strutture:

| | | | | | | | |
|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|---------|
| He (2) | Li (3) | Be (4) | B (5) | C (6) | N (7) | O (8) | F (9) |
| 2 | 2-1 | 2-2 | 2-3 | 2-4 | 2-5 | 2-6 | 2-7 |
| Ne (10) | Na (11) | Mg (12) | Al (13) | Si (14) | P (15) | S (16) | Cl (17) |
| 2-8 | 2-8-1 | 2-8-2 | 2-8-3 | 2-8-4 | 2-8-5 | 2-8-6 | 2-8-7 |
| A (18) | K (19) | Ca (20) | Sc (21) | Ti (22) | V (23) | Cr (24) | Mn (25) |
| 2-8-8 | 2-8-8-1 | 2-8-8-2 | 2-8-8-3 | 2-8-8-4 | 2-8-8-5 | 2-8-8-6 | 2-8-8-7 |

(Il numero tra parentesi a fianco di ogni simbolo è il numero atomico, cioè il numero di cariche positive nucleari, e quindi il numero complessivo degli elettroni. I numeri scritti al di sotto di ogni simbolo indicano gli elettroni contenuti negli strati successivi).

Consideriamo per esempio l'atomo di Na, che ha nel nucleo 11 protoni; gli 11 elettroni periferici sono situati sopra tre strati; nel più interno vi è un doppietto perfettamente stabile, nel secondo un ottetto parimenti stabile, e nel terzo un solo elettrone spari-gliato che può essere perduto con una certa facilità. Ma quando un atomo di Na perderà l'elettrone più esterno resterà carico di una carica positiva, diventerà Na^+ , come si dice, costituirà un *catione*.

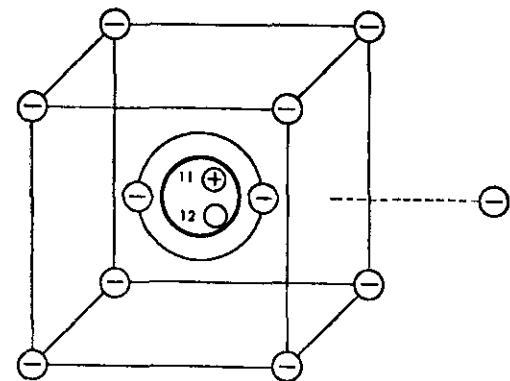


Fig. 12.

Considerando, invece, la struttura del cloro, (numero atomico 17) notiamo che i 17 elettroni sono situati, due sopra un doppietto stabile, 8 sopra un ottetto stabile, mentre 7 costituiranno lo strato più esterno. Questo atomo per equilibrarsi tenderà ad acquistare un elettrone, diventando Cl^- , come si dice, un *anione*. I cationi e gli anioni, cioè gli atomi elettrizzati, si chiamano genericamente *ioni*. Il numero di cariche elementari, o positive o negative, che gli ioni contengono in eccesso è la loro *valenza*.

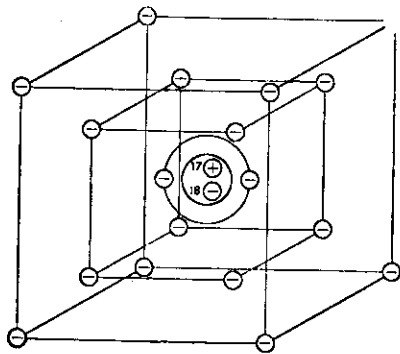
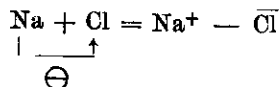


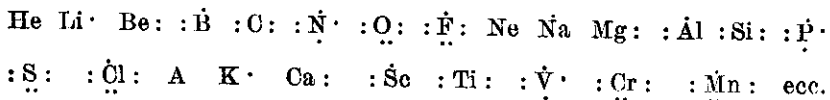
Fig. 13.

Na^+ e gli anioni Cl^- si uniranno per effetto di forza elettrostatica a formare il composto cloruro di sodio.



I composti che si formano tra atomi, che, scambiandosi uno o più elettroni, si trasformano in cationi ed in anioni, che si attraggono elettrostaticamente, si dicono composti *eteropolarari*. Ogni elettrone scambiato rappresenta pertanto una *elettrovalenza*. Diremo quindi che un atomo ha valenza 1, 2, 3... se è capace di perdere o di acquistare 1, 2, 3... elettroni. Tutti gli atomi hanno tendenza ad assumere la struttura dei gas mobili o con il perdere o con l'acquistare elettroni nello strato più esterno e per tal via danno origine ai composti (KOSSEL).

Secondo una convenzione molto utile per interpretare la formazione dei composti, si indicano con punti segnati attorno al simbolo dell'elemento gli elettroni squilibrati esistenti nello strato più esterno degli atomi; così:



La già descritta formazione del cloruro di sodio la scriveremo:



Ma affinché gli atomi assumano uno strato esterno di elettroni perfettamente simmetrico non è necessario che essi si *scambino* elettroni; basta che li *mettano in comune*: che cioè alcuni elettroni descrivano un'orbita ruotando simultaneamente attorno ai nuclei dei due distinti atomi. (Basta pensare che gli elettroni esterni descrivono una traiettoria a forma di 8, mentre i nuclei dei due atomi stanno nel centro degli occhi della 8).

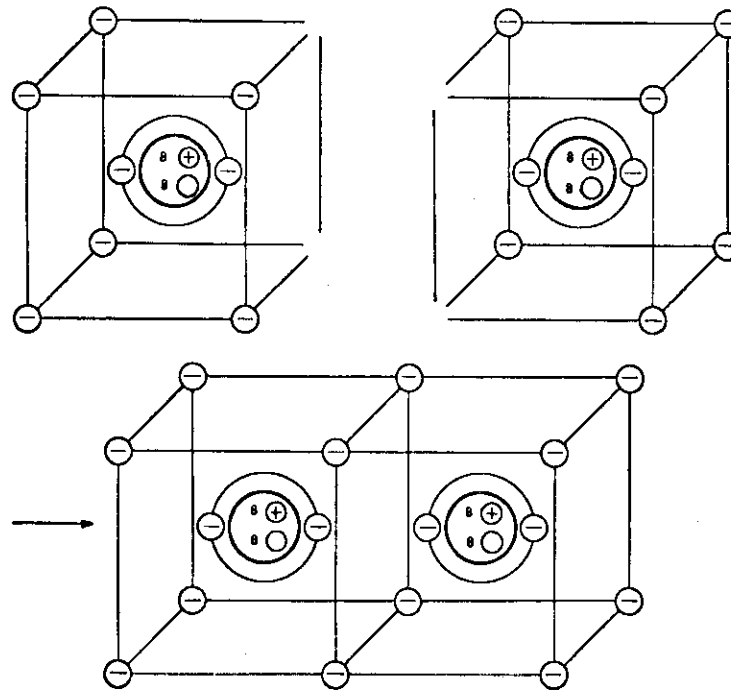


Fig. 14.

Per esempio in natura non si trovano atomi di ossigeno liberi ma molecole O_2 , che si formano in quanto 4 elettroni, due per ciascun atomo appartengono simultaneamente alle orbite dei due atomi. Da un punto di vista formale basterà che i due ottetti incompleti dei due atomi si saldino per una faccia perché entrambi gli atomi

Considerando, invece, la struttura del cloro, (numero atomico 17) notiamo che i 17 elettroni sono situati, due sopra un doppietto stabile, 8 sopra un otetto stabile, mentre 7 costituiranno lo strato più esterno. Questo atomo per equilibrarsi tenderà ad acquistare un elettrone, diventando Cl^- , come si dice, un *anione*. I cationi e gli anioni, cioè gli atomi elettrizzati, si chiamano genericamente *ioni*. Il numero di cariche elementari, o positive o negative, che gli ioni contengono in eccesso è la loro *valenza*.

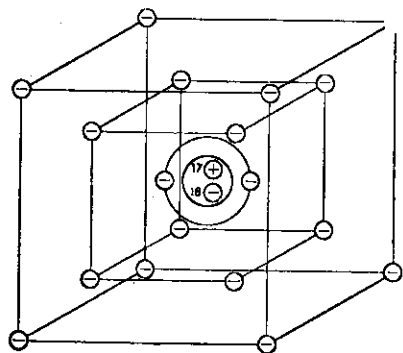
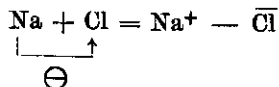


Fig. 13.

Si comprende come ponendo un pezzetto di sodio in presenza di cloro, ogni atomo di sodio cederà un elettrone a ciascun atomo di cloro, e quindi i cationi Na^+ e gli anioni Cl^- si uniranno per effetto di forza elettrostatica a formare il composto cloruro di sodio.

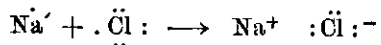
Na^+ e gli anioni Cl^- si uniranno per effetto di forza elettrostatica a formare il composto cloruro di sodio.



I composti che si formano tra atomi, che, scambiandosi uno o più elettroni, si trasformano in cationi ed in anioni, che si attraggono elettrostaticamente, si dicono composti *eteropolarì*. Ogni elettrone scambiato rappresenta pertanto una *elettrovalenza*. Diremo quindi che un atomo ha valenza 1, 2, 3.... se è capace di perdere o di acquistare 1, 2, 3.... elettroni. Tutti gli atomi hanno tendenza ad assumere la struttura dei gas mobili o con il perdere o con l'acquistare elettroni nello strato più esterno e per tal via danno origine ai composti (KOSSEL).

Secondo una convenzione molto utile per interpretare la formazione dei composti, si indicano con punti segnati attorno al simbolo dell'elemento gli elettroni squilibrati esistenti nello strato più esterno degli atomi; così:

He Li· Be: ·B :C: ·N· :O: ·F: Ne Na Mg: ·Al :Si: ·P·
 :S: ·Cl: A K· Ca: ·Sc :Ti: ·V· :Cr: ·Mn: ecc.
 La già descritta formazione del cloruro di sodio la scriveremo:



Ma affinché gli atomi assumano uno strato esterno di elettroni perfettamente simmetrico non è necessario che essi si *scambino* elettroni; basta che li *mettano in comune*: che cioè alcuni elettroni descrivano un'orbita ruotando simultaneamente attorno ai nuclei dei due distinti atomi. (Basta pensare che gli elettroni esterni descrivono una traiettoria a forma di 8, mentre i nuclei dei due atomi stanno nel centro degli occhi della 8).

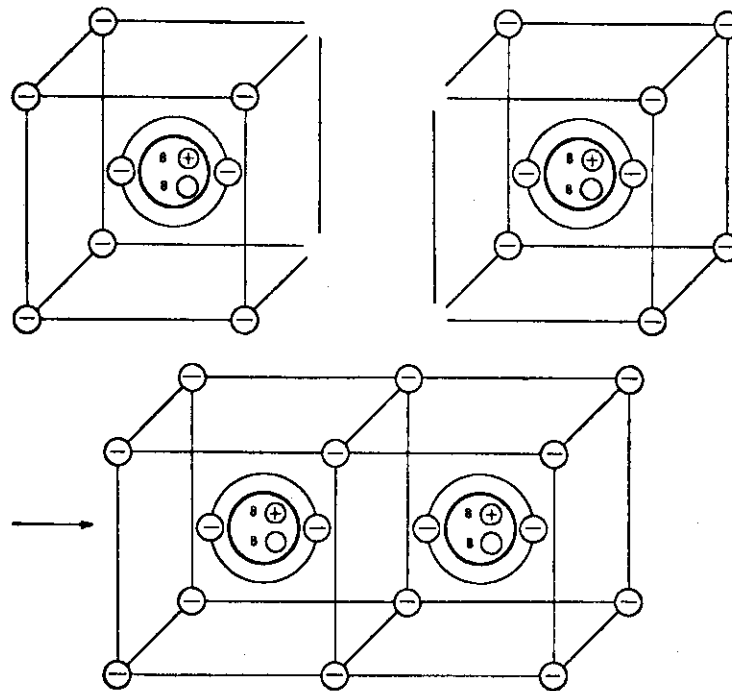
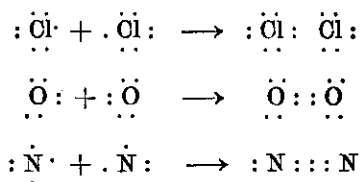


Fig. 14.

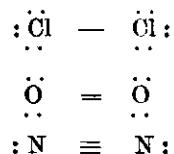
Per esempio in natura non si trovano atomi di ossigeno liberi ma molecole O_2 , che si formano in quanto 4 elettroni, due per ciascun atomo appartengono simultaneamente alle orbite dei due atomi. Da un punto di vista formale basterà che i due ottetti incompleti dei due atomi si saldino per una faccia perché entrambi gli atomi

abbiano completi gli ottetti. Secondo la convenzione già fatta le molecole Cl₂, O₂, N₂ si formerebbero così:



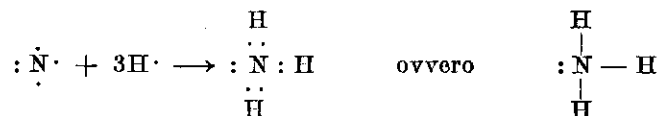
Notare che gli elettroni periferici contenuti nelle molecole sono naturalmente la somma di quelli esistenti negli atomi, e che un certo numero di elettroni, 2 nel Cl₂, 4 nell'O₂, sei nello N₂, sono *messi in comune*.

Composti di questo tipo, nei quali gli atomi non si scambiano elettroni, e quindi non si elettrizzano, ma realizzano la simmetria per unione diretta, si dicono composti *omeopolari*. Le valenze che riuniscono gli atomi si dicono *covalenze*: ogni coppia di elettroni messi in comune rappresenta una *covalenza*. Rappresentando con un segmento una covalenza, e quindi un gruppetto di due elettroni, potremo scrivere le formule dette sopra così:



La massima parte dei composti appartiene agli omeopolari: così tali sono i composti organici.

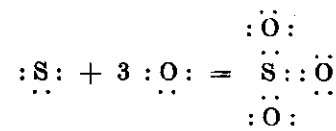
Il composto NH₃, o ammoniaca è omeopolare: 3 atomi di H mettono i loro 3 elettroni in comune con 3 dei 5 elettroni periferici di N, raggiungendo uno stato di grande stabilità:



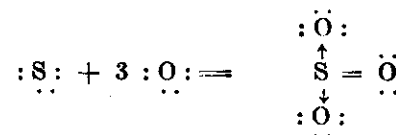
Si può però osservare nella formula dell'ammoniaca una certa dissimmetria dovuta al paio di elettroni spariati, ciò che rende conto di una proprietà dell'ammoniaca, della quale diremo tra breve.

Può, infine, accadere che due atomi abbiano in comune una coppia di elettroni, ma questa coppia sia messa a disposizione da un solo atomo (attore) mentre l'altro la riceve (accettore). Questo legame si dice *semipolare*; e lo simboleggeremo con il segno \rightarrow diretto

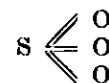
dall'attore verso l'accettore. Così per esempio quando un atomo di S reagisce con tre di O per dare un composto chiamato anidride solforica, potremo simboleggiare il fenomeno così:



e, rappresentando le covalenze omeopolari con \equiv e quelle semipolari con \rightarrow , scriveremo anche:



Confrontiamo questa formula di struttura con quella data al capitolo « La Valenza » e che è



Mentre nella Teoria classica della valenza ogni legame aveva un mero significato di *capacità* in quanto ogni legame è capace di legare un atomo di H o equivalente ad H, nella Teoria elettronica sono messi in evidenza gli scambi di elettroni, dai quali derivano i legami tra gli atomi. Quindi nella teoria classica, poiché ogni atomo di O equivale a due di H, saranno complessivamente 6 i legami uscenti dall'atomo di S e diremo che quest'atomo è esavalente. Nella teoria elettronica, invece, risulta che, onde ogni atomo realizzi l'ottetto, un atomo di O è legato con 2 covalenze (4 elettroni) allo S, mentre gli altri due atomi di O sono legati con legame semipolare, facendo lo S da attore e i due O da accettori.

Interessante è la interpretazione che la teoria elettronica dà delle formule di struttura delle molecole dello zolfo (S₈) e del fosforo (P₄). (Figure 15 e 16).

Così ancora ci si può rendere conto del perché il diamante e la grafite, essendo entrambi costituiti di atomi di C, sono l'uno durissimo e l'altra tenerissima.

Da quanto si è venuto dicendo si comprende come un composto eteropolare essendo formato di atomi elettrizzati o ioni, tenuti uniti da forza elettrostatica, potrà essere decomposto mediante un campo elettrico sufficiente. Un composto omeopolare non potrà invece subire decomposizione per azione elettrica.