

Leonardo Seghetti

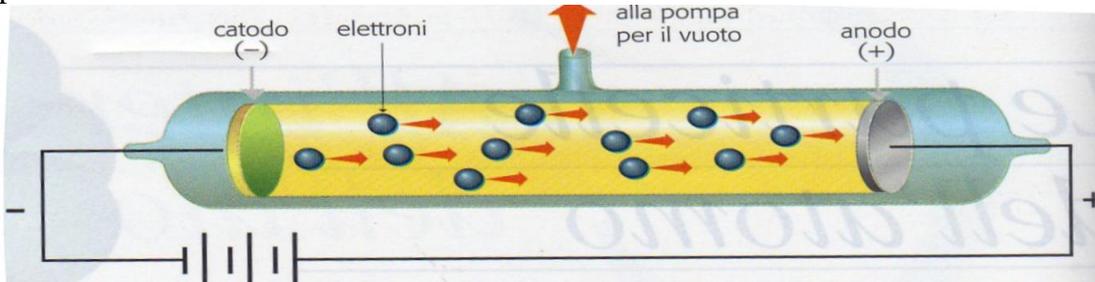
L'ATOMO

- Scoperta dell'elettrone;
- Scoperta del protone;
- Scoperta del neutrone;
- Costituzione dell'atomo;
- Principio di esclusione di Pauli;
- Rappresentazione degli orbitali;
- Struttura elettronica esterna;
- L'energia degli orbitali;
- Sistema periodico degli elementi;
- Legami chimici;
- Tipi di legami chimici;
- Legami atomici;
- Legame covalente;

Scoperta dell'elettrone

Nel 1891 si scoprì la prima particella elettrica chiamata elettrone; fu scoperta studiando la natura della scarica elettrica che avviene nei gas rarefatti.

Per questo scopo ci si servì del tubo a raggi catodici, conosciuto come tubo di Crookes, che essenzialmente è costituito da un tubo di vetro lungo circa 50cm, al cui interno sono saldati due dischi metallici chiamati elettrodi che vengono collegati da un generatore di corrente ad alto potenziale.



L'elettrodo negativo (-) prende il nome di catodo, l'elettrodo positivo (+) prende il nome anodo. Il tubo di Crookes è provvisto di una tubatura laterale collegata ad una pompa da vuoto per mezzo della quale può essere tolto quasi completamente il gas che si trova nel tubo.

Mettendo in funzione l'apparecchio, fino a che non si inizia a togliere gas, non si nota alcun fenomeno, quando invece la pressione all'interno del tubo si abbassa comincia ad aversi una scarica che si manifesta con una scintilla violacea filiforme, questa all'aumentare della rarefazione diventa più chiara e riempie tutto lo spazio tra il catodo e l'anodo.

Variando la pressione nell'ambiente la luminosità cambia di intensità e di tono, infatti quando la rarefazione è molto spinta appare una luminescenza verdastro sulla parete opposta al catodo.

Si accertò che in queste condizioni del catodo partissero dei raggi che inizialmente furono ritenuti di natura ondulatoria; in seguito, si accertò la natura corpuscolare dei raggi e cioè i raggi sono costituiti da particelle materiali che si muovono in linea retta e in gran velocità. Ciò fu confermato da alcuni esperimenti:

1. I raggi catodici esercitano pressione meccanica infatti tra catodo e anodo, se interposto un mulinello, questo gira.
2. I raggi catodici presentano effetto termico, infatti se tra catodo e anodo interponiamo una piastrina metallica questa si riscalda.
3. I raggi catodici sono corpuscoli carichi negativamente, infatti se raccolti in un pozzo di Faraday questo si carica negativamente.

Da tutto quanto detto Crookes e Perrin furono in grado di affermare che:

“ i raggi catodici sono costituiti da corpuscoli materiali dotato di massa e carica elettrica”.

Tali particelle furono chiamati elettroni, che presentano una carica elettrica pari a $1,602 \cdot 10^{-19}$ C ed una massa di $m = 9,109 \cdot 10^{-31}$ g.

Scoperta del protone

Come visto nell'esperienza di Crookes in cui dal polo negativo si dipartono le cariche elettroniche negativa così era pensabile che dal polo positivo si dipartissero delle cariche positive, tali particelle costituiscono i cosiddetti **raggi canale** che si mettono in evidenza operando con un catodo forato, in queste condizioni le particelle positive passano attraverso il catodo e vanno a colpire le pareti del tubo operando sempre con dei gas.

Anche qui, con delle esperienze sull'atomo di idrogeno (H) si osservò che queste particelle possedevano una carica positiva unitaria cioè uguale ma di segno contrario a quella dell'elettrone; a tale particella fu dato il nome di **protone** che, a differenza degli elettroni che sono quasi privi di

massa, ogni protone pesa circa 1836 volte di più di un elettrone pur avendo uguale carica elettrica ma di segno contrario.

Carica elettrica protone $\rightarrow 1,602 \cdot 10^{-19}$ coulomb

Massa protone $\rightarrow 1,67 \cdot 10^{-28}$ g.

Scoperta del neutrone

Continuando le esperienze con i raggi canale e sottoponendo gli ioni positivi a campi elettrici e magnetici si può osservare un fenomeno particolare esaminando gli spettri derivanti dallo spettrografo di massa; infatti più atomi di un elemento privato di un elettrone sottoposto a detti campi si separano in due o più fasci dimostrando cariche diverse.

È evidente che esistono atomi di uno stesso elemento che pur avendo lo stesso numero di elettroni e protoni hanno masse diverse.

Tale diversità nasce dalla presenza di particelle pesanti circa quanto il protone ma prive di carica.

A detta particella è stato dato il nome di neutrone e la sua massa è di $1,67 \cdot 10^{-24}$ g. Da ciò si evince che l'atomo è costituito da protoni, elettroni e neutroni (tale scoperta riduce la validità delle iniziali teorie atomiche).

Si definisce numero di massa la somma dei neutroni e protoni e si indica con A.

Si dicono isotopi gli atomi che hanno lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa (ovvero massa diversa).

Si dicono isopari gli atomi che hanno numero di massa uguale e numero atomico diverso.

COSTITUZIONE DELL'ATOMO

Ogni atomo è formato da un nucleo e da uno o più elettroni che girano intorno ad esso.

Il nucleo è piccolo ma pesante e presenta una carica positiva uguale a quella di un elettrone o di un suo multiplo intero.

Il nucleo è formato da protoni e neutroni e ciò ci indica che quasi tutta la massa risiede nel nucleo.

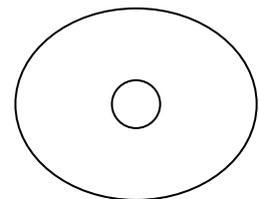
Gli elettroni che hanno una massa trascurabile ruotano intorno al nucleo, gli atomi sono elettricamente neutri, pertanto il numero delle cariche positive (protoni) è uguale al numero delle cariche negative (elettroni).

Gli atomi dei vari elementi differiscono fra di loro per il diverso numero di cariche elettriche da cui sono formate; questo numero è quello che determina la proprietà degli atomi e viene chiamato numero atomico (si indica con z) che rappresenta il numero dei protoni che si trova nel nucleo.

Il più semplice di tutti gli atomi è quello dell'idrogeno (H), il suo nucleo è costituito di un solo protone intorno al quale ruota un solo elettrone.

Questo elettrone descrive intorno al nucleo un'orbita in cui il raggio si mantiene sensibilmente costante, da ciò Rutherford (1911) propose un modello atomico che fu detto planetario perché somigliava ad un sistema di pianeti. Tale modello è così costituito:

1. **Da un nucleo centrale nel quale risiede la quasi totalità della massa dell'atomo e nella quale sono presenti cariche positive in un numero costante per ogni specie di atomo.**
2. **Da elettroni ruotanti intorno al nucleo in numero uguale a quello delle cariche positive presenti nel nucleo; perciò il sistema atomo è un complesso elettricamente neutro.**



La teoria di Rutherford ben presto si dimostrò incompleta perché per la meccanica elettromagnetica classica, gli elettroni che girassero intorno al nucleo senza irradiare energia, senza perdere energia e senza cadere nel nucleo, non poteva esistere.

Con intuizione sorprendente Nils Bohr (1913) risolse tutte le questioni attraverso alcuni postulati:

1. gli elettroni atomici non si muovono su orbite qualsiasi ma solo in orbite fisse e predeterminate.
2. fin tanto che un elettrone resta in orbita permessa non irradia energia pur subendo delle accelerazioni.
3. quando un elettrone per qualsiasi causa cambia orbita, assorbe o emette energia.

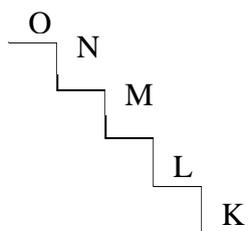
Una grandezza si dice quantizzata quando può assumere solo distinti valori, cioè quando non può variare a piacere i propri valori; la teoria di Bohr fu detta quantica perché ammetteva che gli elettroni potessero occupare solo alcune distinte orbite di ben determinata energia.

Bohr dimostrò matematicamente che tra le infinite orbite che un elettrone poteva percorrere ve ne erano alcune in cui questo non emetteva energia; da ciò Bohr provò un nuovo modello atomico detto a livelli o a stadi stazionari.

Modello atomico di Bohr:

1. **la massa dell'atomo è concentrata nel nucleo: protoni e neutroni.**
2. **gli elettroni girano attorno al nucleo percorrendo delle orbite circolari a raggi diversi.**
3. **ad ogni orbita o traiettoria compete un certo valore di energia quantizzata, per cui gli elettroni che la percorrono conservano questa energia indefinitivamente senza pericolo di perderla**
4. **quando un elettrone per qualsiasi motivo cambia orbita emette o assorbe energia; si decide di attribuire ad ogni orbita una determinata energia capace di caratterizzarla; e per tale motivo le orbite vengono definite anche a livelli energetici dell'atomo.**

I livelli energetici secondo N. Bohr erano immaginati come dei gradini delle scale:



I livelli energetici sono contrassegnati con delle lettere dell'alfabeto.

Bohr chiamò la posizione di minima energia potenziale “livello fondamentale”; egli definì livelli eccitati gli altri in quanto per farli occupare dal corpo è necessario compiere su di esso un lavoro uguale alla differenza fra l'energia potenziale che compete al livello corrispondente e l'energia che compete a livello fondamentale.

I vari livelli energetici si ordinano con un numero e dal livello inferiore al livello superiore assume i valori di 1,2,3..... questo rappresenta **il numero quantico principale indicato con la lettera n.**

Questo numero dava la distanza delle varie orbite dei vari livelli energetici dal nucleo.

La teoria di Bohr si dimostrò insufficiente quando gli atomi contengono più di un elettrone, successivamente Sommerfield ipotizzò che nell'atomo l'elettrone non percorresse orbite perfettamente rotonde ma che percorressero orbite ellittiche di cui il nucleo occupa uno dei due fuochi.

Sommerfield quantizzò questo nuovo sistema e allo scopo fù necessario introdurre due numeri quantici che si indicano con le lettere n , l (n, può assumere tutti i valori interi positivi compresi tra

l e 7 ed è un indice delle dimensioni e dell'energia dell'orbitale; l dà la forma dell'orbitale; ad esempio quando $l = 0$ l'orbita è sferica, ecc...)

Tali numeri quantici regolano rispettivamente : n la quantizzazione dell'asse maggiore e dell'asse minore dell'ellisse, l invece la forma dell'ellisse.

Sommerfeld dimostrò che: i numeri quantici non possono avere valori a piacere, ma solo certi valori tra loro dipendenti, infatti per ogni valore di n , l può assumere valori compresi tra 0 ed $n - 1$. L'introduzione di l , **numero quantico angolare**, portava ad ammettere che in ogni livello energetico superiore al 1° potevano esistere più orbite, tra loro vicinissime, differenti però come forma di energia.

Questa teoria si dimostrò ancora insufficiente; si ipotizzò allora che come una corrente elettrica che percorre una spira genera un campo magnetico, così l'elettrone di un atomo ruotando attorno al nucleo genera anch'esso un campo magnetico.

Si tenne conto di questo campo magnetico in una più attenta trazione dell'atomo e apparve necessario introdurre un nuovo parametro per caratterizzare l'elettrone.

A questo parametro fu dato il nome di: **numero quantico magnetico** che si indica con la lettera m e che può assumere valori di 0 / -1 .

Ciò non era sufficiente, infatti altri fattori indussero a ritenere che:

l'elettrone durante il suo moto intorno al nucleo ruota anche su se stesso in senso orario o antiorario generando così un nuovo campo magnetico nell'atomo.

Per tener conto di questo fu introdotto un 4° numero quantico chiamato **numero quantico magnetico di Spin**; viene indicato con le lettere m_s e può assumere valori $+$, $-$, $1/2$ a secondo se ruota in un senso o in un altro.

Esempio: $n=3$; $l(0, n-1) = 0, 1, 2$; $m(+/- l) = -2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = +/- 1/2$

PRINCIPIO DI ESCLUSIONE DI PAULI

Come abbiamo visto sono quattro i numeri quantici necessari per caratterizzare lo stato di un atomo (n è il numero quantico principale, l è il numero quantico angolare, m è quello magnetico e m_s è il numero quantico magnetico di Spin).

Tale principio afferma che : “ **in un singolo atomo non possono coesistere due elettroni che abbiano i quattro numeri quantici uguali**”.

Ciò significa che in ogni atomo con più elettroni distribuiti su tutti i livelli energetici possibili ogni elettrone è caratterizzato da una quaterna di numeri quantici diversa da quelle relative a ciascuno degli elettroni.

Successivamente alla teoria di Bohr e Sommerfeld fu sviluppata una nuova teoria sulla struttura dell'atomo, nata dall'intuizione di Louis de Broglie indicata come **teoria ondulatoria** e cioè: “**si definisce orbitale i punti ove è maggiore la probabilità di trovare un elettrone e questi saranno i punti anche di massima densità di carica elettrica**”.

Il modello ondulatorio dell'elettrone consente di stabilire le zone dello spazio attorno al nucleo di un atomo dove è massima la densità di carica elettrica negativa.

Poiché è dalla ricopertura di queste zone di massima densità di carica, indicata con il nome di orbitali che si formano i legami tra gli atomi; appare fondamentale la conoscenza del numero delle forme, e dell'orientamento degli orbitali nei vari atomi per interpretare e prevedere strutture e proprietà delle specie chimiche.

Gli orbitali sono di tipo diverso e sono quattro; si indicano con le lettere dell'alfabeto s, p, d, f ; su ogni orbitale possono stare due elettroni per il principio di Pauli.

- ❁ **Orbitale s:** è una orbitale sferica e per tanto non è direzionale e massimo può contenere due elettroni.
- ❁ **Orbitale p:** sono sempre in numero di tre. Non hanno forma sferica ma bilobata; sono direzionati secondo i vertici delle tre direzioni dello spazio, pertanto abbiamo l'orbitale p_x, p_y, p_z , che presentano lo stesso valore di energia. Ogni orbitale quando è pieno di due elettroni, pertanto in totale contengono sei elettroni.
- ❁ **Orbitali d:** sono sempre in numero di cinque e quindi al massimo quando sono pieni possono contenere dieci elettroni, la loro forma è di difficile rappresentazione essendo idealmente orbitali con doppia bilobatura.
- ❁ **Orbitali f:** sono sempre in numero di sette e quindi al massimo quando sono pieni contengono quattordici elettroni.

RAPPRESENTAZIONE DEGLI ORBITALI

Si rappresentano gli orbitali con dei quadratini e con due frecce di verso opposto gli eventuali elettroni.

Per rappresentare le struttura elettronica bisogna:

- ❁ Conoscere il numero atomico dell'atomo.
- ❁ Conoscere l'ordine di successione degli orbitali, cioè l'ordine di riempimento.

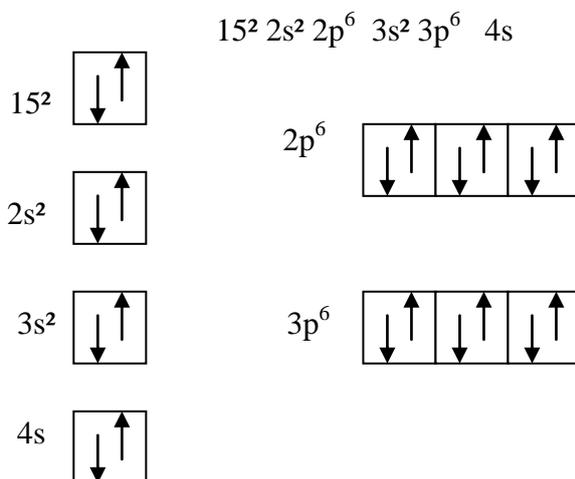
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s

- ❁ Rispettare la regola di Hund: “ se più elettroni occupano orbitali degeneri (con uguali valori di n ed l e quindi energia) essi si distribuiscono, con spin paralleli, nel numero massimo possibile di questi”.

I numeri rappresentano i livelli.

ESEMPIO:

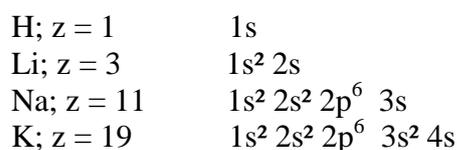
$Z = 19$



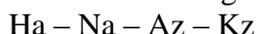
STRUTTURA ELETTRONICA ESTERNA: CONCETTO DI VALENZA IN BASE ALLA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA.

Dall'esame delle configurazioni elettroniche di ogni singolo atomo, si può facilmente riscontrare che:

- 1) alcuni elementi presentano lo stesso tipo di configurazione esterna, cioè pur presentando un diverso numero atomico, presentano lo stesso numero di elettroni sullo stesso tipo di orbitale.



- 2) Altri elementi oltre a tali caratteristiche presentano invece una struttura elettronica satura in cui i vari livelli energetici sono pieni; questo è il caso dei gas nobili.



- 3) Da quanto detto per valenza si intende il numero di elettroni spaiati che un elemento possiede nella sua struttura fondamentale.

Tale concetto è definito valenza di base.

Ad esempio gli elementi del I gruppo (H, Li, Na, K, ecc...) hanno tutti un elettrone nel loro stato più esterno, per tanto si definiscono **monovalenti**.

Ad esempio l'ossigeno (O) che ha 2 elettroni spaiati è detto **bivalente**.

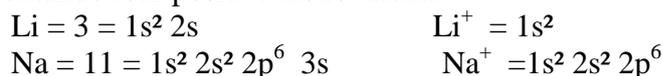
Da quanto visto, esistono elementi zerovalenti, monovalenti, bivalenti, trivalenti...ecc.

La valenza base può variare aumentando o diminuendo nei tre modi seguenti:

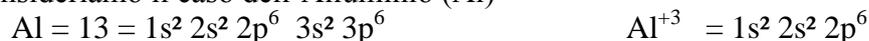
- Per **ionizzazione positiva**, ovvero per sottrazione di elettroni.
- Per **ionizzazione negativa**, ovvero per acquisto di elettroni.
- Per **eccitazione negativa**, ovvero per somministrazione di energia.

Se gli atomi elementi perdono elettroni dai loro orbitali più esterni diventano ioni positivi, ciò comporta in genere la scomparsa di elettroni spaiati e di conseguenza diventano zerovalenti, però gli atomi in questione manifestano un altro tipo di valenza detta **elettrovalenza positiva**.

Ad esempio considerando il Litio (Li) e il Sodio (Na) che sono capaci di cedere un elettrone diventando ioni positivi monovalenti.



Consideriamo il caso dell'Alluminio (Al)



Se l'alluminio perde gli ultimi tre elettroni diventa trivalente positivo con la seguente struttura: altri elementi invece, variano la loro valenza base acquistando elettroni e diventando quindi ioni negativi (-).

Tale tipo di valenza si definisce **elettrovalenza negativa**.

Esempi di questo tipo sono dati dal cloro (che è capace di acquistare un elettrone diventando ione negativo monovalente).

Un altro esempio è dato dall'Ossigeno (O) che è capace di accettare due elettroni diventando **ione bivalente negativo**.

Altri elementi variano la loro valenza base per somministrazione di energia.

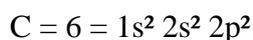
Gli elettroni per l'aumento dell'energia cinetica saltano dai livelli inferiori a quelli superiori allontanandosi dal nucleo.

Chiaramente i salti degli elettroni risultano limitati e ciò possono avere:

- nel livello più esterno;**
- nell'ambito dello stesso livello;**

3) tra gli orbitali isoenergetici:

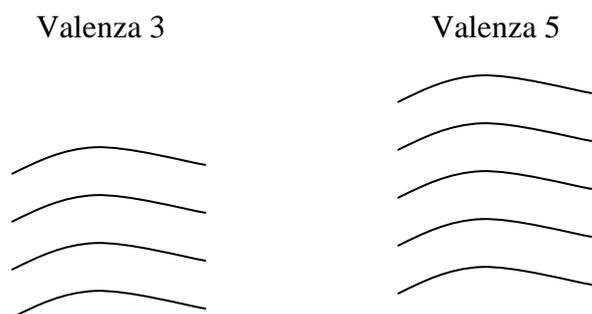
Da quanto detto solo gli atomi che possiedono elettroni in orbitali isoenergetici e in livelli semivuoti possono modificare la loro valenza basata per somministrazione di energia, ad esempio l'atomo di carbonio (C)



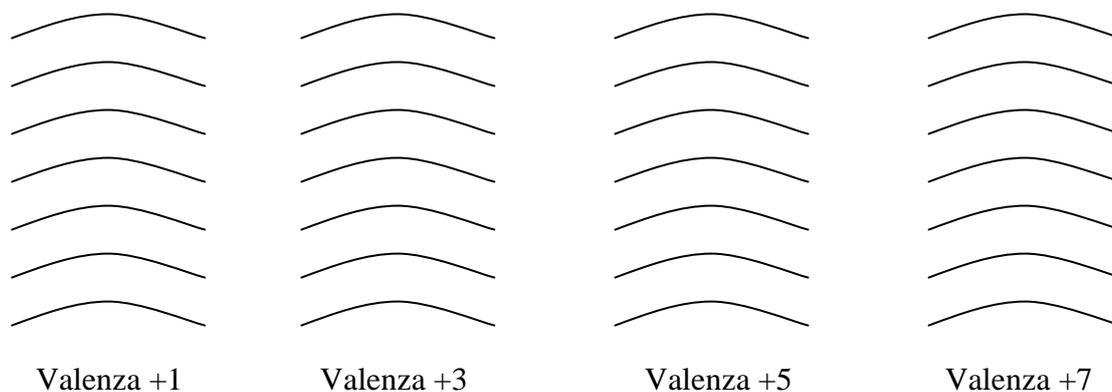
Ci sono elementi che possono variare la loro valenza in particolari condizioni cioè, è dovuto al fatto che possono variare gli elettroni spaiati nello strato più esterno.

Alcuni doppietti elettronici si possono spezzare in modo da avere elettroni spaiati.

Un esempio classico è dato dal fosforo (P) che può assumere valenza +3

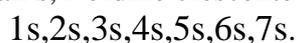


Altro esempio dato dal cloro e da tutti gli **alogeni** che presentano nello strato più esterno 7 elettroni e pertanto può assumere diverse valenze (-1, +1, +3, +5, +7)



L'ENERGIA DEGLI ORBITALI

L'energia di un orbitale aumenta all'aumentare del numero quantico principale n . Per gli orbitali dello stesso tipo, per esempio gli orbitali s, l'ordine crescente di energia è quindi:



Il numero quantico angolare l determina la forma dell'orbitale; ma a forme diverse competono energie diverse; all'aumentare di l aumenta anche l'energia. Dato che gli orbitali **s, p, d e f**, competono rispettivamente i valori di 0, 1, 2, 3, risulta che se abbiamo orbitali con lo stesso valore di n , l'ordine crescente di energia sarà:



Da qui risulta, per esempio che l'orbitale 4s ha un'energia inferiore a quella dell'orbitale 4p, che a sua volta, ha un'energia inferiore a quella dell'orbitale 4f.

Se più orbitali hanno lo stesso valore di n e l , essi avranno la stessa energia. Possiamo allora dire che i tre orbitali p o i cinque orbitali d o i sette orbitali f (aventi lo stesso valore di n) hanno la stessa energia quindi sono isoenergetici.

Ricapitolando, possiamo dire:

L'energia di un orbitale aumenta all'aumentare dei valori di n e l , quindi:

- a parità di forma (e quindi di l) l'energia aumenta con n .

- a parità di n , l'energia aumenta con l'ordine s, p, d, f .

- a parità di n e l , gli orbitali sono isoenergetici.

SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Nel 1869 Mendeleev ordinò il I sistema periodico degli elementi nel quale gli elementi erano ordinati secondo i valori crescenti di peso atomico e tenendo conto delle analogie fra le proprietà chimiche dei vari elementi.

Successivamente a tale sistema si aggiunsero i gas nobili e le terre rare.

Nel 1914 Moseley scoprì invece che il parametro ordinatore del sistema periodico non era il peso atomico ma il numero atomico che egli valutò in base a dati spettroscopici e che esprime il numero delle cariche positive presenti in un nucleo di un atomo.

Il sistema periodico si divide in periodi e in gruppi.

Ogni periodo, che è rappresentato dalle linee orizzontali della tabella, inizia a partire dal secondo con un metallo alcalino il cui atomo ha come configurazione elettronica esterna $s^2 p^6$ e cioè contiene 8 elettroni sull'ultima orbita.

Quest'ultima configurazione elettronica è la più stabile possibile a cui tutti gli altri elementi tenderanno a raggiungerla acquistando o perdendo elettroni.

Ogni gruppo è rappresentato dalle linee verticali della tabella periodica e comprende elementi i cui atomi hanno la stessa configurazione elettronica esterna e quindi proprietà chimiche simili.

Quello che cambia tra i vari elementi è la dimensione dell'atomo che aumenta dall'alto verso il basso.

Gli elementi che corrispondono al riempimento degli orbitali 3d e nel 4 periodo, degli orbitali 4d e 4f, 5d nel 6 prendono il nome di **elementi di transizione**.

Gli elementi di uno stesso gruppo hanno configurazione elettronica esterna dello stesso tipo e siccome questi elettroni esterni sono quelli che interessano i fenomeni chimici di uno stesso gruppo presentano analogie.

Nel gruppo si osserva che:

- aumentando le dimensioni degli atomi, diminuisce l'energia con cui gli elettroni esterni sono legati al nucleo.

LEGAMI CHIMICI

Un legame chimico esiste tra due atomi o più gruppi di atomi quando le forze agenti su questi danno luogo alla formazione di un aggregato stabile.

Si definisce energia di legame, l'energia necessaria a rompere il legame e quindi la stabilità dell'aggregato; il valore dell'energia di legame viene espressa in Kilocalorie.

Fondamentale per la formazione di un legame chimico è il rispetto della regola dell'ottetto e cioè la configurazione elettronica $s^2 p^6$ ovvero una configurazione elettronica di grande stabilità, dovuta al basso contenuto di energia, pertanto tutti gli atomi tendono a raggiungere tale stabilità acquistando o cedendo elettroni o con la messa in partecipazione di elettroni in modo tale da raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile.

Si definisce **potenziale di ionizzazione il valore dell'energia necessaria per espellere in certo elettrone da un atomo e portarlo a distanza infinita.**

Se allo stesso atomo vengono sottratti altri elettroni, si parlerà di potenziale di ionizzazione di 1,2,3,ecc... ionizzazione; in pratica i valori dei potenziali di ionizzazione crescono molto rapidamente quindi impiegano pochissimo per passare da un'elettrone all'altro. Si definisce l'affinità di un elettrone l'energia che un atomo libera nell'acquisto di un elettrone; tutti gli alogeni hanno una spiccata affinità per l'elettrone (F,Br,Cl, I). Da quanto detto possiamo definire al carattere metallico di un metallo: **“TANTO MINORE è IL VALORE DEL POTENZIALE DI IONIZZAZIONE TANTO Più FACILMENTE L'ELEMENTO PERDE L'ELETTRONE E TANTO MAGGIORE è IL SUO CARATTERE METALLICO”**, inoltre tanto maggiore è il valore dell'affinità per l'elettrone, tanto minore è il carattere metallico dell'elemento.

TIPI DI LEGAMI CHIMICI

Due o più atomi formano dei legami chimici per raggiungere una configurazione con minore contenuto energetico, ciò si manifesta o con il mettere in comune elettroni o con il passaggio con uno o più elettroni da un atomo all'altro.

Alla base della formazione di un legame chimico esistono sempre delle azioni elettroniche attrattive e repulsive.

I legami chimici possono idealmente dividerli in tre classi:

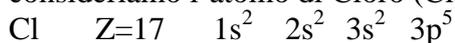
- 1- LEGAMI ATOMICI CONVALENTI: DATIVO AD ELETTRONI DELOCALIZZATI.
- 2- LEGAMI ELETTROSTATICI: CARICA DI POLARE AD IDROGENO.
- 3- LEGAME METALLICO.

LEGAMI ATOMICI

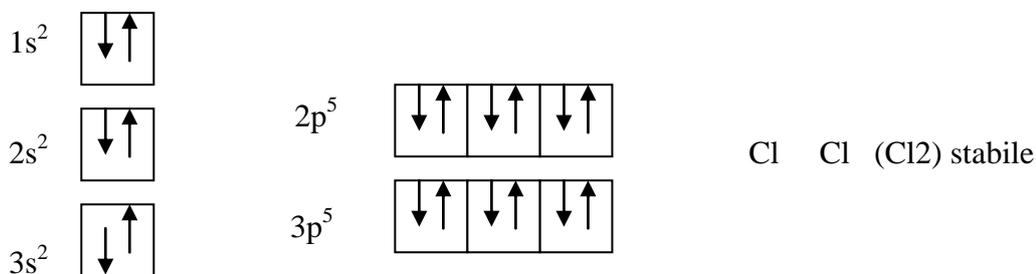
Sono inclusi in questo gruppo tutti i tipi di legami in cui gli elettroni sono messi in comune tra due atomi.

Questi elettroni comuni provengono dalla redistribuzione degli elettroni esterni dei singoli atomi che vengono a costituire elettroniche più stabili.

L'accoppiamento degli elettroni avviene sempre tra elettroni di spin opposto e la struttura dell'ottetto che si raggiungerà con questa messa in comune formerà una struttura di grande stabilità; consideriamo l'atomo di Cloro (Cl) che ha sette elettroni



Sull'ultima orbita ora mettendo in elettrone in comune con un altro elettrone proveniente da un altro atomo di cloro si formerà la molecola di cloro nella quale i due atomi di cloro sono circondati da un ottetto ciascuno, i due ottetti hanno come caratteristica di avere due elettroni comuni provenienti uno da ciascun atomo di cloro. Pertanto presentano un orbitale comune.



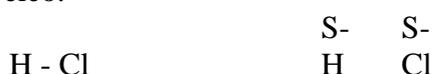
Il legame che esiste tra due atomi uguali viene chiamato con il nome di legame covalente omeopolare; ciò sta ad indicare che tra i due atomi non esiste polarità e pertanto la distribuzione della carica elettrica è uguale su ciascuno di essi.

Gli elettroni che vanno a formare **i legami omeopolari sono quelli dispari e cioè quelli che nell'atomo non combinato occupano da soli un orbitale.**

Quando due elettroni danno luogo ad un legame, i loro orbitali si ricoprono e la ricopertura può trovarsi o lungo l'asse dell'orbitale o lateralmente, nel primo caso si parla di legame di sigma e nel secondo di legame di greco (π).

LEGAME COVALENTE

Il legame covalente legò con lo stesso meccanismo visto per la molecola di cloro con atomi diversi; è il legame che più frequentemente si incontra, ad esempio consideriamo la molecola dell'acido cloridrico (HCl), in questa molecola consideriamo la molecola il legame è costituito da due elettroni messi in comune uno dall'atomo di Idrogeno e uno dall'atomo di cloro e con il completamento dell'orbitale σ , nel caso dell'idrogeno che così raggiunge la configurazione stabile dell'elio.



In questo caso però essendo i due atomi legati diversamente, presentano due diverse azioni elettriche e cioè si verifica un addensamento di carica su uno dei due atomi, per cui le molecole diventano di polo.

Nel nostro caso l'idrogeno assumerà parziale carica positiva e il cloro parziale carica negativa. Da quanto visto il legame covalente non è un legame puro come l'omeopolare ma è un legame misto un parte atomico (messa in comune di elettroni) ed in parte elettrostatico, dovuto questo alle frazioni di carica positiva e negativa.

Tutto ciò spiega il fenomeno dell'elettronegatività che è la proprietà che ha un atomo in un legame ad addensare su di sé la carica dell'orbitale di legame.

Ed è per questo che un legame covalente tra due atomi diversi è l'atomo più elettronegativo che tende ad addensare su di sé la carica negativa, nel nostro caso il cloro.

LEGAME DATIVO DI COORDINAZIONE

È un legame covalente particolare in cui i due elettroni di legame vengono messi in comune da uno dei due atomi che viene chiamato DATORE, che appunto mette a disposizione un orbitale pieno (due elettroni).

L'atomo che partecipa senza mettere elettroni in comune si chiama ACCATTATORE, ed è un atomo che deve avere un orbitale libero e di adatta energia.

L'esempio caratteristico è dato all'acido ipocloroso: HClO

LEGAMI ELETTROSTATICI

LEGAME IONICO: non porta alla formazione di molecole ma solo di formule.

Abbiamo già visto che nella formazione di un esempio covalente eteropolare; si può formare una forza elettrostatica che sarà tanto maggiore quanto maggiore è la differenza di elettronegatività tra due atomi.

Di normali legame ionico riavrà tra due atomi che hanno uno, spiccate caratteristiche metalliche e l'altro spiccate caratteristiche non metalliche, ad esempio il cloro nel cloruro di potassio: KCl

LEGAMI DIPOLARI: sono legami che si formano quando si hanno delle interazioni elettrostatiche che possono essere di vario tipo:

- 1- ione dipolo
- 2- ione dipolo indotto

- 3- dipolo dipolo
- 4- dipolo dipolo indotto
- 5- dipolo indotto dipolo indotto

Gli ultimi tre citati vengono detti e conosciuti come forze di VAN DEER WAALS.

LEGAME AD IDROGENO: quando in una molecola uno o più atomi di idrogeno sono legati covalentemente ad un atomo **fortemente elettronegativo**, si genera un dipolo in cui l'idrogeno rappresenta la carica positiva, inoltre, se l'altro elemento è fortemente elettronegativo, l'atomo di idrogeno risulterà più positivizzato e questo gli consentirà di formare un legame elettrostatico con un altro atomo elettronegativo della stessa o di altre molecole.

OSSIDAZIONE E RIDUZIONE

Si definisce numero di ossidazione la elettro-valenza di ciascun atomo (il cui numero di ossidazione in pratica corrisponde alle valenze già viste) da ricordare che ogni molecola è elettricamente neutra, da ciò si presume che uno stesso elemento può presentare numeri di ossidazione diversi in molecole diverse, come per esempio il cloro.

Il numero di ossidazione in un atomo non combinato ad altri è sempre uguale a zero.