

Corso di Chimica (a.a.2001/2002)

STUDIO DELLA NATURA ATOMICA DELLA MATERIA

Nello studio di una reazione si considera la legge di **Lavoiser**, ovvero la *legge della conservazione della massa* ("nulla si crea, nulla si distrugge, ma tutto si trasforma").

Per studiare la natura atomica della materia fu importante studiare la **sostanza**, la quale venne scomposta in **elementi**, ovvero la sostanza più semplice che si possa ottenere e che sia composta da atomi tutti uguali.

Nel caso in cui abbiamo una sostanza costituita da atomi di natura differente si parla di **composto**.

In natura gli atomi si trovano in diverse forme. Se abbiamo più atomi aggregati si parla di molecola, se sono 2 atomi si parla di molecola biatomica, con 3 di molecola triatomica, ecc.

Esempio di molecola biatomica di elementi puri:

O₂ , H₂ , N₂

Esempio di composto:

CO (atomi insieme ma di elementi diversi)

La prima legge che si scoprì nello studio del composto fu quella di **Proust** (o *legge della proporzione definita*) che in sintesi diceva che *"In una qualsiasi sostanza chimica il rapporto degli elementi è costante"*.

Si aggiunse anche un'altra legge per questo argomento, ovvero quella di **Richter** (1792-1802) che diceva che *"Le stesse quantità relative di due elementi che si combinano con un terzo elemento, si combineranno anche tra di loro"*.

Non solo. Anche **Dalton** formulò nel 1788 un'importante legge, ovvero la *legge delle proporzioni multiple*. Tale legge diceva che *"Se un elemento mostra più pesi di combinazione, questi, tra di loro, saranno in rapporti di numeri interi piccoli"*.

Successivamente uno studioso italiano, **Avogadro**, intuì che queste masse dovevano essere intese come un numero preciso di particelle. Si definì così la molecola.

Avogadro in sostanza diceva:

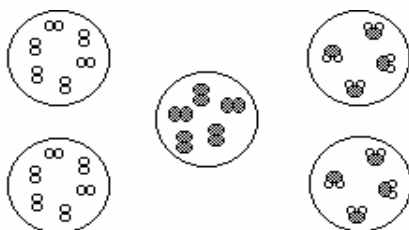
"Volumi uguali di gas diversi, contengono lo stesso numero di particelle alle stesse condizioni di pressione e temperatura".

Esempio:

-ho 2 volumi di idrogeno + 1 volume di ossigeno

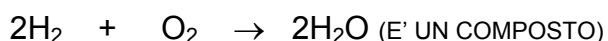
Poi:

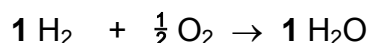
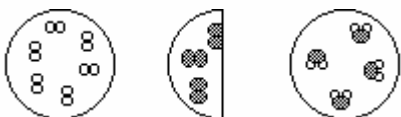
-ho 4 volumi di idrogeno pertanto avrò anche 2 volumi di ossigeno (c'è proporzione)



Esempio grafico

2 molecole di H₂ reagiscono con 1 molecola di O₂ per dare 2 molecole di H₂O.





Quindi secondo **Avogadro** era importante definire con precisione la molecola. Pertanto il numero di atomi contenuti in 1g di idrogeno, 2g di H_2 , 12g di carbonio, ecc. è un numero fisso detto **mole di atomi**. Esso è pari al n° di Avogadro :

$$6,022 \cdot 10^{23}$$

Esercizi:



Descrizione dell'atomo

Gli atomi sono costituiti da particelle subatomiche che sono:

- Elettroni;
- Protoni;
- Neutroni.

Gli elettroni girano continuamente al di fuori del nucleo (periferia dell'atomo) e sono quelli che danno le risposte alle stimolazioni.

PRINCIPALI CARATTERISTICHE DELL'ATOMO

e^- : $1,6021773 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (*carica dell'elettrone che si misura in Coulomb*).

\varnothing ATOMICO : $30 - 150 \cdot 10^{-12} \text{ m}$

\varnothing NUCLEO : 10^{-16} m (*il suo diametro è 10000 volte più piccolo di quello dell'atomo*).

massa p^+ = massa n = $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$ (*si usa per definire il peso dell'atomo*).

massa e^- : $9,109390 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$

1 u.m.a.(Unità di Massa Atomica) = $1,66606 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

E' importante annotare che, a seconda del numero di elettroni che ruotano nella periferia, ho un *volume* più o meno grande determinato da un aumento del diametro.

Mentre la *massa* dell'atomo la determina solo il nucleo (protoni=neutroni).

ATOMO NEUTRO

Si definisce atomo neutro un atomo che ha il n° elettroni = n° protoni

$$n^\circ p^+ = n^\circ e^-$$

ATOMO CARICO + (CATIONE)

E' un atomo non più neutro perché ha **ceduto elettroni** pertanto si trova in una situazione dove vi sono più protoni che elettroni.

$$n^\circ p^+ > n^\circ e^-$$

ATOMO NEGATIVO (ANIONE)

E' un atomo non più neutro perché ha **acquistato elettroni** pertanto si trova in una situazione dove vi sono meno protoni che elettroni.

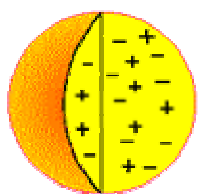
$$n^{\circ} p^{+} < n^{\circ} e^{-}$$

Questi due (Catione e Anione) fanno parte di una categoria chiamata **ione**.

Modelli atomici

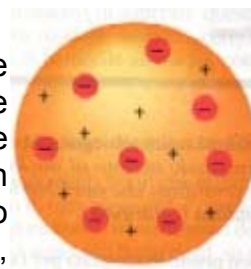
In seguito alla scoperta delle particelle elementari, gli scienziati formularono le prime ipotesi sulla struttura dell'atomo. Nacquero così i primi modelli atomici.

MODELLO ATOMICO DI THOMSON (1898)



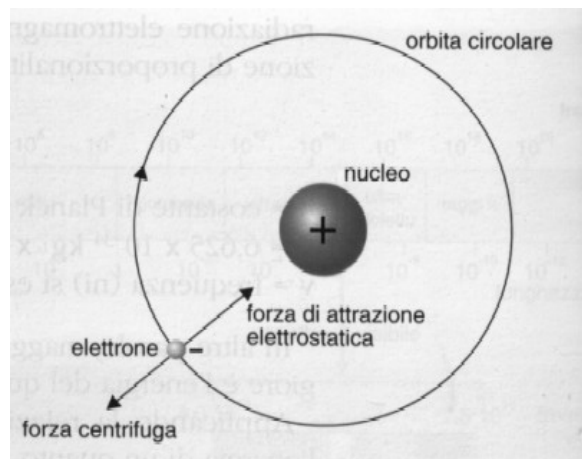
Secondo Thomson, l'atomo di un elemento poteva essere concepito come una sfera contenente cariche positive uniformemente distribuite, entro la quale vi erano cariche negative (elettroni) in numero uguale a quelle positive, in modo tale da rendere neutro tutto il sistema. Questo

modello aveva il difetto di attribuire alla materia una struttura compatta, priva di spazi vuoti.



MODELLO ATOMICO DI RUTHERFORD (1911)

Dopo aver eseguito un importante esperimento, Rutherford propose un nuovo modello atomico; egli suppose che gli atomi fossero costituiti prevalentemente da spazio vuoto e che tutta la massa dovesse essere concentrata in una zona piccolissima che chiamò



nucleo. Nel nucleo erano contenuti i protoni; gli elettroni ruotano intorno al nucleo descrivendo orbite casuali. La forza centrifuga dovuta al moto circolare, che tenderebbe ad allontanare un elettrone dal nucleo, sarebbe bilanciata dalla forza di attrazione elettrostatica esistente tra nucleo ed elettrone. Questo modello atomico presenta un punto debole, perché secondo le leggi della fisica classica una particella carica, che si muove deve emettere energia sotto forma di radiazioni elettromagnetiche; pertanto l'elettrone dovrebbe irradiare continuamente energia e cadere a spirale sul nucleo.

MODELLO ATOMICO DI BOHR (1913)

Fu Bohr a spiegare perché l'elettrone non cade sul nucleo; abbandonò le leggi classiche e formulò le seguenti ipotesi:

- L'elettrone può ruotare attorno al nucleo solo in determinate orbite circolari e non su un'orbita qualsiasi;
- Finché si muove in una delle orbite permesse l'elettrone non irradia energia;

- Ogni orbita viene chiamata **livello energetico** e ha energia quantizzata, determinata. I livelli energetici sono 7 e designati con le lettere K, L, M, N, O, P, Q, o con i numeri da 1 a 7;
- L'elettrone possiede il minimo di energia quando si trova nel livello energetico K; l'energia delle orbite successive aumenta con la distanza dal nucleo, poiché diminuisce l'attrazione nucleare e l'elettrone è più libero di muoversi e quindi possiede maggiore energia;
- Se ad un atomo viene fornita energia per riscaldamento o per effetto di una scarica elettrica, l'elettrone dallo stato fondamentale salta in una delle orbite permesse più esterne, cioè in uno **stato eccitato**. L'elettrone vi rimane per tempi brevissimi e tende spontaneamente a ritornare allo stato fondamentale, emettendo energia, pari a quella assorbita, sotto forma di **radiazione luminosa** di definita lunghezza d'onda.

Per passare da un'orbita con energia minore a un'orbita con energia maggiore (cioè da un'orbita più interna a una più esterna), l'elettrone deve ricevere dall'esterno una quantità di energia corrispondente alla differenza di energia fra le due orbite; se invece passa da un'orbita con energia maggiore a un'orbita con energia minore, l'elettrone emette una quantità di energia pari alla differenza di energia fra le due orbite. L'energia viene emessa o assorbita sotto forma di radiazione elettromagnetica. Esiste una relazione matematica fra i valori di **energia** delle orbite di *partenza* e di *arrivo* e la *frequenza della radiazioni*:

$$E_1 - E_2 = h \cdot \nu$$

dove:

E1 è l'energia dell'orbita sulla quale si trovava l'elettrone all'inizio

E2 è l'energia dell'orbita sulla quale si è portato l'elettrone

h è la costante di Planck

ν è la frequenza della radiazione emessa o assorbita

L'ipotesi di Bohr sulla struttura dell'atomo spiega quindi perché gli spettri di emissione degli atomi sono spettri discontinui, a righe: ogni riga corrisponde a un ben determinato valore di energia, che a sua volta corrisponde alla differenza di energia fra due orbite.



- Relazione Planck

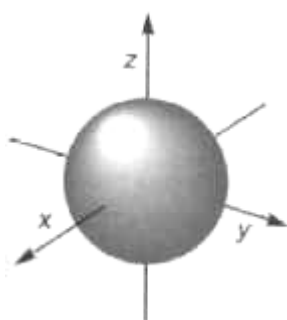
DALL'ORBITA ALL'ORBITALE (1926)

Il modello atomico di **Bohr** spiegava l'atomo di idrogeno ma non riusciva ad interpretare atomi più complessi. Contribuirono al superamento di questo modello atomico, la teoria di Louis Victor de Broglie e il **principio di indeterminazione di Heisenberg**. Il fisico francese de Broglie ipotizzò che l'elettrone avesse una duplice natura: corpuscolare e ondulatoria come la luce. Heisenberg mise in evidenza che non è possibile calcolare

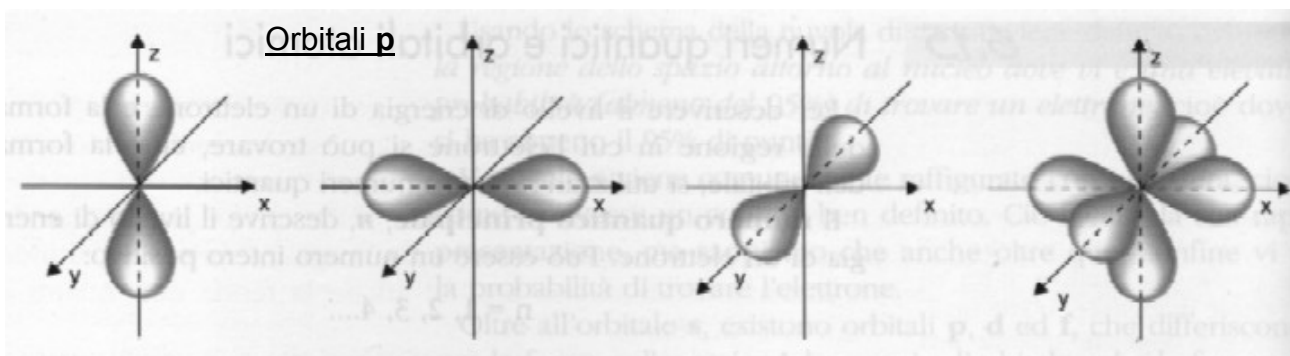
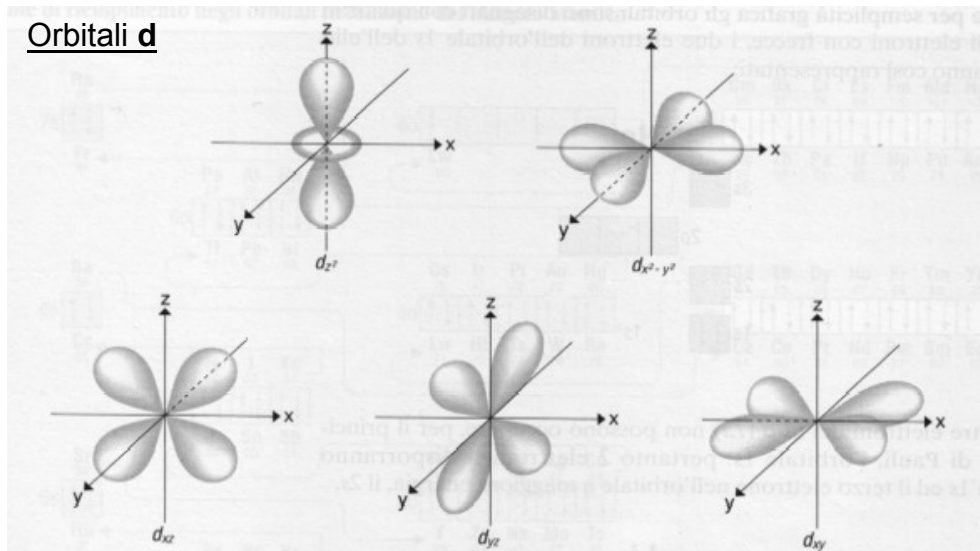
contemporaneamente con la stessa precisione, come faceva Bohr, la posizione e la velocità dell'elettrone. Non ha senso parlare di traiettoria di un elettrone, né di certezza di trovarlo in un determinato punto di un'orbita, è possibile solo parlare di **probabilità** che l'elettrone, ad un dato istante, si trovi in un certo punto intorno al nucleo. Questa probabilità può essere maggiore in una zona dello spazio, minore in un'altra, per cui si parla di densità di probabilità elettronica. Vicino al nucleo l'addensamento elettronico è massimo, in quanto l'elettrone è soggetto alla forza attrattiva. Viene definito **orbitale** la regione dello spazio dove vi è la massima probabilità (almeno il 95%) di trovare l'elettrone. Risolvendo una complessa equazione matematica, proposta dal fisico austriaco Schroedinger, si sono calcolate la forma, l'orientamento e l'energia degli orbitali atomici.

Gli orbitali atomici

Un orbitale atomico è una funzione matematica che indica la probabilità di trovare l'elettrone ad una certa distanza dal nucleo; e solo per semplicità nel descriverlo che "commettiamo l'errore" di considerarlo come "una scatola" che contiene l'elettrone. In teoria la nube elettronica non ha confini ben definiti, tuttavia è possibile tracciare una superficie che ne delimiti il volume. Si distinguono quattro tipi di orbitali atomici: **s**, **p**, **d**, **f**. L'orbitale **s** ha forma sferica e un solo orientamento. L'orbitale **p** ha la forma di due gocce d'acqua e ha tre orientamenti (p_x , p_y , p_z). Gli orbitali **d** hanno forme più complesse e cinque orientamenti. Gli orbitali **f** hanno sette orientamenti e la loro rappresentazione è più complessa, pertanto viene trascurata. In ciascun orbitale possono stare al massimo due elettroni, secondo il principio di Pauli, essi si distinguono nello **spin** ossia *nel senso di rotazione intorno al proprio asse*. Così facendo, e possedendo una carica elettrica, l'elettrone genera un campo magnetico, il cui verso dipende da quello di rotazione: orario o antiorario. Gli elettroni possono essere immaginati come piccolissimi magneti.



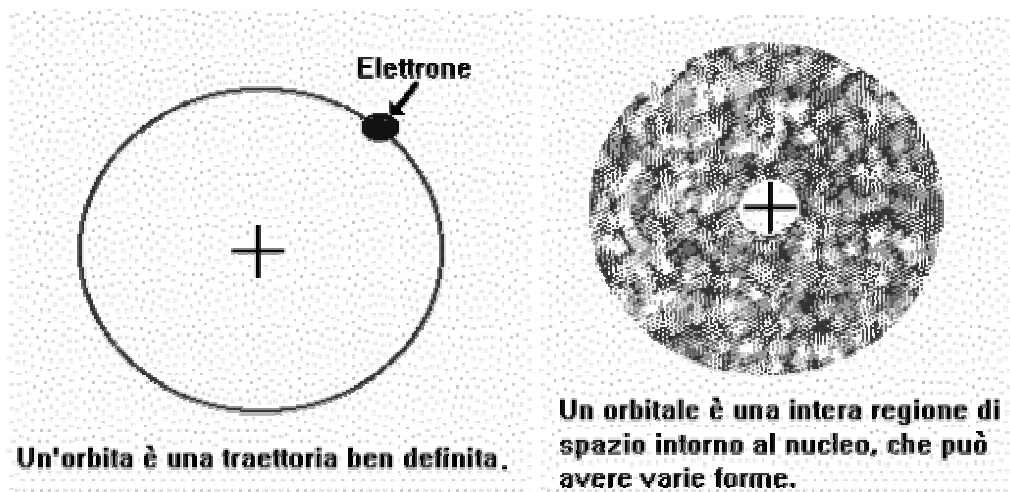
Orbitali s



PRINCIPIO DI INDETERMINAZIONE (di HEISENBERG)

Tale principio afferma l'impossibilità di determinare fisicamente il moto dei corpuscoli piccoli come gli elettroni. Ciò deriva dal fatto che, per determinare il moto, per esempio, di un elettrone, occorre stabilirne in ogni istante la *posizione* e la *velocità*; ma, per fare questo è necessario *illuminare* il campo, il che produce inevitabilmente l'*effetto Compton* (cioè, il quanto di luce, urtando l'elettrone, ne altera la velocità). E se per ridurre tale effetto si adopera luce di maggiore lunghezza d'onda e quindi di frequenza, diventa meno precisa la determinazione della posizione dell'elettrone a causa della *diffrazione*.

Il principio di indeterminazione di Heisenberg e la scoperta della doppia natura dell'elettrone da parte di de Broglie indicavano chiaramente una cosa: non era più possibile trattare l'elettrone come una particella classica.



Bohr nel suo modello, aveva introdotto l'ipotesi della quantizzazione, ma per il resto aveva trattato l'elettrone come una particella classica, che si muove su orbite ben determinate il cui raggio può essere calcolato in base a semplici considerazioni meccaniche sulle forze in gioco. Le nuove scoperte però imponevano un modo completamente diverso di affrontare il problema, che portò all'elaborazione di una nuova fisica, **la meccanica quantistica**.

Il termine orbitali indica le funzioni che si ottengono come soluzione dell'**equazione di Schrodinger**, che sono visualizzabili come regioni dello spazio intorno al nucleo, nelle quali è possibile trovare l'elettrone. Si può dire che gli orbitali hanno varie forme e si protendono lontano dal nucleo in modo diverso, in relazione ai numeri quantici che ne caratterizzano la **funzione d'onda**. Ogni funzione d'onda, o *orbitale*, descrive uno stato dell'atomo. Le diverse funzioni d'onda di un atomo si denotano indicando i valori dei tre *numeri quantici*: **n**, **l**, **m**; a ogni terzetto di numeri quantici corrisponde un orbitale ben preciso.

$$E = \frac{2\pi^2 m l^4 Z^2}{n^2 h^2}$$

- **IL NUMERO QUANTICO PRINCIPALE n**. Questo numero può assumere valori maggiori o uguali a 1. Ha il ruolo più importante nel determinare l'energia del dato orbitale.
- **IL NUMERO QUANTICO ANGOLARE l**. È un numero legato al valore del momento angolare che l'elettrone ha nel suo moto intorno al nucleo; determina la forma degli orbitali e insieme al numero n, contribuisce a determinare l'energia.

- IL NUMERO QUANTICO MAGNETICO m . È un numero che determina l'inclinazione del vettore momento angolare dell'elettrone; determina l'orientamento degli orbitali nello spazio.

$$n = 1, 2, 3, \dots \infty$$

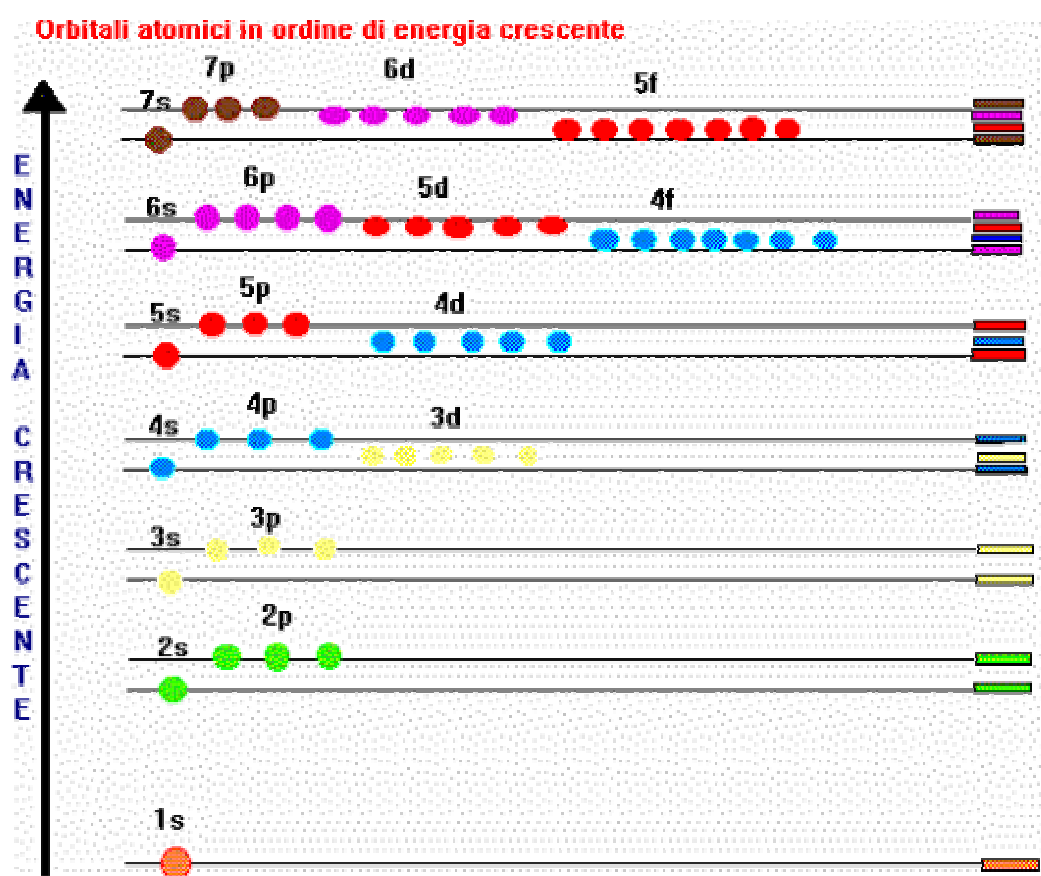
$$l = 0, 1, 2, 3, \dots n-2, n-1$$

$$m = -l, -(l-1), \dots -1, 0, 1, \dots l_1, +l$$

$$s = \pm \frac{1}{2} \quad (\text{n}^\circ \text{quantico spin che mi dice dove si sta muovendo l'elettrone})$$

Equazione di Schrodinger :
$$\frac{-\hbar^2}{2m} \cdot \frac{d^2 \Psi}{dx^2} + V \Psi = E \Psi$$

Funzione d'onda (o orbitale) : $\Psi_{n,l,m}(x,y,z)$



Quantizzo l'energia, la direzione, il campo magnetico e dove si sta muovendo l'elettrone. Per ogni quanto di energia, di direzione, di momento magnetico, di movimento capisco dove è in quel momento l'elettrone nell'atomo.

Nell'idrogeno ($Z=1$ quindi 1 elettrone) più aumenta l'energia più il numero quantico aumenta. Quando l'energia ionizzante è uguale a 0 e n quanti = ∞ ho l'*elettrone libero*. ($E_n = -E_0 / n^2$).

Se in un atomo ho 2 elettroni che girano staranno tra loro il più lontano possibile perché naturalmente si respingono in quanto cariche di ugual segno.

Molti grafici che caratterizzano questi tipi di studio si basano su rappresentazioni della probabilità di trovare un elettrone in un punto. Pertanto più ho dei puntini fitti sul grafico, più ho probabilità di trovarlo (grafico C dei grafici forniti).

Con la meccanica quantistica non sappiamo dov'è l'elettrone, ma si riesce a capire che è in quel volume (*Probabilità massima sul nucleo, minima fuori*).

Quando rappresentiamo le orbitali come numero usiamo **1s** (ad esempio) dove **s = sfera** (perché rappresentiamo delle sfere) e **1** che indica il **livello di energia** (l'1 è il numero minimo).

Esempio:

SET di PARAMETRI

$n = 1$
 $l = 0$
 $m = 0$

Posso scrivere : **1s¹** (con 1 elettrone) e **1s²** (con 2 elettroni)

$m_s / s = \pm \frac{1}{2}$ (momento di spin di 2 elettroni uguali ma opposti)

Un elettrone dall'altro ha funzione d'onda diversa.

Se invece che 1s considero **2s**, ho un nuovo valore di l (n°quantico angolare)

SET di PARAMETRI

n = 2

$l = 0$
 $m = 0$
 $s = \pm \frac{1}{2}$

$l = 1$
 $m = -1, 0, +1$
 $s = \pm \frac{1}{2}, \pm \frac{1}{2}, \pm \frac{1}{2}$

Con **l = 0** ho **simmetria sferica**, cioè non ho direzione preferita.

Mentre con **l = 1** ho un'altra simmetria e i 3 valori di m stanno ad indicare **3 direzioni differenti**.

Al secondo livello di energia ho un'orbitale con 1 elettrone o 2 elettroni e posso scriverli : **2s¹** (con 1 elettrone) e **2s²** (con 2 elettroni).

Quando invece non ho simmetria sferica ho:

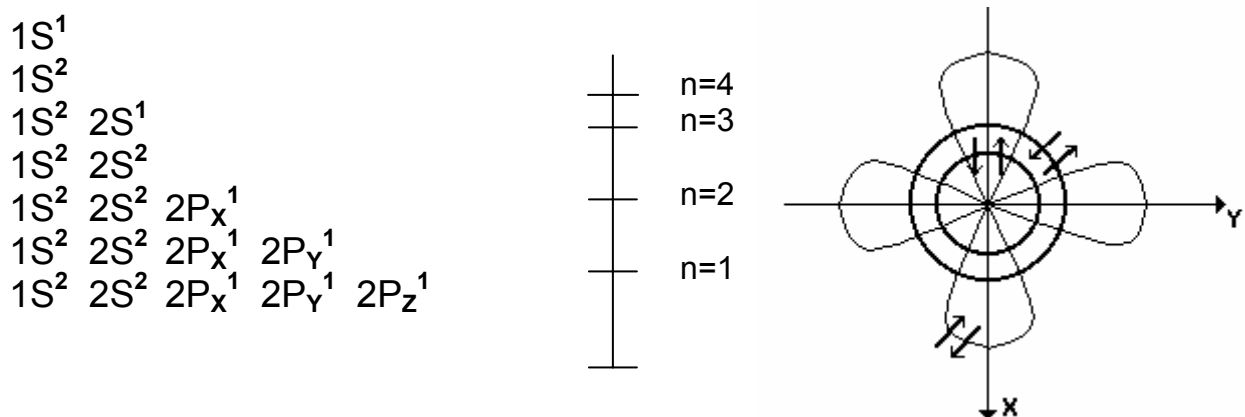
2P_x, 2P_y, 2P_z

Le orbitali p sono orbitali a forma di "lobi" nelle quali è caratteristico un addensamento maggiore verso il centro degli stessi "lobi".

Valori di l	Simbolo orbitale
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Con **n = 3** parlo di orbitali d e di 3 tipi di l cioè **l = 0, l = 1, l = 2**.

Pertanto per **n > 2** avrò una forma orbitale particolare. Quando studio la posizione dell'elettrone creo delle superfici limite immaginarie entro le quali ho il 92-95 % di probabilità di trovare l'elettrone.



L'elettrone che si aggiunge nell'orbitale p, ad esempio, spende meno energia a stare a $n=2$ e accoppiarsi con l'altro elettrone, invece che occupare l'orbitale successiva.

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Conoscendo il n° atomico (Z) riesco a sapere quanti protoni ha un atomo, cioè anche il numero di elettroni (se l'atomo è neutro).

Da un numero atomico all'altro differisco solo di 1 protone nel nucleo e 1 elettrone in periferia. Ho però caratteristiche chimico-fisiche completamente diverse.

La struttura elettronica dell'atomo è dettata da una tipica disposizione a gusci dove *gli elettroni si dispongono nel guscio più vicino al nucleo (quello più interno) fino ad occuparlo completamente, poi vanno ad occupare gusci sempre più lontani, ma soltanto se i gusci precedenti sono completi.*

Quando degli atomi si incontrano tendono a colpire il guscio più esterno.

Esempi:

H : $1S^1$ (Idrogeno / $Z=1$)
 He : $1S^2$ (Elio / $Z=2$)

Li : $1S^2 2S^1$ (Litio / $Z=3$) (Se fosse stato invece **$1S^1 2S^2$** si sarebbe parlato di stato diverso da quello fondamentale, ovvero di **stato eccitato** \Rightarrow quando l'elettrone si muove con una configurazione elettronica non dettata da quella delle orbitali).

${}_8\text{O}$: $1S^2 2S^2 2P_x^2 2P_y^1 2P_z^1$ (Ossigeno con $Z=8$)

Ci sono le orbitali che si ripetono e quindi utilizzeremo sempre quello.

L'**Elio**, il **Neon**, l'**Argo**, il **Criptone**, lo **Xeno** e il **Radon** sono detti *saturo* (gas nobili) perché riempiono i livelli orbitali più esterni. Sono dell' VIII gruppo.

- Nel **I gruppo** (IA) ho una configurazione elettronica comune pari ad **nS^1** ;
- Nel **II gruppo** (IIA) ho una configurazione elettronica comune pari ad **nS^2** ;
- Nel **III gruppo** (IIIA) ho una configurazione elettronica nella quale introduco anche le **orbitali P**.

- $n = 1$ abbiamo il I periodo
- $n = 2$ abbiamo il II periodo
- $n = 3$ abbiamo il III periodo

- **Principio di riempimento** degli elettroni (principio di Hauf –Baud)

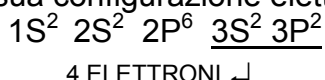
Quando si cerca di stabilire la configurazione elettronica di un elemento della tavola periodica si procede così:

- Si individua l'elemento;
- Si stabiliscono quali coordinate ha (Periodo / Gruppo);
- Si considererà il periodo pari al valore energetico n (guscio);
- Il gruppo dirà invece quanti elettroni ha nell'ultimo guscio.

Ad esempio:

Prendiamo il **Silicio (Si)** che ha $Z=14$:

- 3° periodo;
- IV periodo;
- Quindi il silicio ha gli elettroni che raggiungono il 3° livello energetico ed ha nel loro ultimo guscio 4 elettroni. La sua configurazione elettronica sarà quindi:



ELETTRONI DI VALENZA

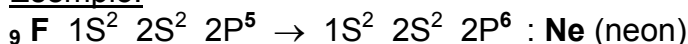
Partiamo dalla conoscenza del fatto che le proprietà degli elementi dipendono dagli “*elettroni che contano*” **del guscio più esterno**. Deduciamo quindi facilmente che anche la tendenza degli atomi a legarsi tra loro dipende da questi elettroni esterni, che sono chiamati anche **elettroni di valenza**.

Gli elettroni esterni interessati alla formazione dei legami possono essere al massimo otto.

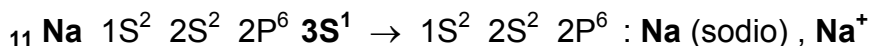
Sulla base delle informazioni che mettono in relazione proprietà e struttura elettronica, il chimico americano **G.N. Lewis** è riuscito a fornirci la “guida” necessaria per individuare e descrivere i principali tipi di legame chimico, **la regola dell'ottetto**.

un atomo, legandosi con altri atomi, tende ad *acquistare, perdere o mettere in comune* gli elettroni di valenza fino a contenere nell'ultimo guscio occupato otto elettroni esterni; fa tutto questo per poter acquisire una struttura elettronica uguale a quella del gas nobile (VIII gruppo) di numero atomico più vicino.

Esempio:



lo stato stabile del fluoro è come ione fluoruro (F^-). Gli manca 1 elettrone per essere come il Neon (gas raro). Quindi il fluoro tende ad accaparrarsi 1 elettrone.



il sodio invece occupa il 3 livello con un elettrone che non gli serve per la stabilità quindi ha il 2° guscio completo e l'unico elettrone del 3° livello lo libera.

Gli elementi molto vicini all'8° gruppo cercano di *prenotarsi* gli elettroni.

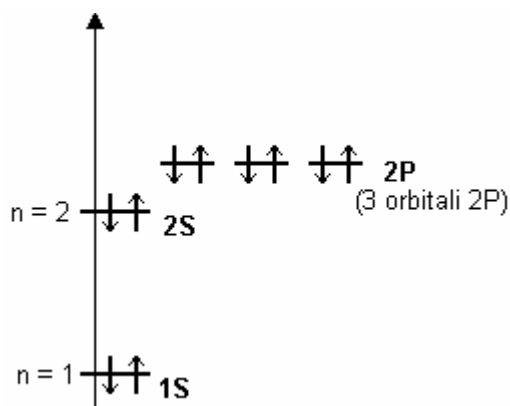
Gli elementi molto lontani tendono a *darli via*.

Gli elementi centrali sono *indecisi* perché, ad esempio, l'azoto (N) per arrivare all'8° gruppo deve prendere 3 elettroni, mentre per essere il più possibile lontano dall'8° gruppo deve perderne 4. Per lui è indifferente, pertanto l'azoto in natura si troverà in vari stati.



La regola dell'ottetto dice come si comportano questi elettroni per raggiungere uno stato stabile.

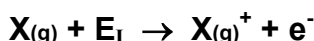
Più metto gli elettroni più mi allontano dal nucleo ma il raggio cala perché perde energia e collassa e si rimpicciolisce.



- Lungo il gruppo il raggio atomico AUMENTA;
- Lungo il periodo il raggio atomico DIMINUISCE.

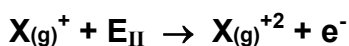
ENERGIA DI IONIZZAZIONE (E_i)

E' l'energia necessaria per ionizzare un atomo allo stato gassoso. Quindi l'energia per far diventare un atomo neutro in uno ione + (fargli perdere un elettrone). Questo è il caso della *prima ionizzazione*.

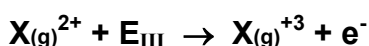


- ENERGIA DI PRIMA IONIZZAZIONE (perde il primo elettrone)

All'elettrone devo dare tanta energia ($n \rightarrow \infty$) quanta è necessaria per rendere l'elettrone libero.



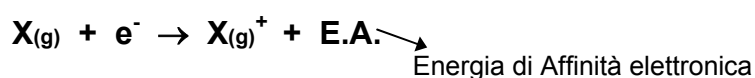
- ENERGIA DI SECONDA IONIZZAZIONE (energia necessaria per sottrarre 1 elettrone ad uno ione positivo).



- ENERGIA DI TERZA IONIZZAZIONE (energia necessaria per sottrarre 1 elettrone ad uno ione con 2 ioni positivi).

AFFINITA' ELETTRONICA

Energia che ottengo o che devo usare per trasformare un atomo neutro allo stato gassoso in uno **ione negativo** (anione) allo stato gassoso.



L'energia di affinità elettronica (E.A.) è *alta per gli ioni negativi stabili*. Non solo, più la configurazione elettronica è vicina a quella dei gas rari e più sarà l'affinità elettronica.

ELETTRONEGATIVITA'

Rappresenta la tendenza degli elementi (atomi) ad **attrarre gli elettroni**, quindi sono anche atomi con grande affinità elettronica (6°-7° gruppo). Sono atomi molto vicini alla regola dell'ottetto.

ELETTROPOSITIVITA'

Rappresenta la tendenza di un atomo a **divenire un catione** (4°-5° gruppo). Sono atomi molto lontani dalla regola dell'ottetto.

CARATTERE METALLICO

E' il tipo di carattere assunto da quegli elementi con tendenza a **formare cationi** (atomi lontani dalla regola dell'ottetto).

CARATTERE NON METALLICO

E' il tipo di carattere assunto da quegli elementi con tendenza a **formare anioni** (atomi vicini alla regola dell'ottetto).

Gli elementi che si trovano nella zona centrale della tavola periodica sono detti **anfoteri** (o *semiconduttori*). Hanno caratteristiche particolari a seconda della situazione.

TIPI DI LEGAMI CHIMICI

Per legame chimico si può intendere qualunque **forza di attrazione** che tiene unite le particelle che costituiscono la materia. Ne conosciamo di diversi tipi:

- LEGAME ELETTROSTATICO

E' un tipo di legame nel quale sono in gioco particolari forze di attrazione di natura elettrica tra ioni di una certa carica. Da ciò derivano 3 differenti tipi di legame elettrostatico:

- **Ionico** (quel tipo di attrazione di natura elettrica che si verifica tra ioni di carica opposta, formati per trasferimento di elettroni. Sprigiona 100-300 Kcal/mol);
- **Dipolo / dipolo** (legame fra molecole o intermolecolare. Sono forze di attrazione che si stabiliscono tra le molecole dipolari, quando si trovano in uno stato condensato);
- **Van der Waals** (sono forze di attrazione di natura elettrica che si hanno tra le molecole apolari, quando le sostanze si trovano negli stati condensati).

- LEGAME COVALENTE

E' un tipo di attrazione di natura elettrica che si esercita tra atomi che mettono in comune uno o più elettroni ciascuno. Si divide in:

- **Omeopolare** (quando i 2 atomi che partecipano al legame sono uguali);
- **Eteropolare** (quando i 2 atomi che partecipano al legame sono diversi);
- **Dativo** (si forma fra 2 atomi quando uno solo dei 2 mette in comune entrambi gli elettroni).
- **Elettroni delocalizzati**.

- LEGAME METALLICO

Questo è un tipo di attrazione di natura elettrica che si verifica **fra ioni tutti positivi** ed il "mare" dei loro elettroni di valenza in cui sono immersi.

POLIMERI COVALENTI (o SOSTANZE MACROMOLECOLARI)

Sono quelle sostanze alle quali serve un numero minimo di atomi perché il composto esista: questo numero non è quello della molecola, è maggiore.

Sono, inoltre, **solide**, hanno **alte temperature di fusione**, sono **molto dure**, **poco duttili** e **poco malleabili**.

SOSTANZE COVALENTI MOLECOLARI

Sono tutte quelle sostanze costituite da **single molecole**. Possono essere **gassose, liquide o solide** e generalmente sono **tenere**.

OSSIDI

E' molto utile individuare se una sostanza è un ossido acido (o *anidride*) o basico perché ci parla già della **reattività** (cioè, *si dice reattivo il composto o la miscela di composti che, provocando una reazione chimica, rivela la presenza di un'altra sostanza*). Quindi avrò:

- Ossidi acidi;
- Ossidi basici;
- Ossidi anfoteri.

SIMBOLOGIA DI LEWIS

Ogni atomo è individuato da una lettera che identifica l'elemento. Poi mettiamo 1 puntino per ogni e^- di valenza. Ad esempio:

$H^{\cdot} \rightarrow$ Idrogeno (gruppo 1 e quindi 1 e^{-} di valenza)

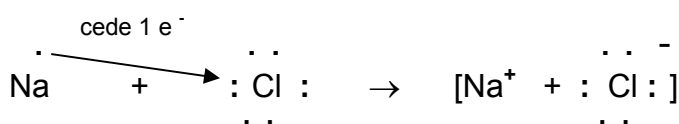
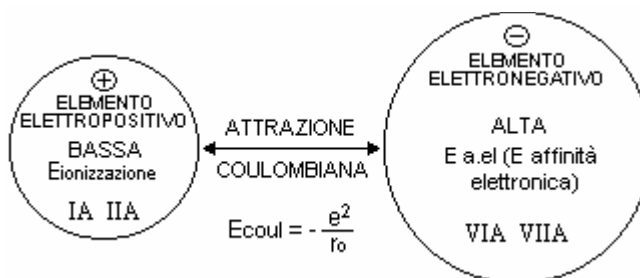
• $\text{C} \rightarrow$ Carbonio (gruppo 4 e quindi 4 e^- di valenza)

Na[•] → Sodio (gruppo 1 e quindi 1 e⁻ di valenza)

n° e⁻ di valenza \equiv n° gruppo

IL LEGAME IONICO

Come già accennato in precedenza, il legame ionico è quel tipo di attrazione di natura elettrica che si verifica tra ioni di carica opposta, formatisi per trasferimento di elettroni. Questo modello di legame naturalmente interpreta la struttura ed i comportamenti di sostanze molto diffuse: *i composti ionici*.



<http://digilander.iol.it/xcompany>

oppure

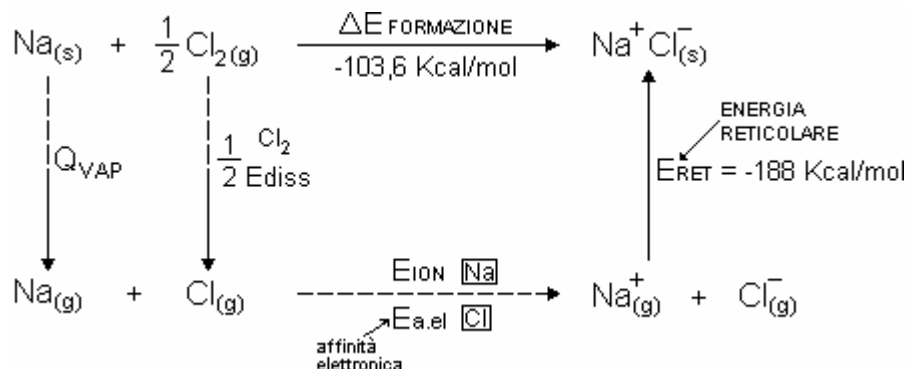
L'Na ha 1 elettrone di valenza. Il Cl ne ha 7. Il sodio darà senza problemi il suo e^- al cloro che raggiungerà così lo stato stabile e completerà il guscio più esterno per essere come l'Argo. Così anche il sodio raggiungerà la struttura del Neon.

[Ne] 3S¹ [Ne] 3S² 3P⁵ [Ne] [Ar]

Questi tipi di legami sono molto stabili, pertanto rimarranno sempre così a meno che non subiscano un'altissima energia tale da rompere il legame.

L'ENERGIA RETICOLARE

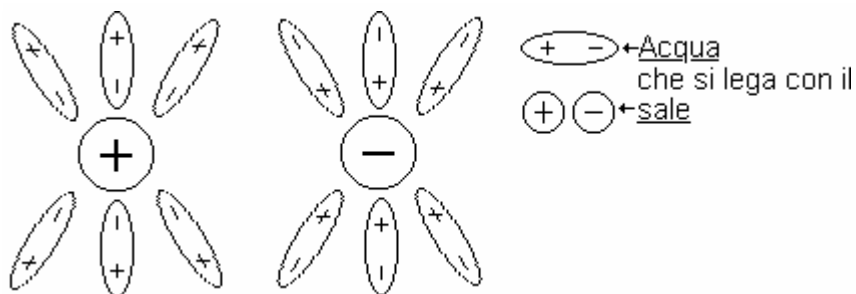
CICLO BORN-HABER



$\Delta E_{\text{FORMAZIONE}}$: è una stima, ma in realtà non si può fare, si deve passare dallo stato gassoso (devi fare tutti i passaggi).

DIPOLO/DIPOLO

E' un tipo di legame fra molecole o intermolecolare. Sono implicate forze di attrazione che si stabiliscono tra le molecole dipolari, quando si trovano in uno stato condensato. Non è altro che un legame in cui due molecole si uniscono a causa di una differenza di prevalenze di cariche.

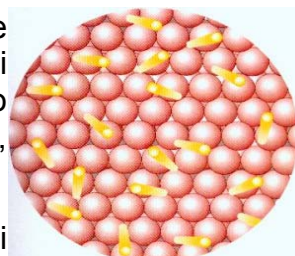


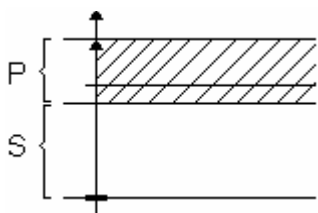
Quindi ho **solubilità** : concentrazione degli ioni di un dato composto per quel solvente ad una data temperatura. Gli ioni vengono solvatati/idratati con un processo **esotermico** (libera energia sotto forma di calore).

LEGAME METALLICO

Il legame metallico è tipico dei metalli, elementi che tendono a cedere elettroni con estrema facilità, e quindi **elettropositivi**. Gli atomi dei metalli hanno gli elettroni più esterni liberi di muoversi, per cui creano nubi di cariche elettriche negative attorno agli atomi dei metalli, diventati facilmente ioni positivi.

L'attrazione elettrica fra la nube di elettroni negativi e gli ioni positivi crea un legame, detto **legame metallico**.





Se prendo un metallo ad una certa frequenza riesco a strappare un elettrone con una continua energia. Non è come prima che avevo dei quanti (*effetto foto-elettrico*). Non parlo più di una quantità di energia definita, ma di una **banda continua di energia**.

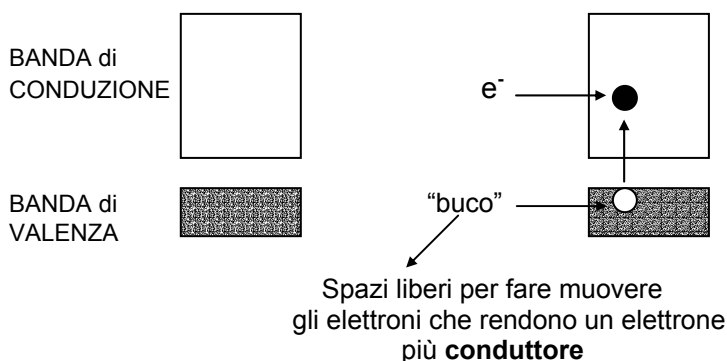
Il “mare” di elettroni diffuso lungo tutto il reticolo cristallino di un metallo, rende possibile lo scorrimento di piani atomici del reticolo stesso senza provocarne la rottura; infatti quando cerco di rendere il metallo malleabile non modifico la struttura del metallo, ma asporto una parte che rimane intatta (*delocalizzazione*) nell'esempio dei metalli puri (oro, argento, platino, palladio).

Inoltre, in generale, si possono individuare alcune caratteristiche comuni a tutti i materiali in cui si ritrova il legame metallico. Questi materiali:

- Sono tutti **solidi** (ad eccezione del mercurio);
- Presentano **lucentezza** caratteristica;
- Hanno **elevatissima conducibilità elettrica** sia allo stato solido che liquido;
- Sono più o meno lavorabili: ad esempio sono **malleabili** (cioè riducibili in lamine sottili) e **duttili** (cioè riducibili in fili sottili).

I SEMICONDUTTORI

I semiconduttori sono elementi che hanno una *resistività* intermedia tra i **conduttori** e gli **isolanti**. Inoltre, sono elementi in cui la banda di valenza è completamente occupata, ma a differenza degli isolanti, il gap di energia tra questa banda e quella di conduzione è molto più piccolo, dell'ordine o minore di 1 eV (elettronvolt). Ciò rende più facile eccitare gli elettroni di valenza e portarli alla banda di conduzione.



Gli elettroni se ricevono una certa quantità di energia (calore) passano dalla banda di valenza a quella di conduzione.

Nei semiconduttori è necessario fare una distinzione fra semiconduttori intrinseci e quelli estrinseci:

- semiconduttori “intrinseci” : elementi puri (es: silici puri);
- semiconduttori “estrinseci” : elementi che contengono impurità nel reticolo cristallino, in quanto alcuni dei loro atomi sono deliberatamente sostituiti da atomi di sostanze diverse. Introdurre tali impurità nel semiconduttore contribuisce ad **aumentare la conduttività** (attività di *drogaggio*). I semiconduttori estrinseci a seconda dell'impurità presente nel reticolo cristallino vengono chiamati:

- semiconduttori di tipo N (quando ho un eccesso di elettroni ho una conduzione di tipo N);
- semiconduttori di tipo P (quando ho un eccesso di “buchi” di elettroni ho una conduzione di tipo P).

