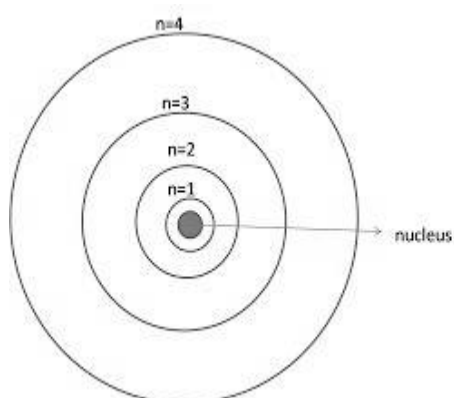


Teoria di Bohr

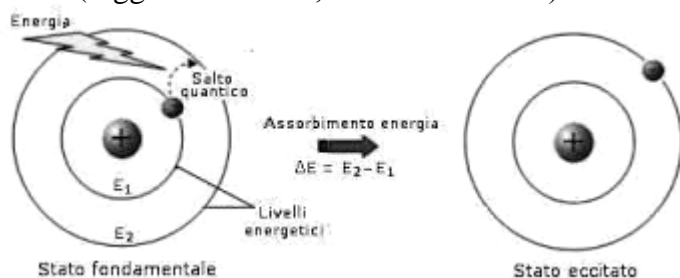
Questa teoria modifica la teoria di Rutherford solo nella parte riguardante la sistemazione degli elettroni. Questa teoria si può riassumere in vari punti:

1. Al centro dell'atomo si trova un nucleo costituito da protoni e neutroni che occupa uno spazio molto piccolo
2. gli elettroni ruotano attorno al nucleo descrivendo fino ad un massimo di sette livelli o strati energetici, ad ogni orbita compete una diversa quantità di energia che è crescente dall'interno verso l'esterno



$n = \text{numero dell'orbita} = 1, 2, 3, 4, \text{ fino a } 7$

3. Gli elettroni possono saltare da un livello più basso ad un livello più alto acquistando energia, gli elettroni ritornano dai livelli più alti a quelli più bassi emettendo energia sotto forma di energia luminosa (saggi alla fiamma, fuochi d'artificio)



4. L'energia corrispondente ad ogni orbita o livello si dice quantizzata. Infatti gli elettroni possono assumere solo le posizioni rappresentate dalle orbite con i corrispondenti valori di energia; non possono essere occupate posizioni corrispondenti fra i due livelli o orbite.

Teoria atomica ad orbitali

Secondo questa teoria un atomo è così costituito:

- 1) Al centro si trova un nucleo che occupa uno spazio molto piccolo dove è concentrata tutta la massa dell'atomo; esso è costituito da protone e neutrone.
- 2) Gli elettroni si trovano attorno al nucleo in delle zone dello spazio chiamate orbitali; per ORBITALE si intende una zona dello spazio posta attorno al nucleo dove c'è la massima probabilità di trovare gli elettroni. Esistono vari tipi di orbitali che vengono contraddistinti con delle lettere (s, p, d, f). Ogni orbitale possiede una grandezza (energia) una forma e un orientamento.
- 3) Gli orbitali di tipo s sono a forma di sfera e sono presenti a partire dal primo livello di energia; non sono orientabili nello spazio.
- 4) Gli orbitali di tipo p sono a forma di clessidra (o a forma di 8); sono presenti a partire dal secondo livello di energia e si possono orientare nello spazio in tre modi diversi (lungo gli assi x, y, z)

5) Gli orbitali di tipo d sono a forma di quadrifoglio e si possono orientare nello spazio in cinque modi diversi; sono presenti a partire dal terzo livello di energia ; la loro energia corrisponde come valore a quella del livello superiore della sua appartenenza.

6) Gli orbitali di tipo f sono di forma molto complessa ,si possono orientare nello spazio in sette modi diversi; sono presenti a partire dal quarto livello di energia; la loro energia corrisponde a quella di due livelli superiori a quello di appartenenza

7) L'ordine di riempimento degli orbitali è il seguente:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s 5g 6f 7d 8p

Configurazione elettronica

Ogni elemento possiede un numero di elettroni corrispondente al suo numero atomico. Partendo dall'elemento più semplice, l'idrogeno, che possiede un solo elettrone, e procedendo via via negli altri elementi, gli elettroni che man mano si aggiungono vanno a riempire gli orbitali in base a una serie di regole:

1) ogni elettrone viene aggiunto progressivamente ed entra nell'orbitale del livello e del sottolivello energetico più basso disponibile (*principio dell'Aufbau*, che in tedesco significa costruzione progressiva);

2) in un orbitale possono trovarsi al massimo due elettroni con spin opposto (*principio di esclusione di Pauli*);

3) prima che un secondo elettrone possa venir posto in qualsiasi orbitale, tutti gli orbitali di quel sottolivello devono contenere almeno un elettrone (*regola di Hund o della massima molteplicità* ; per es., ciascuno degli orbitali *p* nel secondo livello energetico riceve un elettrone prima che ciascuno di essi riceva un secondo elettrone).

Le configurazioni elettroniche possono essere scritte usando una speciale notazione che indica il livello di energia principale, il tipo di sottolivello e il numero di elettroni presenti in quel sottolivello.

Un **esempio** di notazione è dato dall'espressione $1s^2$. Il coefficiente 1 si riferisce al primo livello di energia principale, la lettera *s* si riferisce all'orbitale *s*; l'esponente 2 si riferisce al numero di elettroni nell'orbitale. La configurazione di un atomo di ossigeno neutro è $1s^2 2s^2 2p^2 2x2py2pz$. Ciò significa che l'ossigeno ha due elettroni nell'orbitale *1s*, due elettroni negli orbitali *2s* e *2px* e un elettrone negli orbitali *2py* e *2pz*. Le configurazioni elettroniche sono di solito semplificate per mostrare solo il numero totale di elettroni in un sottolivello, piuttosto che la distribuzione negli orbitali. Per es., il sottolivello *2p* nell'ossigeno sarebbe rappresentato come $2p^4$ e la configurazione elettronica per l'intero atomo sarebbe $1s^2 2s^2 2p^4$. Il livello di energia più esterno di un atomo che include almeno un elettrone è chiamato *strato di valenza*: gli elettroni di valenza possono essere al massimo otto e hanno un'importanza fondamentale nella formazione dei legami chimici.

ORDINE DI RIEMPIMENTO DEGLI ORBITALI :Regola della diagonale

