

Il modello dell'atomo secondo la fisica moderna

Meccanica quantistica

Louis de Broglie, tenendo conto della duplice natura della luce, ondulatoria e corpuscolare, per coerenza propose che a qualunque corpo di massa m , il quale si muovesse con velocità v , venisse associata un'onda materiale tridimensionale di lunghezza d'onda $\lambda = h/mv$.

La teoria fisica che deriva da ciò, vale a dire la *meccanica quantistica* o *meccanica ondulatoria*, presenta straordinarie capacità di previsione e, fino a oggi, non è mai stata contraddetta.

Equazione di Schrödinger

Combinando l'intuizione di de Broglie con le equazioni della **meccanica ondulatoria classica**, che descrive il moto delle onde dell'acqua, delle onde sonore ecc., Erwin Schrödinger elaborò un'equazione in grado di descrivere l'ampiezza ψ (lettera greca psi) di queste onde materiali in funzione delle coordinate spaziali x , y , z e di quattro coefficienti numerici, indicati, analogamente alla teoria di Bohr, con n , l , m , m_s e denominati **numeri quantici**.

Orbitali atomici

Le funzioni che risolvono l'*equazione di Schrödinger*, dette **funzioni d'onda**, risultano fisicamente accettabili solo se i numeri quantici assumono i particolari valori derivanti dai vincoli.

Le funzioni d'onda, sempre in analogia al modello di Bohr, prendono il nome di **orbitali atomici**, ma, in realtà, pur consentendo di calcolare i valori di energia consentiti per l'elettrone, non hanno alcun significato fisico preciso (tanto meno quello di orbita).

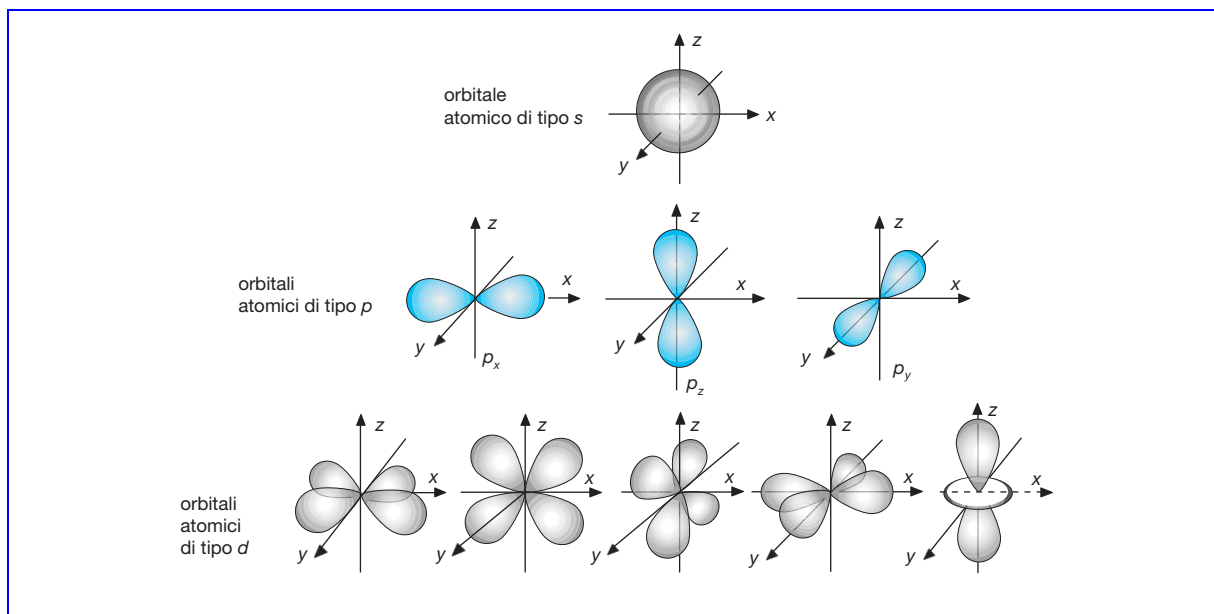


Figura 6.2 Forma di alcuni orbitali atomici.

Un significato preciso lo ha invece ψ^2 , che rappresenta la probabilità di incontrare l'elettrone in un determinato punto dello spazio.

Imposto il vincolo di delimitare un volume entro il quale esiste, per esempio, il 90% di probabilità di trovare l'elettrone, risolvendo ψ^2 si ottengono funzioni che descrivono superfici di varia forma e di varia orientazione nello spazio secondo i valori di n , l , m , m_s , e all'interno delle quali accade quanto richiesto.

Per esempio, se $n = 2$, le possibilità sono $l = 0$ e $l = 1$; se $l = 0$, $m = 0$, che corrisponde a una superficie sferica il cui raggio è definito da n (orbitali detti di tipo s); se $l = 1$, $m = -1, 0, +1$, che corrispondono a tre superfici bilobate orientate lungo i tre assi cartesiani (orbitali detti di tipo p). A questi ultimi tre orbitali, simmetrici rispetto al nucleo, compete la stessa energia (**orbitali degeneri**).

Costruzione dell'edificio atomico

Riassumendo, n definisce la dimensione e l'energia dell'orbitale; l , la sua forma; m , la sua orientazione nello spazio; mentre m_s , una proprietà intrinseca dell'elettrone.

L'insieme di queste superfici definisce l'*edificio atomico*, che viene occupato dagli elettroni secondo tre regole:

- Gli elettroni riempiono gli orbitali in ordine di energia crescente (attenzione: l'ordine non è sempre quello che ci si aspetta).
- **Principio di esclusione di Pauli**, il quale stabilisce che due elettroni non possono avere la medesima quaterna di valori dei numeri quantici. In altre parole, in uno stesso orbitale si possono trovare al massimo due elettroni con spin opposti.
- **Principio di Hund**, in base al quale, quando vi sono più orbitali degeneri, gli elettroni tendono a occuparne il maggior numero possibile.

Tavola periodica degli elementi

La moderna *tavola periodica degli elementi* rispecchia questo andamento: i **periodi**, cioè le righe orizzontali, contengono gli elementi caratterizzati dallo stesso numero quantico principale, mentre i **gruppi**, ossia le colonne verticali, contengono gli elementi con lo stesso numero di elettroni, i quali presentano anche la medesima **configurazione elettronica**, vale a dire risultano ugualmente disposti attorno al nucleo dell'atomo, nel guscio più esterno (**guscio di valenza**).