

IL MODELLO ATOMICO DI SCHRÖDINGER

Nel 1923 il fisico svizzero Erwin Schrödinger formulò il **modello atomico a orbitali**.

Dal lavoro di Schrödinger si sviluppò la teoria secondo la quale è possibile individuare le regioni dello spazio in cui la probabilità di trovare l'elettrone è massima: tali regioni sono chiamate **orbitali**.

Ogni orbitale possiede una forma caratteristica e un certo contenuto di energia; la dimensione, l'orientamento e la forma dell'orbitale sono descritti dai **numeri quantici**.

I numeri quantici sono tre:

- numero quantico **principale** n
- numero quantico **secondario** l
- numero quantico **magnetico** m_l

Essi servono a indicare e a distinguere i diversi orbitali.

Un quarto numero quantico

- Numero quantico di **spin** m_s
descrive invece una proprietà dell'elettrone.



Erwin Schrödinger
1887 – 1961
Fisico e matematico
Nobel per la fisica nel 1933

numero quantico n $\rightarrow 1 \div 7$

indica le dimensioni degli orbitali (*la distanza media degli elettroni dal nucleo*) ed il loro livello energetico

numero quantico l $\rightarrow 0 \div n-1$

indica la forma degli orbitali e insieme ad n contribuisce a determinare l'energia

numero quantico m_s $\rightarrow -l \div +l$

Descrive l'orientamento degli orbitali nello spazio

numero quantico di spin m_s $\rightarrow -\frac{1}{2} ; +\frac{1}{2}$

descrive la rotazione dell'elettrone attorno al proprio asse.

I NUMERI QUANTICI

NUMERO QUANTICO PRINCIPALE

Il numero quantico principale n indica il livello energetico e la dimensione degli orbitali.

Il numero quantico principale può assumere soltanto i valori interi 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

Quando il valore del numero quantico principale cresce, gli orbitali diventano più grandi, la loro energia aumenta e gli elettroni sono più lontani dal nucleo.

Tutti gli orbitali che sono caratterizzati dallo stesso valore di n appartengono allo stesso livello di energia.

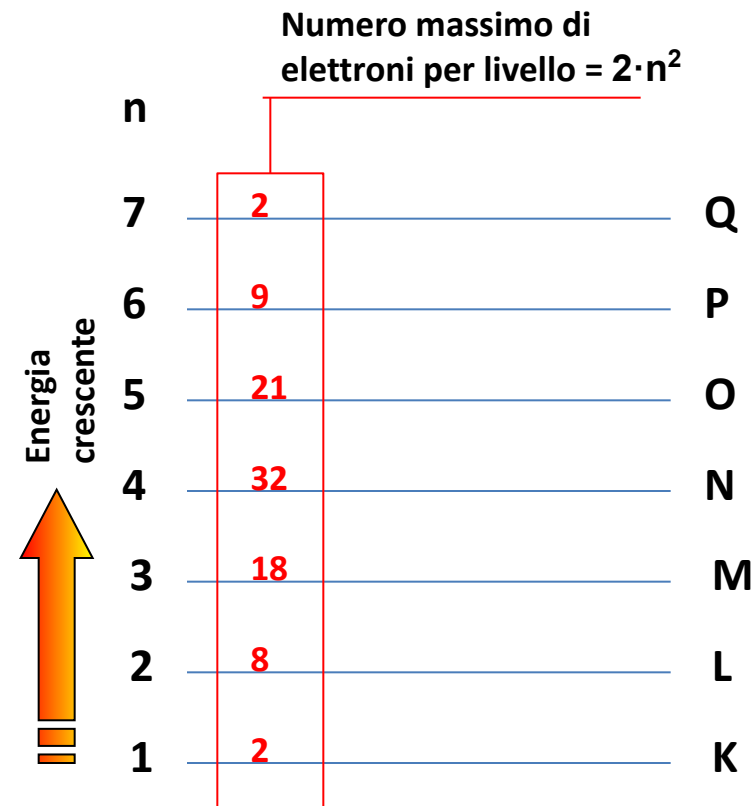
Il numero massimo di elettroni presenti nel livello n è pari a $2 \cdot n^2$. In realtà questo è valido per i primi 4 livelli. Quindi:

nel primo livello di energia ($n = 1$) ci potranno essere al massimo $2 \cdot 1^2 = 2$ elettroni

nel secondo livello di energia ($n = 2$) ci potranno essere al massimo $2 \cdot 2^2 = 8$ elettroni

nel terzo livello di energia ($n = 3$) ci potranno essere al massimo $2 \cdot 3^2 = 18$ elettroni

nel quarto livello di energia ($n = 4$) ci potranno essere al massimo $2 \cdot 4^2 = 32$ elettroni



NUMERO QUANTICO SECONDARIO

Nel 1915 Sommerfeld ampliò il modello di Bohr aggiungendo altre **orbite** quantizzate **ellittiche**. Ciò rese necessario introdurre un altro numero quantico che determina la forma descritta dall'elettrone.

Il **numero quantico secondario** (detto anche *angolare*) **l** indica la forma di un orbitale.

A seconda del valore assunto dal numero quantico secondario **l**, l'orbitale assume una determinata forma.

Per $l = 0$ l'orbitale è sferico ([orbitale s](#)). Al centro della sfera c'è il nucleo.

Possibili valori del numero quantico secondario

Per un determinato valore di n , il numero quantico l può assumere tutti i valori compresi tra 0 e $n-1$.

Quindi: **Se $n = 1$**

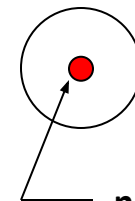
$l = 0$ → orbitale di tipo s

Ciò significa che nel primo livello di energia vi è un solo orbitale che è di tipo sferico, indicato con la lettera "s".

Noi lo rappresenteremo sui livelli energetici anche con quadratino.

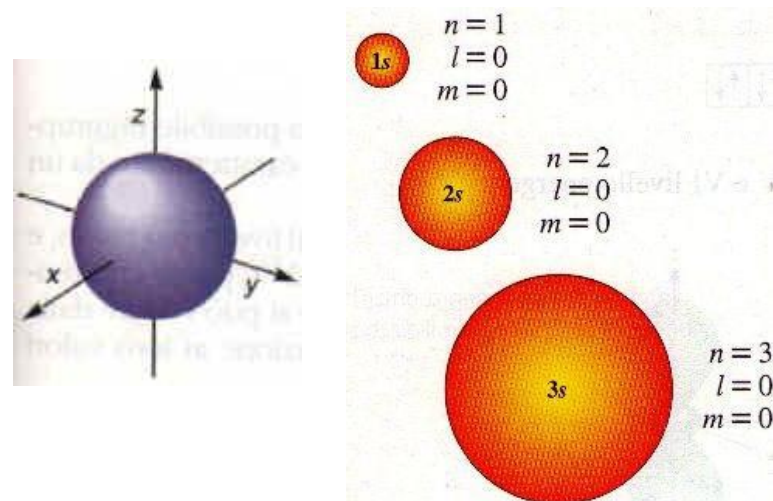
Orbitale di tipo s

nucleo



nucleo

La nube elettronica diviene meno densa man mano che ci allontaniamo dal centro



Con l'aumentare di n quindi aumenta il raggio dell'orbitale e l'energia degli elettroni.



Orbitale vuoto



Orbitale semisaturo



Orbitale saturo

NUMERO QUANTICO SECONDARIO

Per $l = 1$ l'orbitale è a due lobi ([orbitale p](#)). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei due lobi.

Gli orbitali di tipo **p** hanno una simmetria assiale a forma di due ellissoidi uniti all'estremità, sono triplici, hanno tutti la stessa energia e la medesima forma, essi sono disposti ad angoli retti secondo gli assi di riferimento x, y e z (3 orbitali di tipo p).

Possibili valori del numero quantico secondario

Per un determinato valore di n , il numero quantico l può assumere tutti i valori compresi tra 0 e $n-1$.

Quindi: **Se $n = 2$ $l = 0$ $l = 1$**

$l = 0$ → orbitale di tipo s di diametro maggiore del precedente

$l = 1$ → orbitale di tipo p

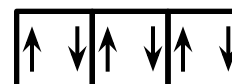
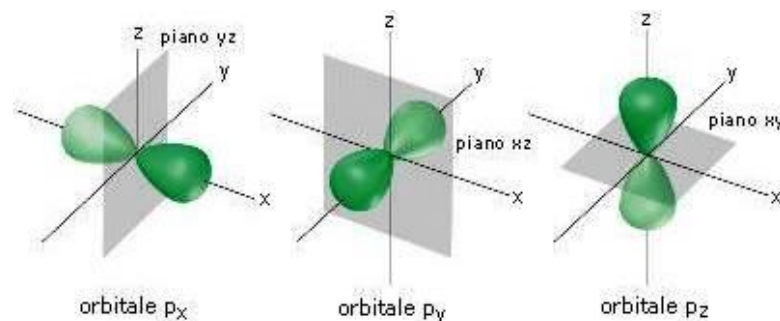
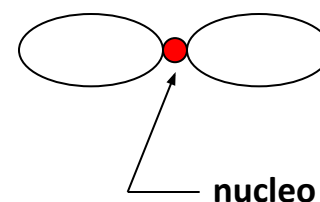
Ciò significa che nel primo livello vi è un solo orbitale di tipo sferico, indicato con la lettera "s".

Nel secondo livello vi è un orbitale di tipo s e tre orbitali di tipo p.

Noi l'orbitale di tipo p lo rappresenteremo sui livelli energetici anche con tre quadratini.

Orbitale di tipo p

nucleo



Orbitale
saturo

NUMERO QUANTICO SECONDARIO

Per $l = 2$ l'orbitale è a quattro lobi ([orbitale d](#)). Il nucleo dell'atomo sta al centro dei **quattro lobi**.

Per $l = 3$ l'orbitale è a **otto lobi** ([orbitale f](#)).

Possibili valori del numero quantico secondario

Per un determinato valore di n , il numero quantico l può assumere tutti i valori compresi tra 0 e $n-1$.

Quindi: **Se $n = 3$**

$l = 0 \rightarrow$ **orbitale di tipo s** di diametro maggiore del precedente

$l = 1 \rightarrow$ **orbitale di tipo p**

$l = 2 \rightarrow$ **orbitale di tipo d**

Quindi: **Se $n = 4$**

$l = 0 \rightarrow$ **orbitale di tipo s** di diametro maggiore del precedente

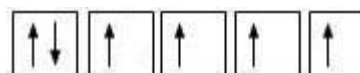
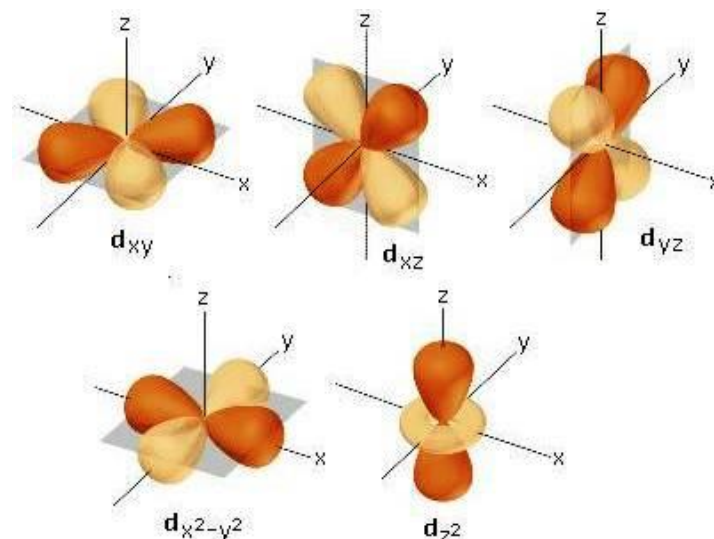
$l = 1 \rightarrow$ **orbitale di tipo p**

$l = 2 \rightarrow$ **orbitale di tipo d**

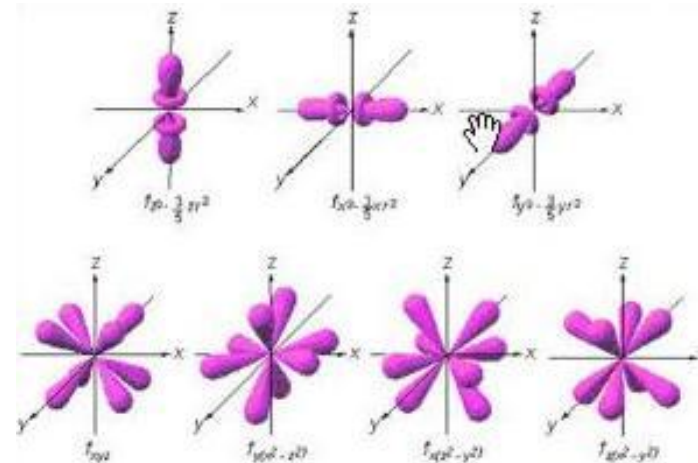
$l = 3 \rightarrow$ **orbitale di tipo f**

Gli orbitali di tipo **d** e di tipo **f** sono strutturati in maniera molto più complessa (**5 orbitali di tipo d** e **7 orbitali di tipo f**)

Orbitale di tipo d ed f



Orbitale di tipo d



Orbitale di tipo f

NUMERO QUANTICO MAGNETICO

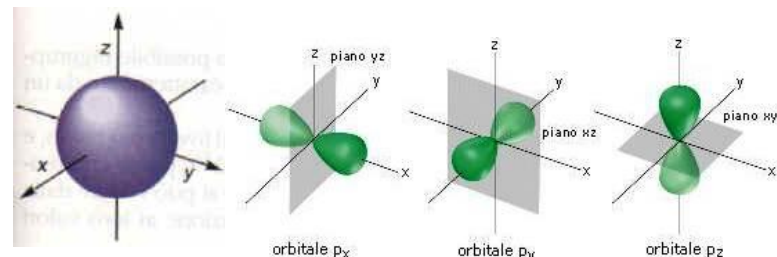
Il numero quantico magnetico m , indica il numero di orientazioni di un dato orbitale nello spazio. Il numero quantico m dipende dal valore del numero quantico secondario l e può assumere tutti i valori compresi tra $-l$ e $+l$ (compreso lo zero).

Per $l = 0$ ([orbitale sferico](#)), m assume il solo valore 0. Infatti, l'orbitale essendo sferico può assumere una **unica orientazione** nello spazio.

Per $l = 1$ ([orbitale a doppio lobo](#)), m assume tre valori: -1 , 0 , $+1$. I tre valori indicano **tre orbitali** a doppio lobo orientati lungo gli assi x , y , z .

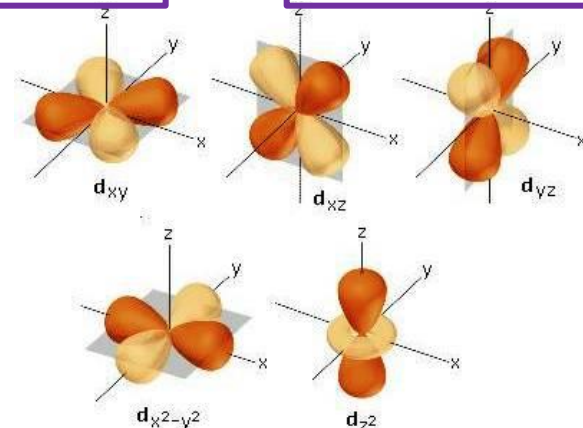
Se $l = 2$, m può assumere cinque valori ($m = -2, -1, 0, +1, +2$). Esisteranno quindi **5 orbitali d** aventi la stessa energia ma differente orientazione nello spazio.

Per $l = 3$ m può assumere sette valori ($m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$). Esisteranno quindi **7 orbitali f** aventi la stessa energia ma differente orientazione nello spazio.

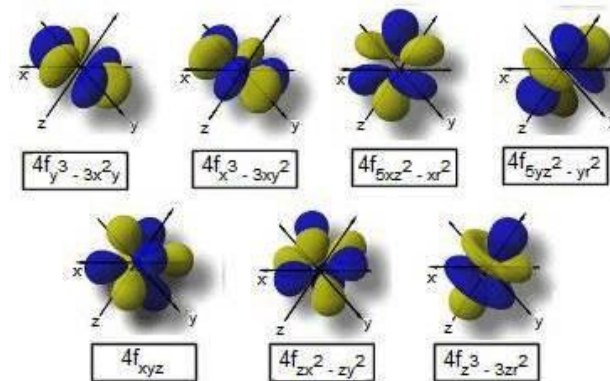


Orbitale di tipo s

Orbitale di tipo p



Orbitale di tipo d

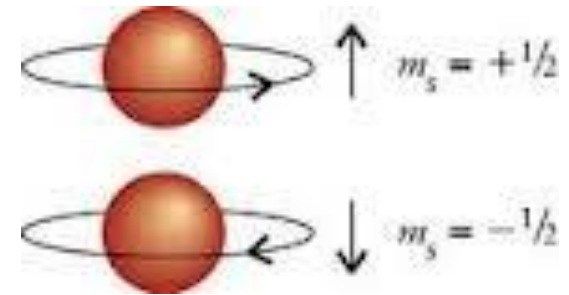
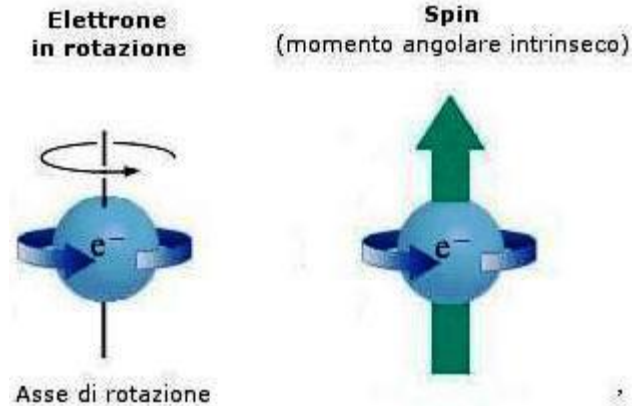


Orbitale di tipo f

NUMERO QUANTICO DI SPIN

Nel novembre del 1925 due fisici olandesi, G.E. Uhlenbeck e S.A. Goudsmit, formularono l'ipotesi che l'**elettrone** avesse la possibilità di **ruotare attorno al proprio asse** proprio come fa la Terra. L'elettrone (come qualsiasi altro sistema materiale) ruotando su se stesso produceva nello spazio circostante un effetto che fu rappresentato con un vettore (si tratta quindi di una grandezza vettoriale) la cui orientazione coincideva con l'asse di rotazione della particella.

Inoltre, poiché l'elettrone possiede anche una carica elettrica, il suo movimento a trottola gli conferiva un'altra proprietà, quella cioè di una minuscola calamita con polo nord e polo sud.



Per descrivere l'orientazione del vettore di spin dell'elettrone, fu definito quindi un quarto numero quantico che, simboleggiato con m_s , prese il nome di **numero quantico di spin** e può assumere soltanto due valori:

$$m_s = +1/2 \quad \text{e} \quad m_s = -1/2$$

Ciascun valore corrisponde a una rotazione in senso orario o in senso antiorario dell'elettrone attorno al proprio asse. Se ruota in senso orario si indica con una freccia verso l'alto (*spin su*) [\uparrow], se ruota in senso antiorario la freccia sarà rivolta verso il basso (*spin giù*) [\downarrow].

NUMERI QUANTICI (Riepilogo)

livello n	l $0 + (n - 1)$	m $-l, 0, +l$	Tipo di orbitale	Nome dell'orbitale	n° max di elettroni	m_s^* $+\frac{1}{2}\uparrow$ $-\frac{1}{2}\downarrow$
4	3 f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	f	4f	14	7↑ 7↓
	2 d	-2 -1 0 +1 +2	d	4d	10	5↑ 5↓
	1 p	-1 0 +1	p	4p	6	3↑ 3↓
	0 s	0	s	4s	2	↑↓
3	2 d	-2 -1 0 +1 +2	d	3d	10	5↑ 5↓
	1 p	-1 0 +1	p	3p	6	3↑ 3↓
	0 s	0	s	3s	2	↑↓
2	1 p	-1 0 +1	p	2p	6	3↑ 3↓
	0 s	0	s	2s	2	↑↓
1	0 s	0	s	1s	2	↑↓

Valori assunti dai quattro numeri quantici n, l, m, m_s nei primi quattro livelli energetici.

La sesta colonna riporta il numero massimo di e^- in ogni tipo di orbitale.

(*) La settima colonna riporta i valori di *spin* degli elettroni di ogni orbitale, in conformità al principio di esclusione di Pauli. Come si vede, ogni orbitale è stato simbolicamente rappresentato con un quadratino, a prescindere dalla forma reale.

GLI ORBITALI

Mappa concettuale

