

Università degli studi di MILANO  
Facoltà di AGRARIA

El. di Chimica e Chimica Fisica

Mod. 1 CHIMICA

Mod. 2 CHIMICA FISICA

Lezione 3

Docente: Dimitrios Fessas

Anno Accademico 2010-2011

# **LA STRUTTURA DELL'ATOMO**

Gli Elettroni

**L'ATOMO DEVE ESSERE  
ELETTRICAMENTE NEUTRO**



**Numero protoni = numero elettroni**

La distribuzione nello spazio della nuvola elettronica di un atomo, denominata **struttura elettronica**, dipende dal numero complessivo di elettroni, cioè dal numero atomico dell'elemento.

Nel suo continuo spostamento ad elevata velocità, ogni elettrone impegna una regione dello spazio definibile, sia per estensione che per geometria, con una funzione delle coordinate cartesiane dell'elettrone e del tempo, denominata **orbitale atomico**.

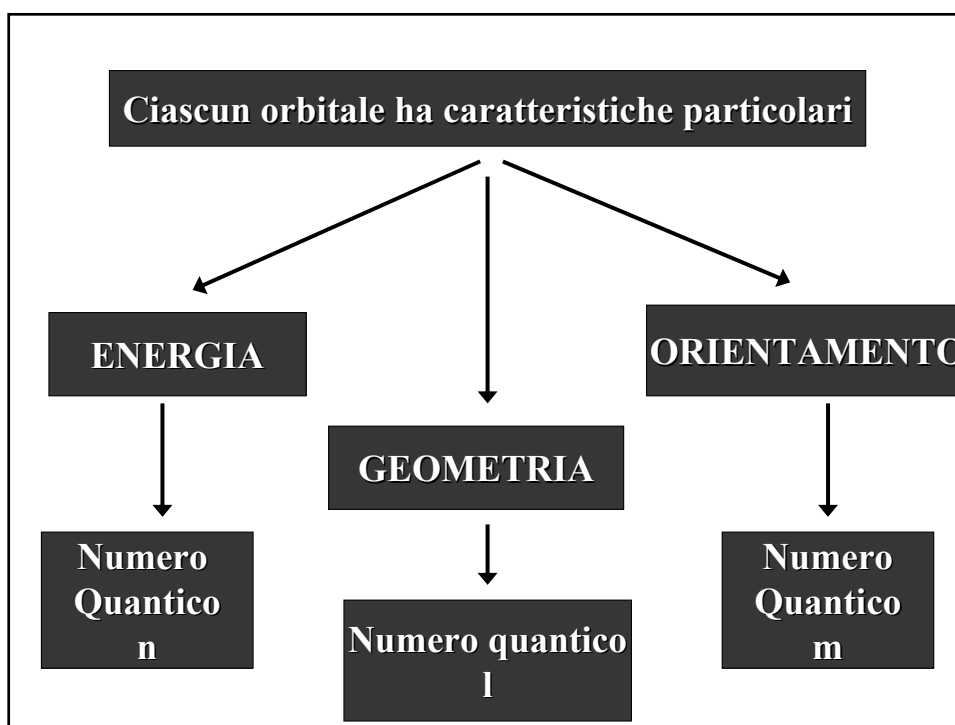
la funzione matematica "orbitale" permette di definire l'energia dell'elettrone e la regione dello spazio nella quale è probabile trovare l'elettrone.

## Meccanica Quantistica

**atomo idrogenoide**, costituito da un nucleo di un solo protone e quindi da un solo elettrone:

È un atomo fittizio per il quale è relativamente facile definire le funzioni “orbitali atomici”

Gli orbitali atomici di un atomo idrogenoide sono distinguibili con **4 numeri quantici**, denominati rispettivamente



- **Esiste anche il numero quantico di SPIN**
- **può assumere solo i valori  $+ 1/2$  o  $- 1/2$**

### **Numero quantico n**

- **Assume valori interi positivi ( 1,2,3,4,5,6 )**
- **Stabilisce il livello energetico degli orbitali e quindi degli elettroni che li occupano**
- **(aumenta all'aumentare della “distanza” dal nucleo)**
- **Ciascun livello energetico può contenere un numero massimo di elettroni uguale a  $2n^2$**

## Numero quantico $l$

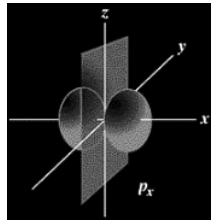
- Assume valori interi positivi che vanno da 0 a  $n-1$

$l = 0$



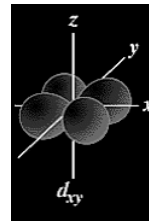
Orbitale s

$l = 1$



Orbitale p

$l = 2$



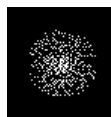
Orbitale d

## Numero quantico $m$

- Il valore varia da  $-l$  a  $+l$  compreso lo zero

$l = 0$

orbitale s



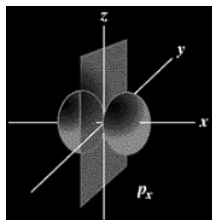
per  $n \geq 1$

$l = 1$

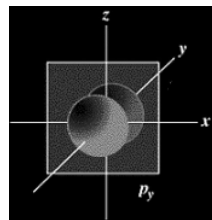
orbitali p

per  $n \geq 2$

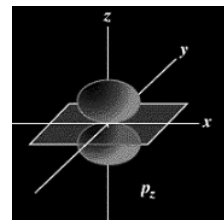
$m = -1$



$m = 0$



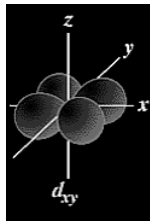
$m = +1$



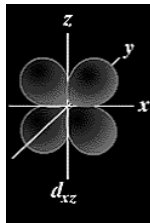
$l = 2$  (per  $n \geq 3$ )

orbitali  $d$

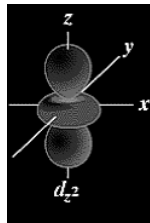
$m = -2$



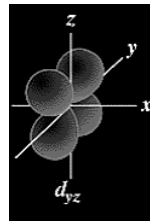
$m = -1$



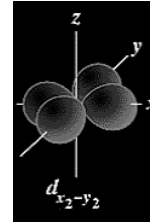
$m = 0$



$m = +1$



$m = +2$



## Meccanica Quantistica

*principale*,  $n$ ,  $\geq 1$ ; individua i livelli di energia possibili.

*orbitale*,  $l$ ;  $0 \leq l \leq (n-1)$ ; geometria della regione dello spazio in cui è più probabile trovare l'elettrone.

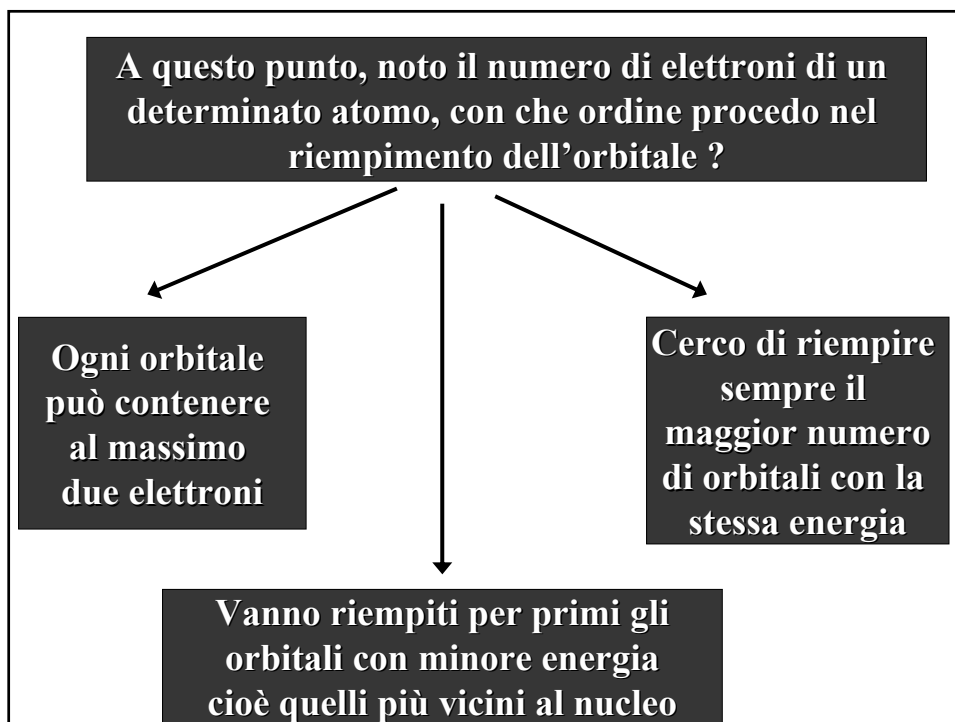
*magnetico*,  $m$ ;  $-l \leq m \leq +l$ ; indica piccole variazioni di energia dell'elettrone in presenza di un campo magnetico.

di *spin*,  $s$ ; può assumere due valori:  $s = +1/2$ ,  $s = -1/2$

Si può immaginare di “**costruire la struttura elettronica**” di un atomo andando a collocare un elettrone dopo l’altro nell’orbitale libero ad energia più bassa. In questa operazione si devono tenere presenti due principi della meccanica quantistica.

**Principio di Pauli:** due elettroni di un dato atomo devono differire almeno per il numero quantico di spin. Ciò significa che un dato orbitale, definito da  $n$ ,  $l$  e  $m$ , può “ospitare” due elettroni, uno con  $s = +\frac{1}{2}$ , l’altro con  $s = -\frac{1}{2}$ .

**Regola di Hund:** nel costruire la struttura elettronica, gli orbitali, corrispondenti ad un dato valore di  $l$ , devono essere “occupati” ciascuno con un elettrone con spin  $= +1/2$ , e solo successivamente “completati” col secondo elettrone avente spin di segno opposto.



Elemento	Z	Struttura Elettronica
H	1	1s <sup>1</sup>
He	2	1s <sup>2</sup>
Li	3	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
Be	4	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
B	5	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>1</sup>
C	6	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>1</sup>
N	7	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
O	8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>1</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
F	9	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
Ne	10	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup>
Na	11	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>1</sup>
Mg	12	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup>
Al	13	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>1</sup>
Si	14	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 3p <sub>y</sub> <sup>1</sup>
P	15	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>1</sup> 3p <sub>y</sub> <sup>1</sup> 3p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
S	16	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 3p <sub>y</sub> <sup>1</sup> 3p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
Cl	17	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 3p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 3p <sub>z</sub> <sup>1</sup>
Ar	18	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 2p <sub>z</sub> <sup>2</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sub>x</sub> <sup>2</sup> 3p <sub>y</sub> <sup>2</sup> 3p <sub>z</sub> <sup>2</sup>

## Le Dimensioni degli Atomi

- Un atomo ha un diametro di circa  $10^{-10}$  m.
- Il nucleo ha un diametro di circa  $10^{-15}$  m.
- Se il nucleo fosse delle dimensioni di una mosca e stesse al centro del cerchio di centrocampo, gli elettroni starebbero in Curva
- Se gli elettroni si muovessero sulla superficie del nucleo, gli oggetti si contrarrebbero di  $10^5$  volte conservando la stessa massa.
- L'Everest diventerebbe una montagna alta 8 cm.



La **massa atomica, M.A.**, di un elemento = “**media pesata**” delle masse dei suoi isotopi:

$$\text{M.A.} = \sum_i (f_i M_i),$$

dove  $f_i$  è l'abbondanza dell'isotopo  $i$ -esimo di massa  $M_i$ .

**L'unità di massa atomica unificata (u)** detta anche **dalton (Da)**

corrisponde alla dodicesima parte della massa del  $^{12}\text{C}$ , il cui nucleo contiene 6 protoni e 6 neutroni.

1 u nel S.I, corrisponderebbe a  $1,660565 \times 10^{-27}$  kg.

L' approssimazione è comunque grossolana poiché non tiene in conto della massa che si trasforma in energia di legame dei nuclei atomici