



CHIMICA E SCIENZA E TECNOLOGIA DEI MATERIALI ELETTRICI

Elettrici I° anno - II° Quadr. a.acc. 2006/07

Laboratorio: Laboratorio Materiali piano S-1



DOCENTE DEL CORSO

Prof. Gianfranco Dell'Agli

Ufficio (Piano -1) / Laboratorio Materiali

Tel. 0776-2993682; Fax 0776-2993711

e-mail: dellagli@unicas.it

Ricevimento:

Mercoledì 15:00-17:00; Venerdì 15:00-17:00



ORGANIZZAZIONE DEL CORSO



- Lezioni in classe.
 - Esercitazioni numeriche in classe.
 - Esercitazioni pratiche in laboratorio.
-
- Prova scritta
 - Esame orale



ORGANIZZAZIONE DEL CORSO



- Attenzione: NON sottovalutare l'importanza delle esercitazioni numeriche e di laboratorio.
- Esercitazioni numeriche in aula:
 - Calcolatrice, tavola periodica, libro di testo
- Esercitazioni pratiche in laboratorio:
 - Calcolatrice, tavola periodica



MATERIALE DIDATTICO

- Libri di testo:

- J.N. Spencer, G.M. Bodner, L.H. Rickard **Chimica** Zanichelli
- W.F. Smith **Scienza e tecnologia dei materiali** McGrawHill

- Dispense su vari argomenti
- Materiale di esercitazioni, esami scritti con soluzioni ed altro al sito web del corso:

- Testi di approfondimento:

- P.W. Atkins **Chimica generale** Zanichelli
- B.H. Mahan **Chimica generale e inorganica** Ambrosiana
- Anderson, Leaver **Materials Science** Chapman & Hall



MATERIALE DIDATTICO

- Sul sito web del corso (<http://webuser.unicas.it/dweb/>) saranno resi disponibili i lucidi in formato pdf



ARGOMENTI DEL CORSO

- Struttura atomica e tavola periodica degli elementi
- Legami chimici: molecole e ioni
- Stati di aggregazione della materia: solido, liquido e gassoso
- Trasformazioni chimiche ed elettrochimiche
- Stato solido e geometria cristallina
- Imperfezioni strutturali e mobilità degli atomi nei solidi cristallini



ARGOMENTI DEL CORSO

- Comportamento elettrico dei materiali
- Conduttori elettrici: proprietà e tecnologia di fabbricazione
- Semiconduttori: proprietà e tecnologia di fabbricazione
- Cenni ai materiali dielettrici e ai materiali superconduttori
- Materiali magnetici: proprietà e tecnologia di fabbricazione

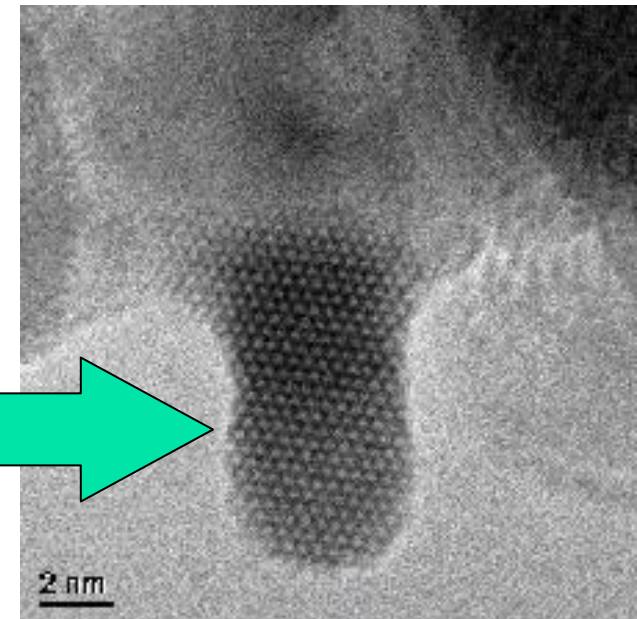
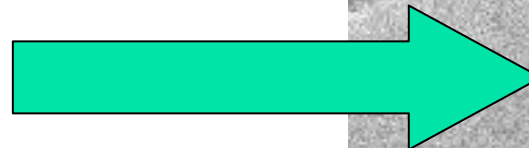


TEORIA ATOMICA

EVOLUZIONE STORICA DELLA TEORIA ATOMICA:

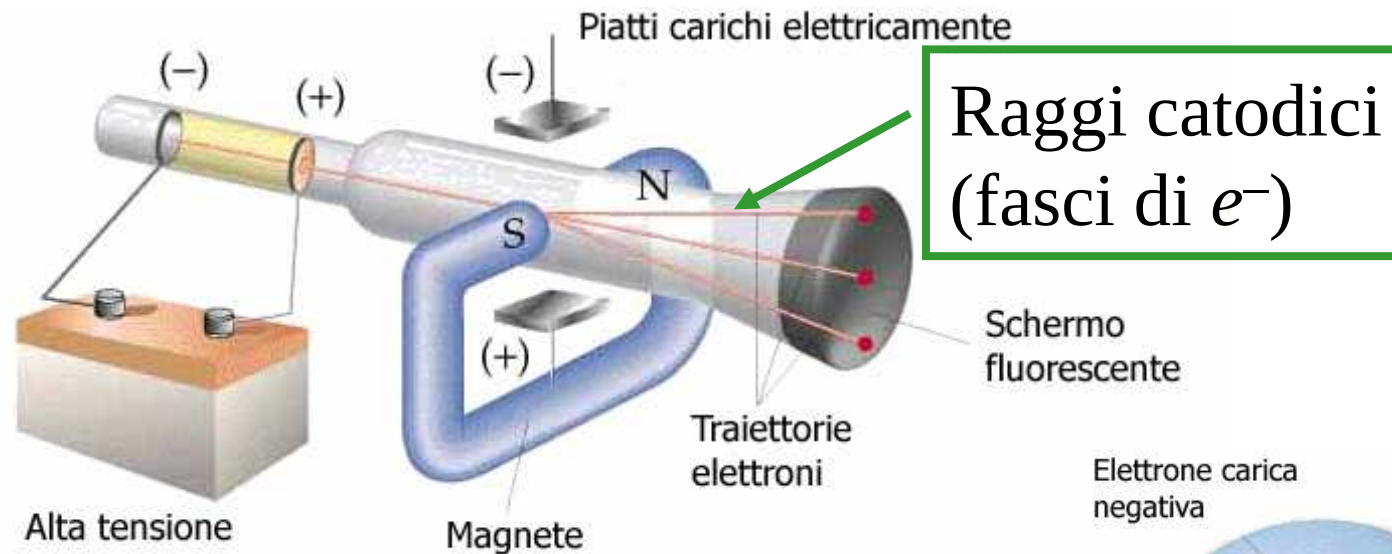
- IV secolo A.C.: Democrito di Abdera;
- 1805: Ipotesi di J. Dalton sugli atomi;
- 1897: Esperienza di J.J. Thomson;
- 1911: Modello di E. Rutherford;
- 1913: Modello di N. Bohr;
- 1927: Meccanica Quantistica (E. Schrödinger)

Atomi osservati al
microscopio elettronico





ESPERIENZA DI THOMSON (1897)



■ $e/m = 1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$

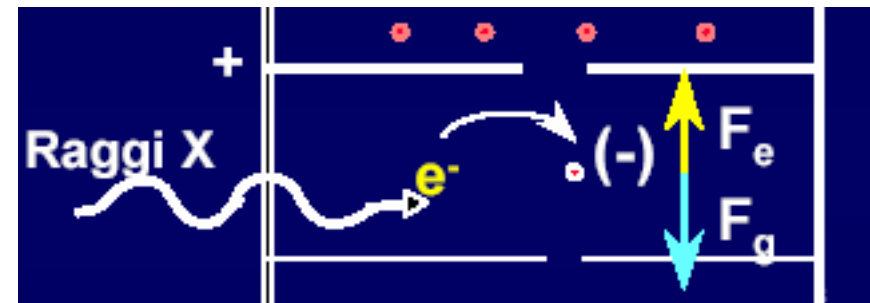
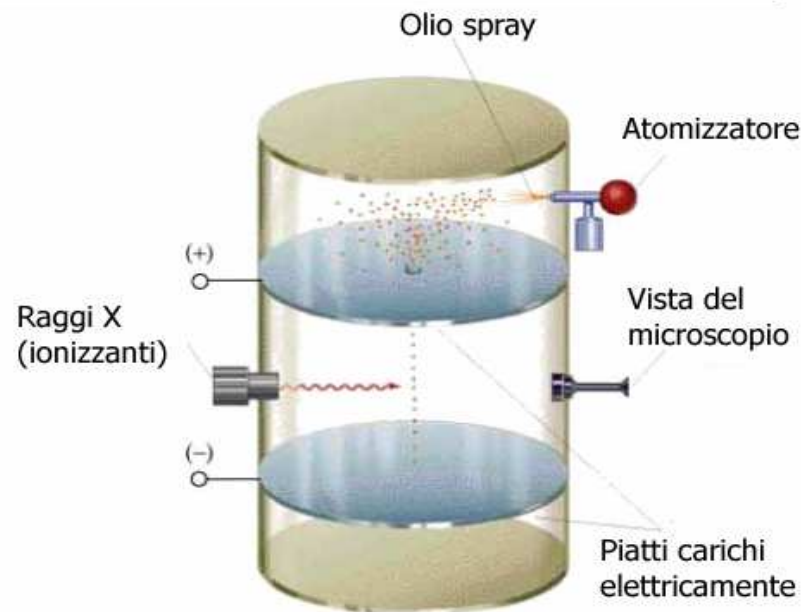
Risultato identico a prescindere dal gas!

Modello di Thomson

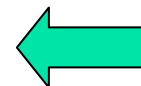




ESPERIENZA DI MILLIKAN (1909)



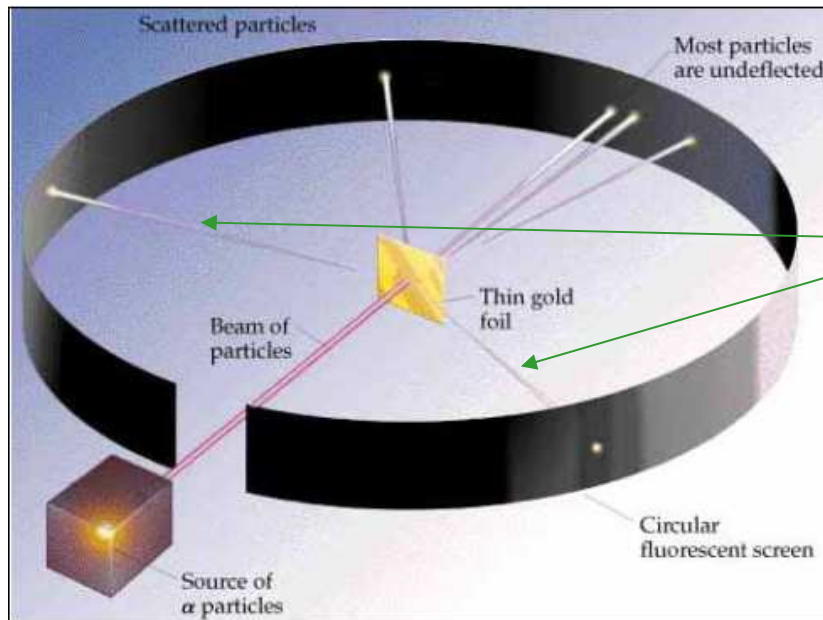
- $m = \text{massa elettrone} = \frac{1.602 \times 10^{-19}}{1.76 \times 10^8} = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$



- $e = \text{carica elettrone} = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$



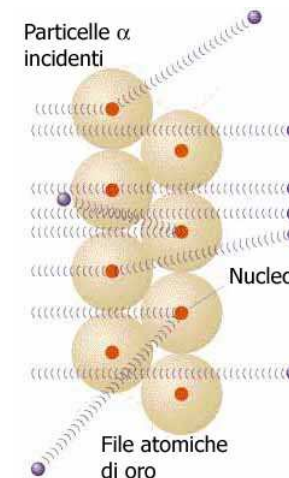
ESPERIENZA DI RUTHERFORD



Raggi deviati con grande angolo (pochissimi)

Modello di Rutherford

L'atomo è per lo più vuoto; la parte carica (+) è localizzata in un nucleo molto piccolo





PROBLEMI IRRISOLTI DAL MODELLO DI RUTHERFORD



- Come erano distribuiti gli atomi intorno al nucleo?
- Perché essi non cadevano sul nucleo seguendo traiettorie a spirale ed emettendo continuamente radiazione?
- Rutherford non riuscì a rispondere a questi interrogativi.



MODELLO DI BOHR PER L'ATOMO DI IDROGENO

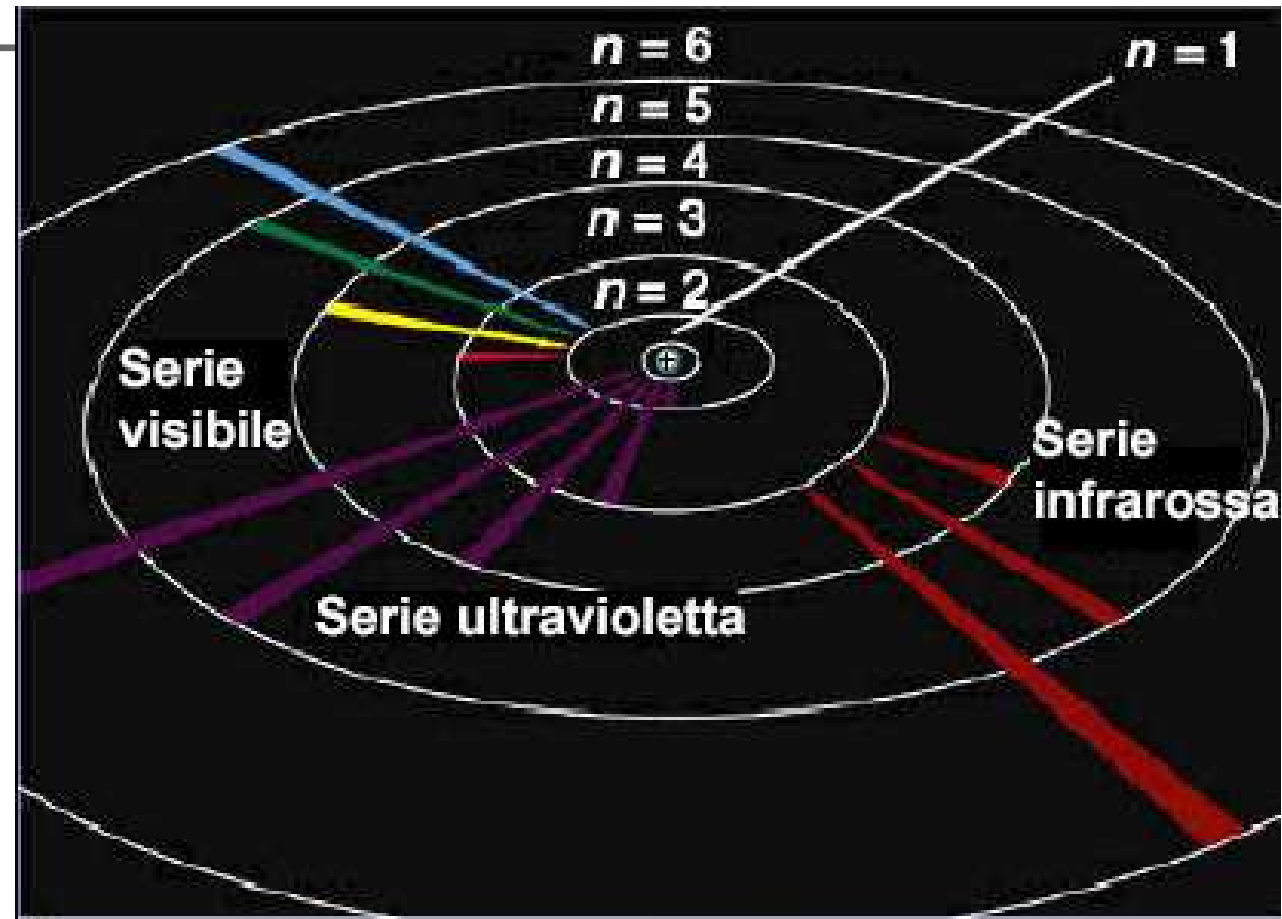


- Nucleo carico “+” e elettroni orbitanti carichi “-”
- Stabilità assicurata dall' attrazione tra cariche opposte
- Postulati di Bohr:
 - $E_{\text{elettrone}}$ dipende dalla distanza dal nucleo;
 - Numero limitato di regioni spaziali disponibili per l'elettrone (gusci o livelli) a diversa energia (quantizzata, concetto introdotto da Planck e Einstein);
 - L'elettrone emette o assorbe radiazione solo quando cambia livello : l'energia della radiazione è uguale alla differenza di energia tra i livelli.



TRANSIZIONI TIPICHE IN H

Costante di
Planck =
 $6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}$



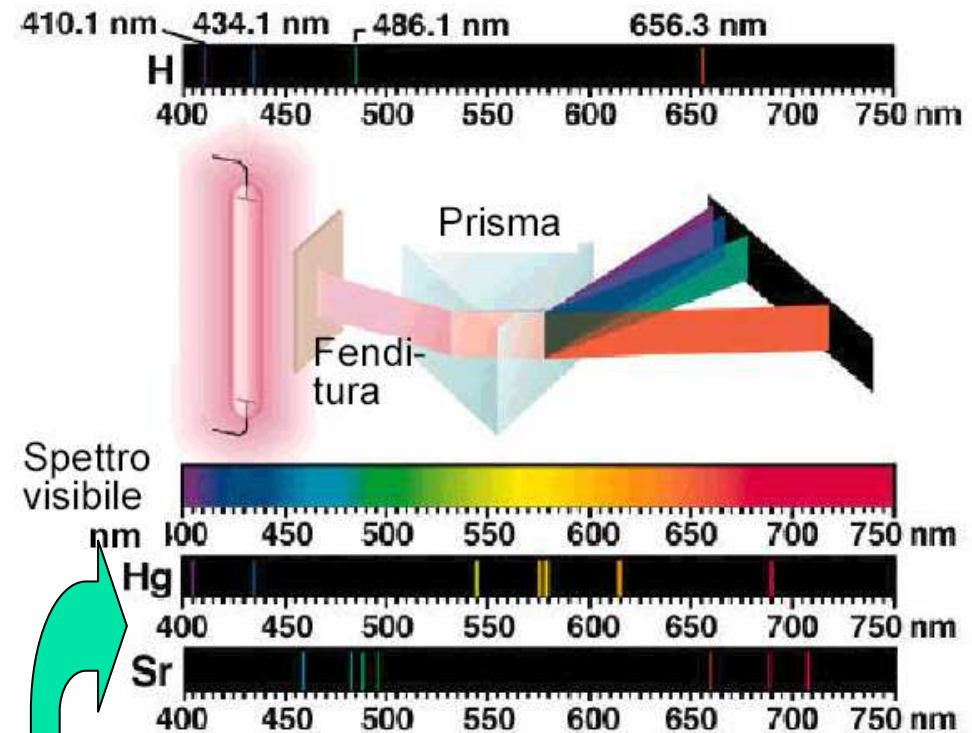
$$\nu = \Delta E/h \text{ e } \lambda = c/\nu.$$

Velocità della luce = $3 \times 10^8 \text{ m/s}$



SPETTRO ATOMICO

- Spettroscopio: strumento per mettere in evidenza lo spettro di emissione (1860 circa).
- Risultato fondamentale di J.J. Balmer nel 1885 sullo spettro dell' idrogeno:
 - scarica a bassa pressione produce lo spettro con 4 righe;
- Verifica della teoria di Bohr



Non erano verificate dalla teoria di Bohr



PROBLEMI DEL MODELLO DI BOHR



- Per gli atomi plurielettronici i risultati erano in disaccordo con le righe spettrali osservate sperimentalmente.
- La teoria di Bohr era una tappa, fondamentale ma non l'ultima, che avrebbe portato alla comprensione della struttura atomica.



EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER



$$\frac{h^2}{8\pi^2 m} \frac{d^2 \Psi}{dx^2} + (E - V) \Psi = 0$$

- Ψ funzione d'onda; $\Psi^2(x,y,z)dV$ è la probabilità che l'elettrone sia "intorno" al punto (x,y,z)
- V energia potenziale
- E energie permesse all'elettrone (quantizzate)
- h costante di Planck = 6.626×10^{-34} Js
- m massa dell'elettrone = 9.11×10^{-31} kg



RISOLUZIONE DELLA EQUAZIONE DI SCHRÖDINGER



- Esula dai compiti del corso (Mahan pag. 423-462 trattazione comprensibile e abbastanza completa)
- Introduce 3 numeri interi n , l , m_l (**numeri quantici**):
 - n (> 0) numero quantico principale (energia)
 - l ($0 \div n-1$) numero quantico angolare
 - m_l ($-l \div +l$) numero quantico magnetico
- **Orbitale atomico**: regione dello spazio dove è probabile trovare l'elettrone (sostituisce la posizione)



NUMERI QUANTICI

- I vari numeri quantici individuano gli orbitali secondo lo schema:
 - A che distanza è dal nucleo? (n)
 - Che forma geometrica ha? (l)
 - Quanti ce ne sono? (m_l)

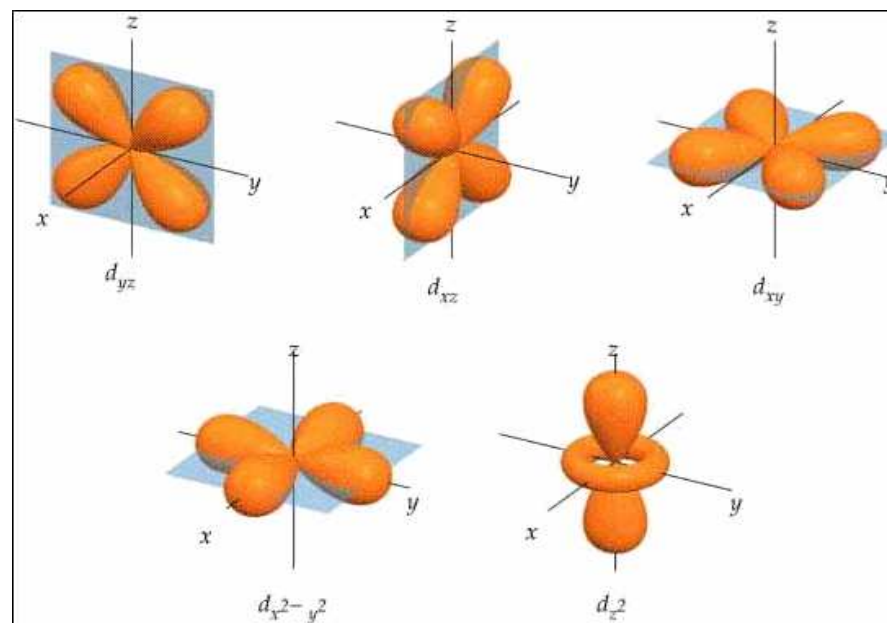
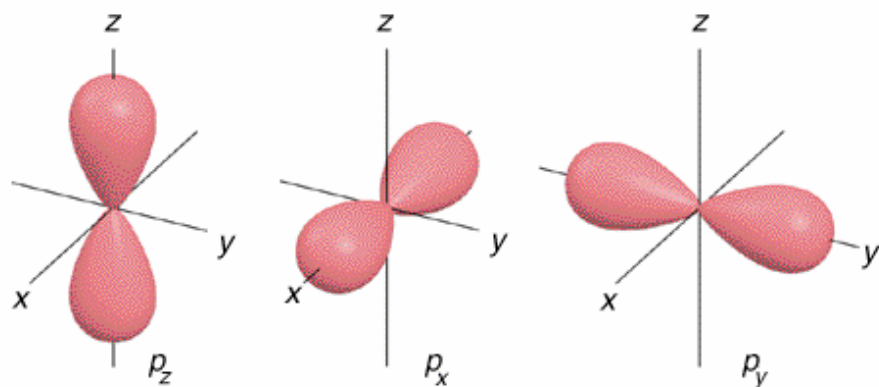
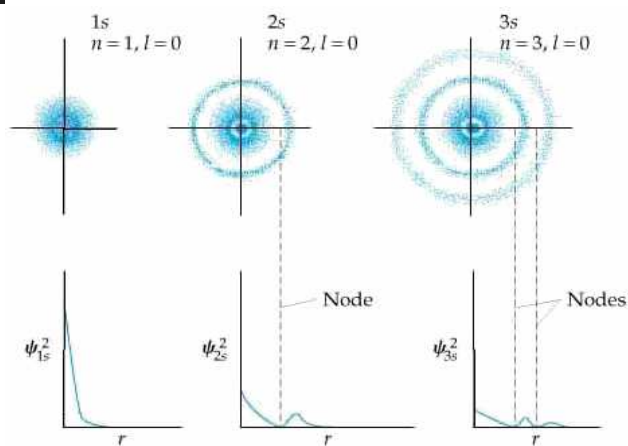


NUMERI QUANTICI

- Forme geometriche individuate dal numero quantico l :
 - $l = 0 \Rightarrow$ orbitale s sfera
 - $l = 1 \Rightarrow$ orbitale p a due lobi
 - $l = 2 \Rightarrow$ orbitale d quadrifoglio
 - $l = 3 \Rightarrow$ orbitale f forma complessa



ORBITALI ATOMICI





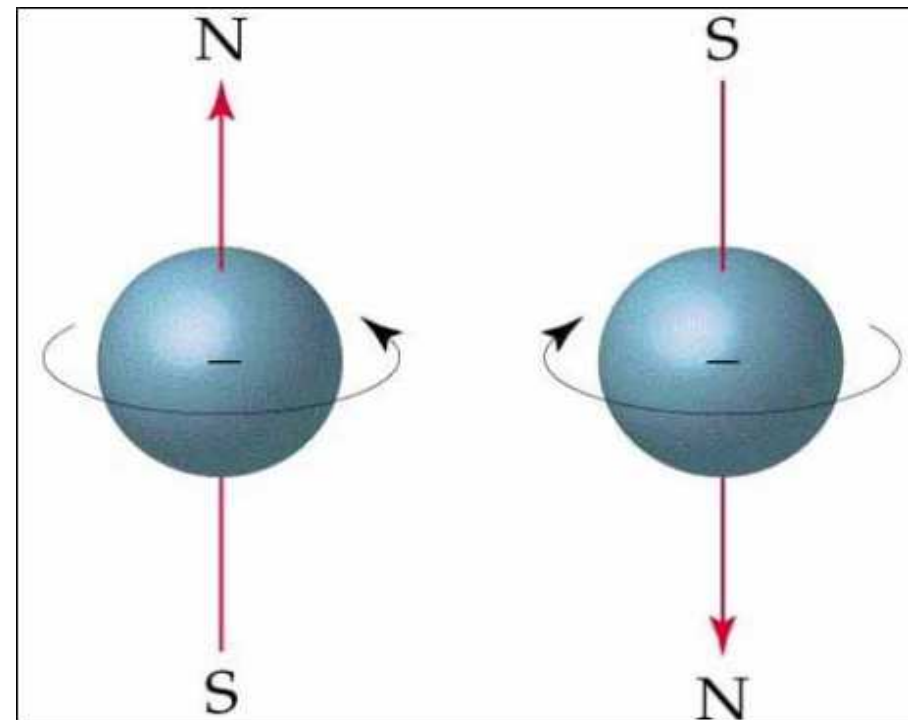
NUMERI QUANTICI

- m_l dà il numero di orbitali (orientazioni possibili) di ogni tipologia:
 - $l = 0$ (tipo s) $\Rightarrow m_l = 0$ (un solo orbitale s)
 - $l = 1$ (tipo p) $\Rightarrow m_l = +1, 0, -1$ (3 orbitali tipo p)
 - $l = 2$ (tipo d) $\Rightarrow m_l = +2, +1, 0, -1, -2$ (5 orbitali tipo d)
 - $l = 3$ (tipo f) $\Rightarrow m_l = +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3$ (7 orbitali tipo f)



ORBITALI ATOMICI

- Come vengono occupati gli orbitali dagli elettroni negli atomi a più elettroni?
- *Principio di esclusione* di Pauli.
- Ai 3 numeri quantici precedenti si aggiunge un 4°: m_s momento magnetico di spin = $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$





ORBITALI ATOMICI

- Principio di Pauli: *ogni elettrone ha un insieme diverso dei quattro numeri quantici*
⇒ in un orbitale possono trovare posto al massimo 2 elettroni a spin opposto.
- Regola di Hund: *gli elettroni occupano prima ogni orbitale di un sottolivello con elettroni a spin parallelo e dopo completano gli orbitali.*



CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

- Distribuzione degli elettroni in un atomo

		1s	2s	2p			3s	
Li	3	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$					$1s^2 2s^1$
Be	4	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$					$1s^2 2s^2$
B	5	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$				$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\uparrow$	$\uparrow$		$1s^2 2s^2 2p^3$
NE	10	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

- Come ricordare le configurazioni elettroniche.
- Riempimento degli orbitali d e f.

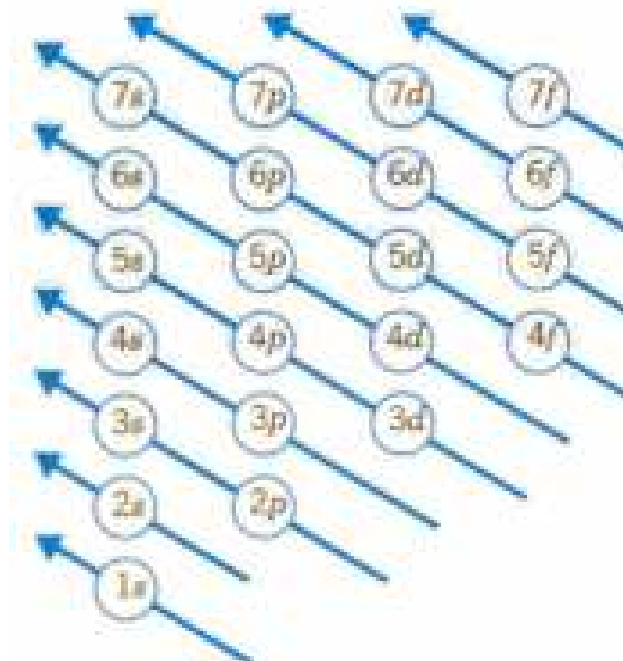
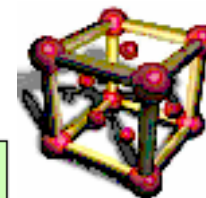


Figura 6.19 Un modo per ricordare come si riempiono i sottolivelli. Iniziare dal fondo e seguendo le frecce diagonali giungere sino al sottolivello desiderato.

TAVOLA PERIODICA

[illegible]

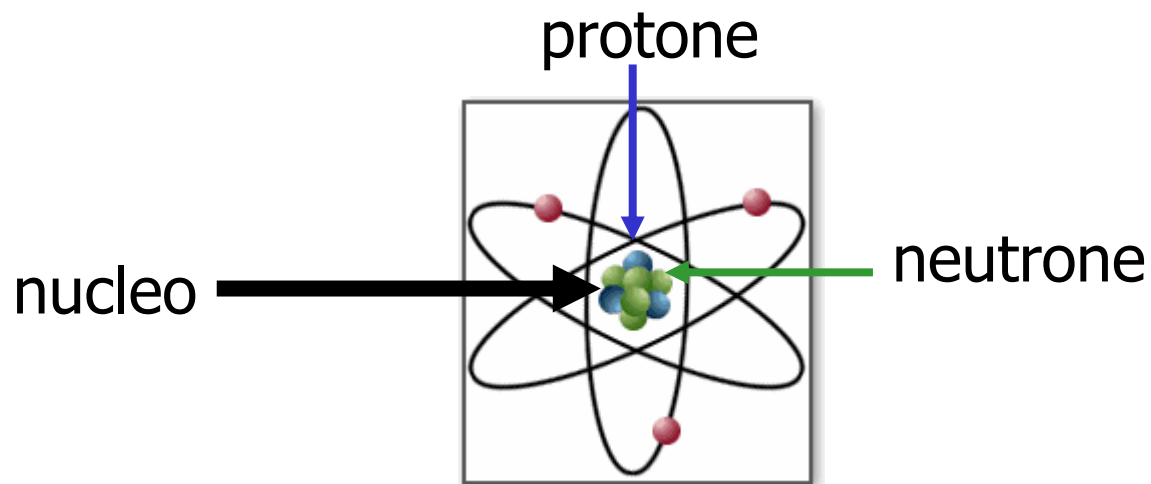
Organizzazione di Mendeleev degli atomi (1865 circa)



CARATTERISTICHE DI UN ATOMO



- Elettroni e nucleo: protoni (particelle elementari con carica +) e neutroni (particelle neutre);
- Z = numero atomico = # protoni
- Numero di massa (A) = # protoni + # neutroni
- Massa (peso) atomica





CARATTERISTICHE DI UN ATOMO



- Masse delle particelle subatomiche piccolissime $\Rightarrow$ utile unità di misura diversa da g o kg:
 - *u.m.a.* = $1.6605665 \times 10^{-24}$ g (1/12 massa ^{12}C)
 - N_A = numero di Avogadro = $1/\text{uma}(\text{g}) = 6.022 \times 10^{23}$
 - *Mole* = un numero di Avogadro di atomi (o molecole)

Particella	massa (g)	massa (uma)	Carica rel.
Elettrone	9.109×10^{-28}	0.0005486	- 1
Protone	1.673×10^{-24}	1.007276	+ 1
Neutrone	1.675×10^{-24}	1.008665	0



CARATTERISTICHE DEGLI ATOMI

- Isotopi: Z è lo stesso, A è diverso

Isotopi dell'O e loro abbondanza naturale

$^{16}\text{O} = 99.76 \% (15.99491)$

$^{17}\text{O} = 0.04 \% (16.99913)$

$^{18}\text{O} = 0.20 \% (17.99916)$

O = 15.9994

16 VIB VIA	
7	8
2,3,4,5	-2
N	O
15.9994	15.9994
-218.79	-218.79
-182.95	-182.95
1.429	1.429
3.44	3.44
13.616	13.616
[He]2s ² 2p ⁴	[He]2s ² 2p ⁴
Oxygen	Oxygen

7 VIIA VIIB																	
Atomic Weight ¹ () indicates most stable or best known isotopes	Group Classifications ⁶																
Melting Point ⁷ , °C	Atomic Number ²																
Boiling Point ⁷ , °C	Oxidation States ³ bold indicates most stable state																
Density ⁸ , g/cm ³ (gases: g/L at 0°C, 1 atm)	Symbol ⁴ black = solid, red = gas, blue = liquid, outline = synthetically prepared																
Electronegativity ⁹	Electronic Configuration ⁵																
First Ionization Potential ¹⁰ , eV	Name ⁴																
<table><tr><td>54.93805</td><td>25</td></tr><tr><td>1246</td><td>2,3,4,6,7</td></tr><tr><td>2081</td><td>Mn</td></tr><tr><td>7.47</td><td></td></tr><tr><td>1.55</td><td></td></tr><tr><td>7.435</td><td></td></tr><tr><td>[Ar]3d⁵4s²</td><td></td></tr><tr><td>Manganese</td><td></td></tr></table>		54.93805	25	1246	2,3,4,6,7	2081	Mn	7.47		1.55		7.435		[Ar]3d ⁵ 4s ²		Manganese	
54.93805	25																
1246	2,3,4,6,7																
2081	Mn																
7.47																	
1.55																	
7.435																	
[Ar]3d ⁵ 4s ²																	
Manganese																	