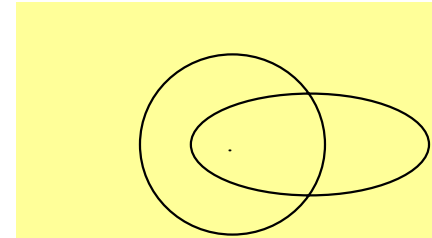


La configurazione elettronica

Modello atomico di Bohr-Sommerfeld (1913)

Legge fondamentale della meccanica classica $\mathbf{F} = \mathbf{m} \mathbf{a}$



$$\mathbf{F}_{\text{Coulomb}} = \frac{1}{4\pi\epsilon^{\circ}} \cdot \frac{\mathbf{q} \mathbf{q}'}{r^2} \quad \mathbf{F}_{\text{centrifuga}} = \mathbf{m} \frac{\mathbf{v}^2}{\mathbf{r}}$$

$\epsilon^{\circ}=8.85 \cdot 10^{-12} \text{ Fm}^{-1}$ (costante dielettrica del vuoto)

$$(1) \quad \frac{\mathbf{e}^2}{\mathbf{r}^2} = \mathbf{m} \frac{\mathbf{v}^2}{\mathbf{r}} \quad \begin{array}{l} \nearrow r = \frac{\mathbf{e}^2}{\mathbf{m} \mathbf{v}^2} \\ \searrow v = \frac{\mathbf{e}}{\sqrt{\mathbf{m} \mathbf{r}}} \end{array}$$

Quantizzazione del momento angolare

$$(2) \quad \mathbf{m} \mathbf{v} \mathbf{r} = \mathbf{n} \frac{\mathbf{h}}{2 \pi}$$

$\mathbf{h}=6.626 \cdot 10^{-34} \text{ J sec}$

Quantizzazione del raggio delle orbite

Dalla (2) $mvr = n \frac{h}{2\pi}$

$$r = \frac{nh}{2\pi mv} \quad \rightarrow \quad r^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m^2 v^2}$$

Sostituendo nella (1) $\frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$

$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} \quad \text{dove } n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

Quantizzazione dell'Energia

$$E = E_{\text{cin.}} + E_{\text{pot.}} = \frac{1}{2} m v^2 - \frac{e^2}{r}$$

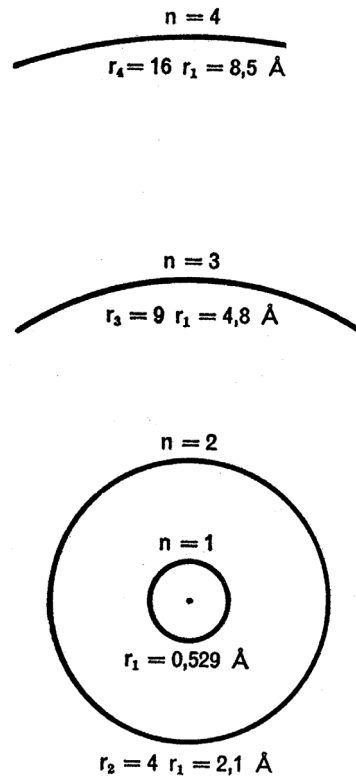
Dalla (1) $\frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$ si ha: $m v^2 = \frac{e^2}{r}$

$$E = \frac{1}{2} \frac{e^2}{r} - \frac{e^2}{r} = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{r}$$

essendo i raggi quantizzati in base alla relazione:

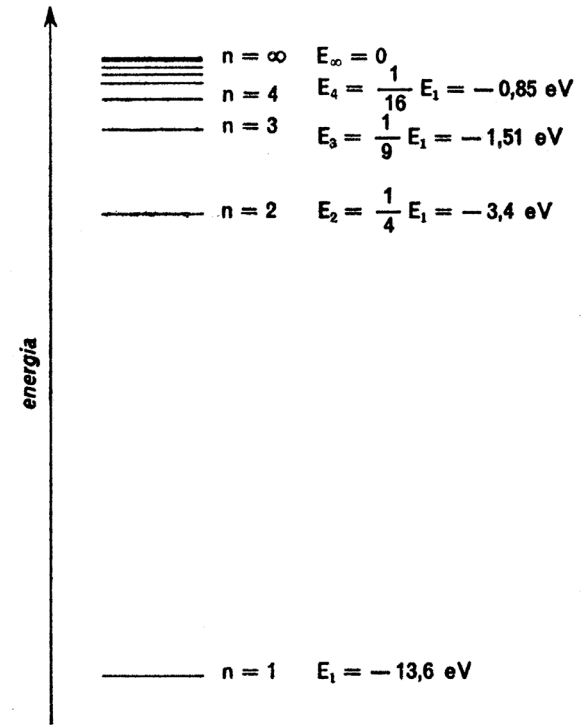
$$r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} \quad \text{dove } n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

$$\mathbf{E_n = - \frac{1}{n^2} \frac{2 \pi^2 m e^4}{h^2}}$$



Raggi delle orbite corrispondenti ai primi quattro stati quantici dell'elettrone dell'atomo di idrogeno secondo il modello di Bohr

$$r_n = n^2 * \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2}$$

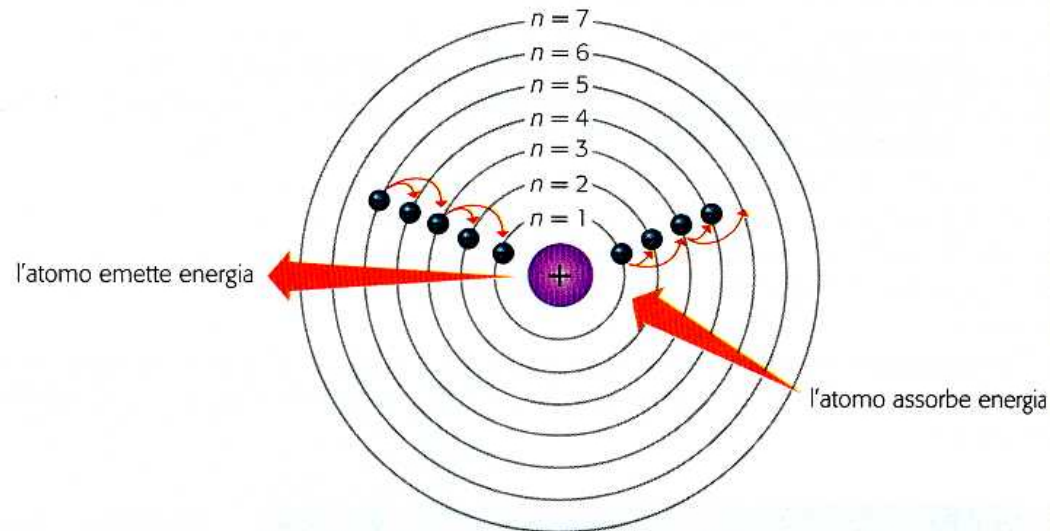


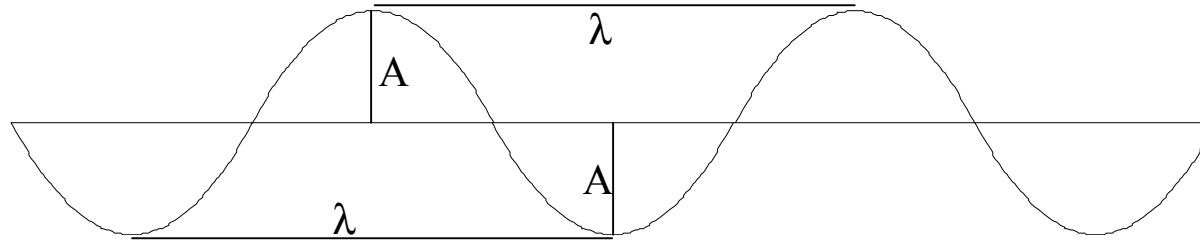
Livelli energetici corrispondenti ai primi stati quantici dell'elettrone dell'atomo di idrogeno secondo il modello di Bohr

$$E_n = -\frac{1}{n^2} * \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2}$$

N. Bohr si rese conto che l'emissione di luce da parte degli atomi doveva avere a che fare con gli elettroni, che ruotavano intorno al nucleo

- Per saltare da un'orbita ad un'altra di livello energetico più alto, l'elettrone deve **assorbire energia**
- Quando l'elettrone cade su un livello di energia inferiore, l'atomo emette una luce caratteristica (**emette energia**)
- L'energia della luce emessa o assorbita è uguale alla differenza fra le energie delle due orbite





A = Ampiezza;

distanza del massimo di una cresta dal livello corrispondente alla posizione di quiete

λ = Lunghezza d'onda;

Distanza tra i due massimi di due creste consecutive ovvero tra due punti in fase

v = Velocità;

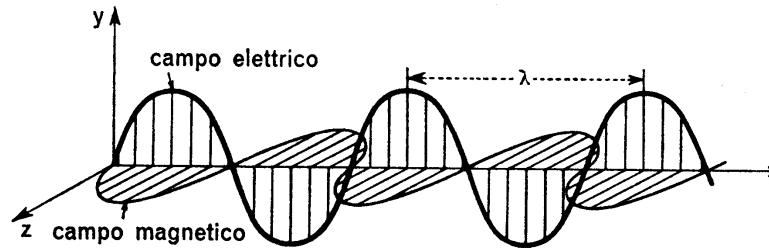
Spazio percorso da una cresta in un dato intervallo di tempo

v = frequenza;

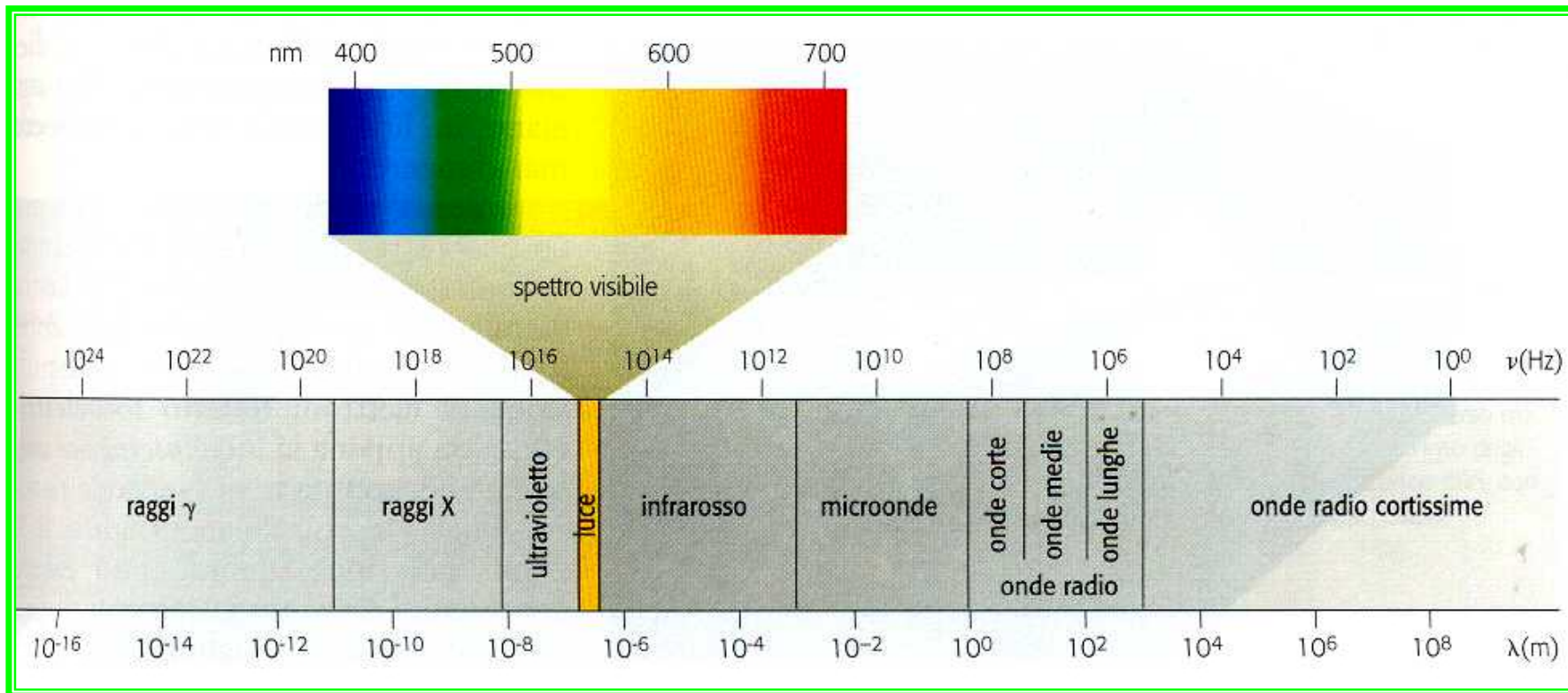
Numero di creste (n) che in un determinato intervallo di tempo (t) passano per un punto dato

$$v = \frac{n}{t} \text{ (dim. sec}^{-1}\text{)} \quad v = \frac{1}{\frac{t}{n}} = \frac{1}{t'} \quad t' = \text{tempo necessario per il transito di } 1 \lambda$$

$$v = \frac{\text{lunghezza d'onda}}{t'} = \frac{\lambda}{t'} = \lambda v \quad \left| \quad \text{frequenza} = \frac{\text{velocità di propagazione}}{\text{lunghezza d'onda}} \rightarrow v = \frac{v}{\lambda} \right.$$



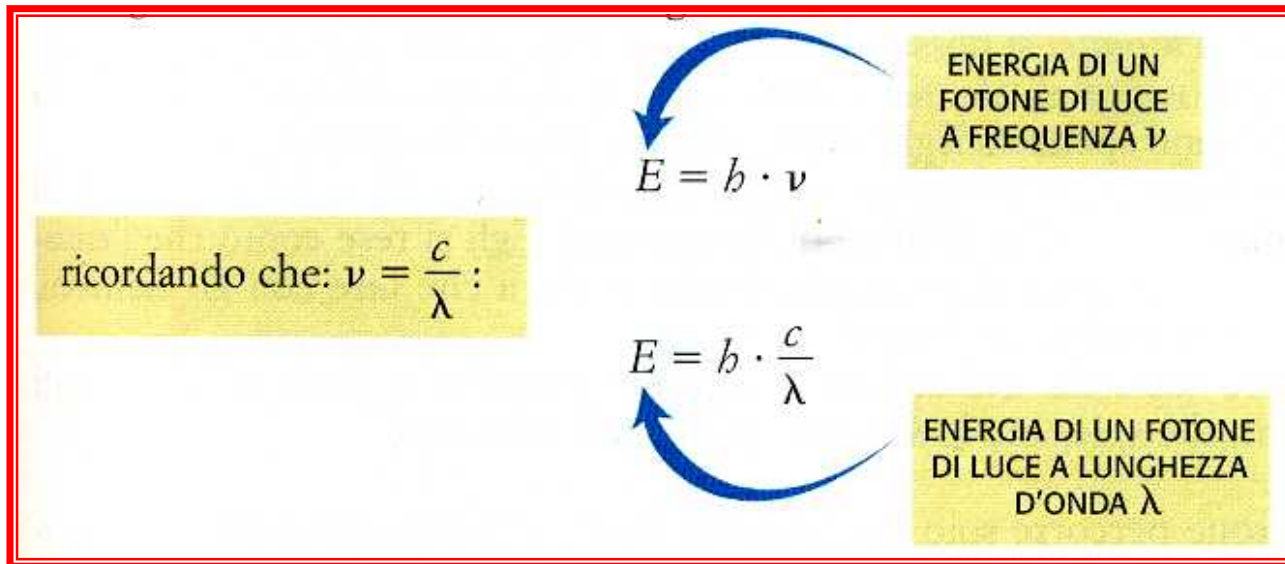
Rappresentazione di un onda elettromagnetica propagantesi nella direzione x.

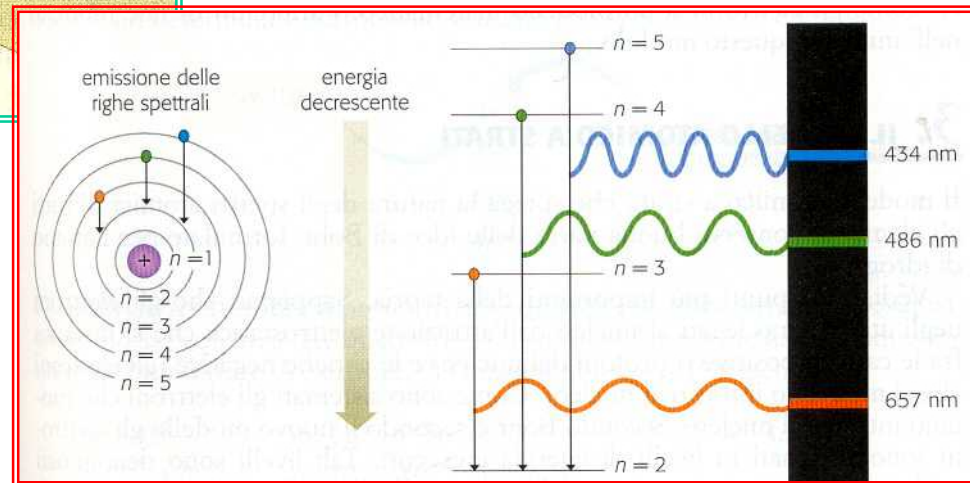
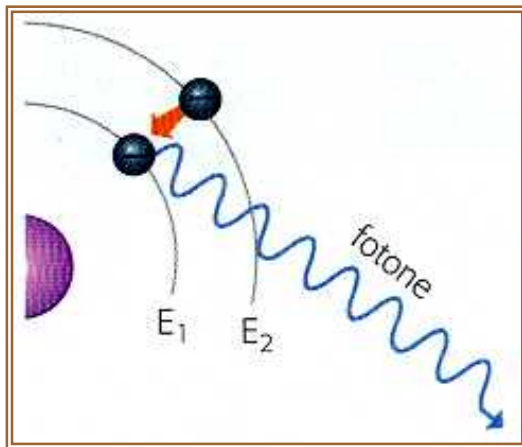
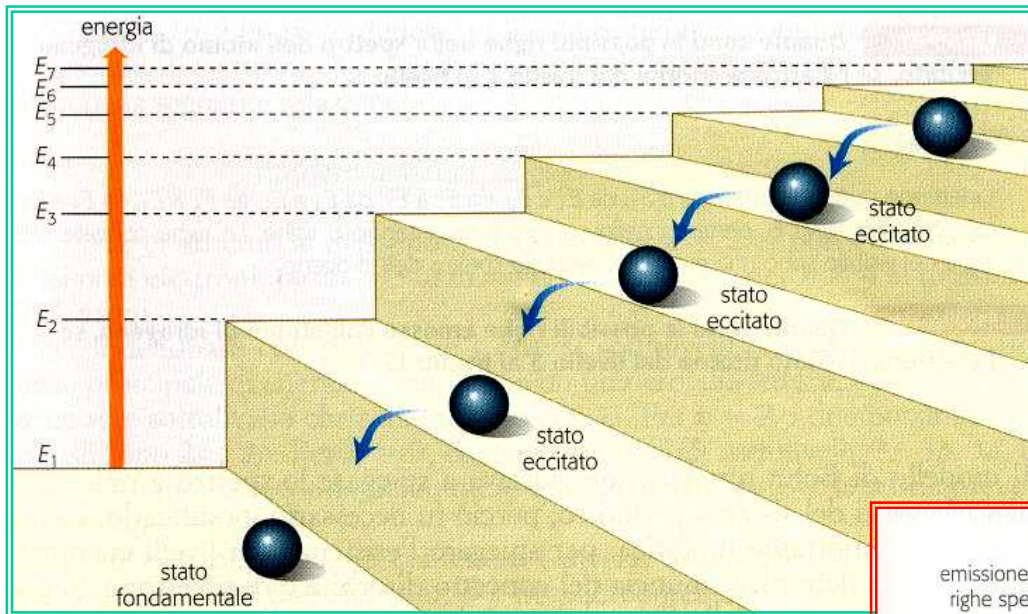


$$v = \frac{c}{\lambda}$$

Velocità della luce:
 $c = \lambda \cdot \nu = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$

Ogni radiazione può essere considerata come un insieme di numerosissime particelle, dette **fotoni**, ognuna con il suo determinato **pacchetto di energia**





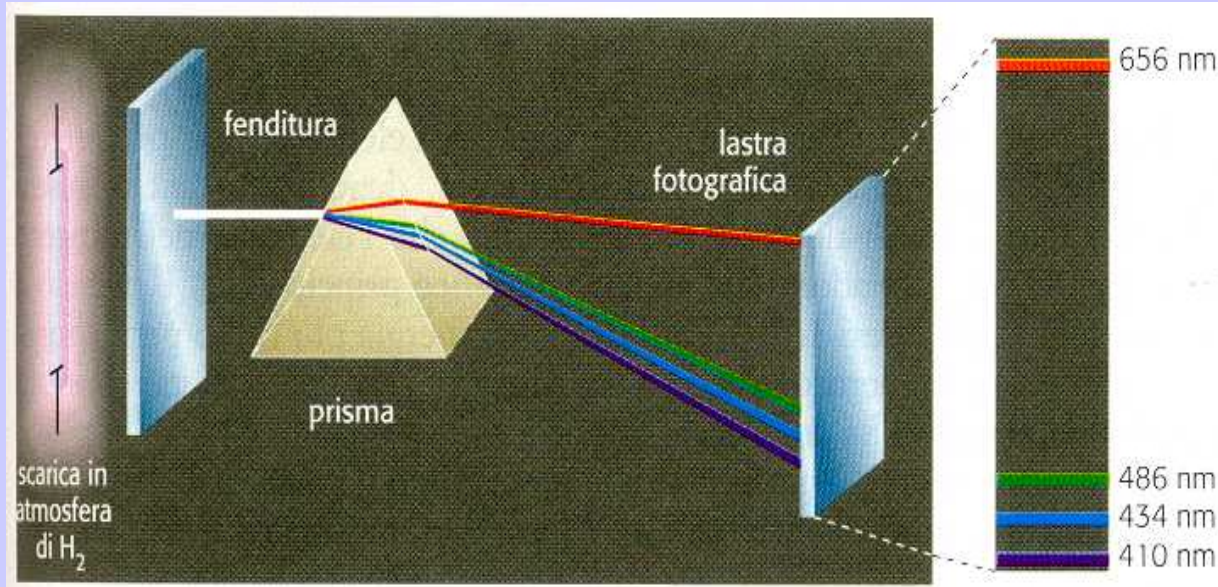
$$\Delta E = E_5 - E_1 = h\nu = 6,6 \times 10^{-34} \text{ Js} \times \nu \text{ (in s}^{-1}\text{)} = \text{energia di 1 fotone}$$

FREQUENZA DEL FOTONE EMESSE

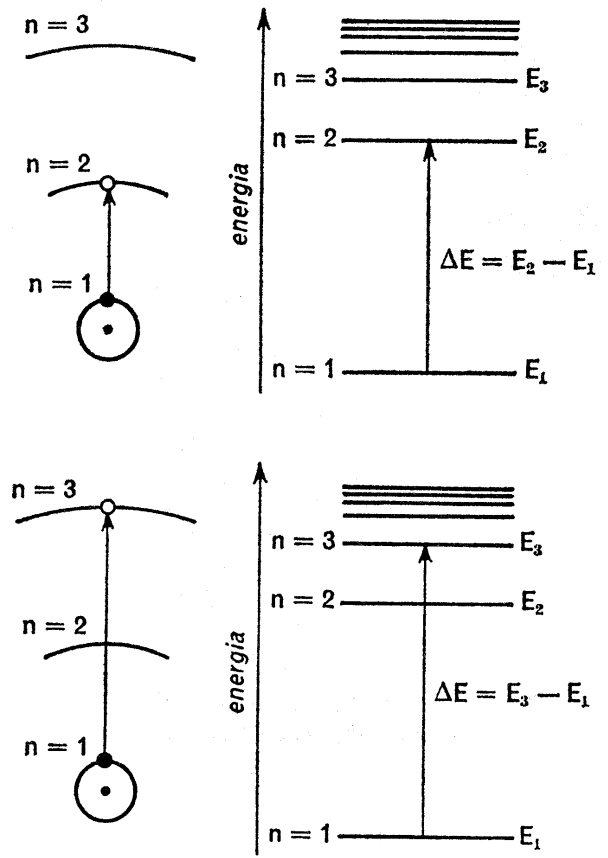
ENERGIA DEL FOTONE EMESSE

Spettri atomici

Spettro a righe dell'idrogeno

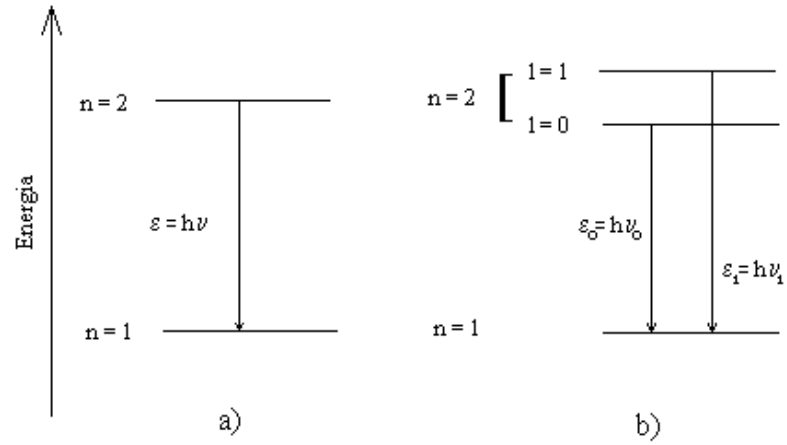


- Ogni atomo emette uno spettro caratteristico formato da una serie di righe
- Gli spettri atomici si possono usare come un'impronta digitale per riconoscere gli elementi

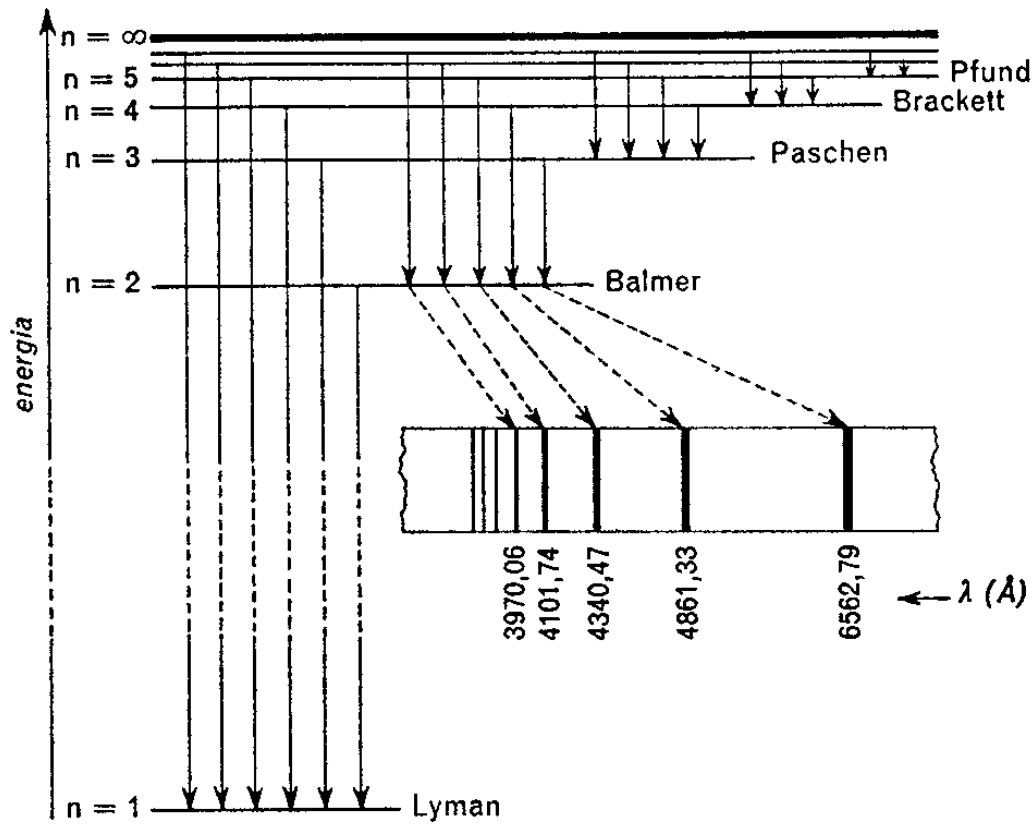


Transizione elettroniche nell'eccitazione di un atomo per assorbimento di energia

$$\varepsilon = h\nu \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$



a) Una riga spettrale di frequenza ν (secondo Bohr)
 b) doppietto di frequenze ν_0 e ν_1 (secondo Sommerfeld)



$$\varepsilon = h\nu$$

$$\nu = c/\lambda$$

$$\varepsilon = h c/\lambda$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$$

Transizioni elettroniche e serie di righe caratteristiche dello spettro dell'atomo d'idrogeno.

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, n$$

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$$

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3 \dots \pm l$$

$$M_s = \pm 1/2$$

(numero quantico principale)

(numero quantico angolare)

(numero quantico magnetico)

(numero quantico di spin)

Tabella 1

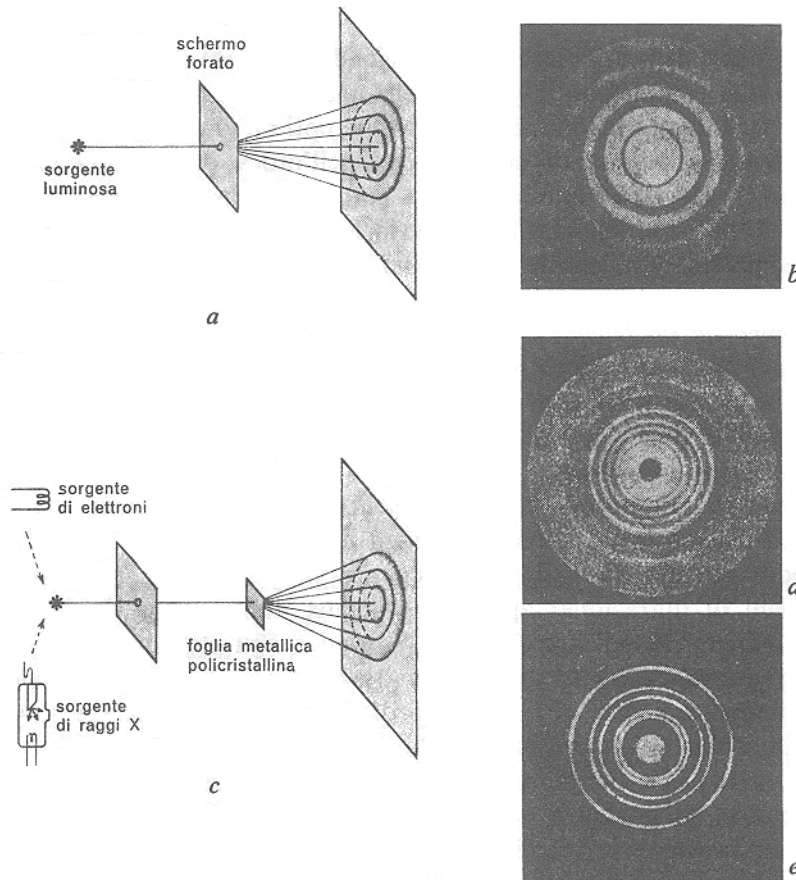
n	I				II		III
	l	m	m_s				
1	0	0	$\pm 1/2$	$e_{100^{1/2}}$	$e_{100^{-1/2}}$	2	
2	0	0	$\pm 1/2$	$e_{200^{1/2}}$	$e_{200^{-1/2}}$	8	
		-1	$\pm 1/2$	$e_{21-1^{1/2}}$	$e_{21-1^{-1/2}}$		
	1	0	$\pm 1/2$	$e_{210^{1/2}}$	$e_{210^{-1/2}}$		
		+1	$\pm 1/2$	$e_{211^{1/2}}$	$e_{211^{-1/2}}$		
3	0	0	$\pm 1/2$	$e_{300^{1/2}}$	$e_{300^{-1/2}}$	18	
		-1	$\pm 1/2$	$e_{31-1^{1/2}}$	$e_{31-1^{-1/2}}$		
		1	0	$\pm 1/2$	$e_{310^{1/2}}$		$e_{310^{-1/2}}$
			+1	$\pm 1/2$	$e_{311^{1/2}}$		$e_{311^{-1/2}}$
	2	-2	$\pm 1/2$	$e_{32-2^{1/2}}$	$e_{32-2^{-1/2}}$		
		-1	$\pm 1/2$	$e_{32-1^{1/2}}$	$e_{32-1^{-1/2}}$		
		0	$\pm 1/2$	$e_{320^{1/2}}$	$e_{320^{-1/2}}$		
		+1	$\pm 1/2$	$e_{321^{1/2}}$	$e_{321^{-1/2}}$		
	+2	$\pm 1/2$	$e_{322^{1/2}}$	$e_{322^{-1/2}}$			

I) Valori dei numeri quantici: principale (n), angolare (l), magnetico (m), di spin (m_s).

II) Stati possibili per l'elettrone (ad es. $e_{320 \ 1/2}$ rappresenta l'elettrone caratterizzato dai numeri quantici $n = 3$; $l = 2$; $m = 0$; $m_s = 1/2$; si legge «e, tre, due, zero, un mezzo»).

III) Numero massimo ($2n^2$) degli elettroni che possono esistere nei livelli $n = 1$, $n = 2$, $n = 3$.

Esperienza di Davison e Germer



Diffrazione di un fascio di raggi luminosi al passaggio attraverso un piccolo foro (a,b) e diffrazione di un fascio di raggi X (c,d) e di un fascio di elettroni (c,e) al passaggio attraverso una sottile foglia di argento policristallino

Per i fotoni Planck – Einstein avevano scritto:

$$\varepsilon = h\nu = mc^2 \quad \text{ed essendo} \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

$$\frac{hc}{\lambda} = mc^2$$

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Le onde di De Broglie

$$\lambda = \frac{h}{m v}$$

h = costante di Planck $6.626 \cdot 10^{-34}$ j sec

λ = lunghezza d'onda

m = massa

v = velocità

Onde di De Broglie associate a diversi tipi di particelle

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \text{In cui } h = 6.6262 \cdot 10^{-34} \text{ j sec}$$

Particella	m (g)	v cm/sec	λ (Å)
Elettrone lento	$9.1 \cdot 10^{-28}$	1	$7.3 \cdot 10^8$
Elettrone lento	$9.1 \cdot 10^{-28}$	100	$7.3 \cdot 10^6$
Elettrone accelerato da 100 Volt	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^8$	1.2
Elettrone accelerato da 10000 Volt	$9.1 \cdot 10^{-28}$	$5.9 \cdot 10^9$	0.12
Protone accelerato da 100 Volt	$1.67 \cdot 10^{-24}$	$1.38 \cdot 10^7$	0.029
Molecola di H ₂ a 200 °C	$3.3 \cdot 10^{-24}$	$2.4 \cdot 10^5$	0.82
Particella α emessa da un nucleo di Ra	$6.6 \cdot 10^{-24}$	$1.51 \cdot 10^9$	$6.6 \cdot 10^{-5}$
Sfera di 1/1000 di mg (1 μ g), v = 1cm/sec	10^{-6}	1	$6.6 \cdot 10^{-13}$
Sfera di 1g alla velocità di v = 1cm/sec	1	1	$6.6 \cdot 10^{-19}$

Equazione di Schrödinger (1927)

Equazione che descrive la propagazione di un onda è:

$$\frac{\delta^2 f}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 f}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 f}{\delta z^2} = \frac{1}{v^2} \frac{\delta^2 f}{\delta t^2}$$

(equazione generale delle onde)

f è una funzione delle coordinate x, y, z e del t

v è la velocità di propagazione dell'onda

Le onde associate agli elettroni nel loro movimento intorno al nucleo sono onde stazionarie.

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi = 0$$

Dove ψ è la funzione d'onda e λ è la lunghezza d'onda. Usando la relazione di De Broglie ($\lambda = h/mv$), e dal momento che l'equazione d'onda permette di calcolare i valori degli stati energetici dell'atomo e quindi $E_{\text{tot}} = E_{\text{cin}} + E_{\text{pot}}$

$1/2mv^2 = E_{\text{tot}} - E_{\text{pot}}$ si ha

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E_{\text{tot}} - E_{\text{pot}}) \psi = 0$$

Dal punto di vista matematico esistono infinite funzioni d'onda (Ψ) che sono soluzioni dell'equazione di Schrödinger, ma dal punto di vista fisico solo alcune di queste possono essere accettate e cioè:

- 1) ψ Deve essere continua e finita ad un solo valore in ogni punto dello spazio e all'infinito tende a zero
- 2) ψ Deve soddisfare alla condizione di normalizzazione, cioè la probabilità di trovare l'elettrone, in tutto lo spazio attorno al nucleo, deve essere unitaria

$$\int_x \int_y \int_z \psi^2 dV = 1$$

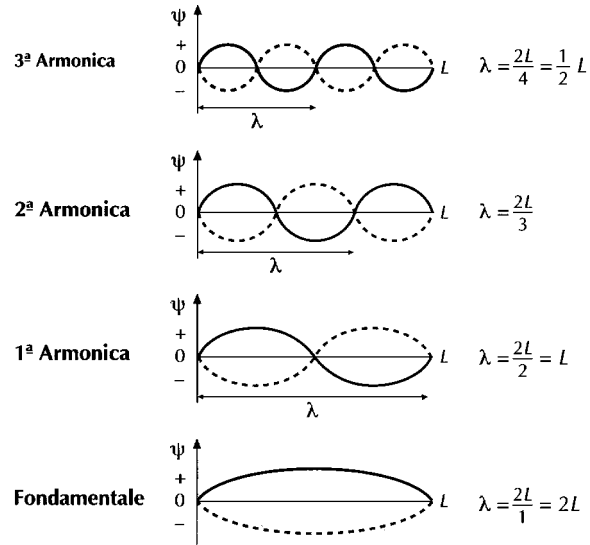
Tabella delle funzioni $\psi_{n l m m_s}$

Tabella 2

I			II	III	IV	V	
n	l	m					
1	0	0	ψ_{100}	1 orbitale $1s$	1	2	
2	0	0	ψ_{200}	1 orbitale $2s$	4	8	
		1	ψ_{21-1}	3 orbitali $2p$			
	0	ψ_{210}					
	+1	ψ_{211}					
3	0	0	ψ_{300}	1 orbitale $3s$	9	18	
		1	-1	ψ_{31-1}			3 orbitali $3p$
			0	ψ_{310}			
	+1	ψ_{311}					
	2	-2	-2	ψ_{32-2}			5 orbitali $3d$
			-1	ψ_{32-1}			
		0	ψ_{320}				
		+1	ψ_{321}				
		+2	ψ_{322}				

- I) Valori dei numeri quantici.
- II) Orbitali possibili per ciascun valore di n .
- III) Numero e tipo di orbitali possibili per ciascun valore di n .
- IV) Numero totale di orbitali possibili per ciascun valore di n .
- V) Numero massimo di elettroni per ciascun valore di n .

Punto di contatto tra la teoria ondulatoria e la teoria Bohr



$$n\lambda = 2\pi r$$

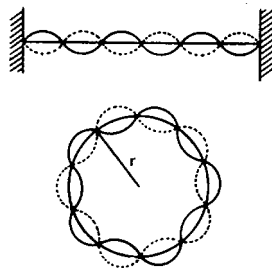
Introducendo la relazione di De Broglie $\lambda = \frac{h}{mv}$

$$n \frac{h}{mv} = 2\pi r$$

Da cui

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

Quantizzazione di Bohr

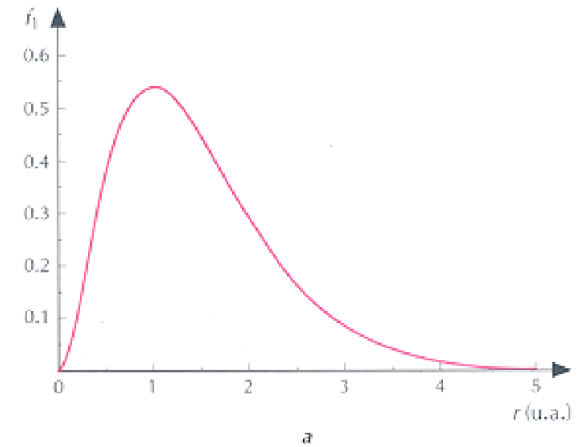
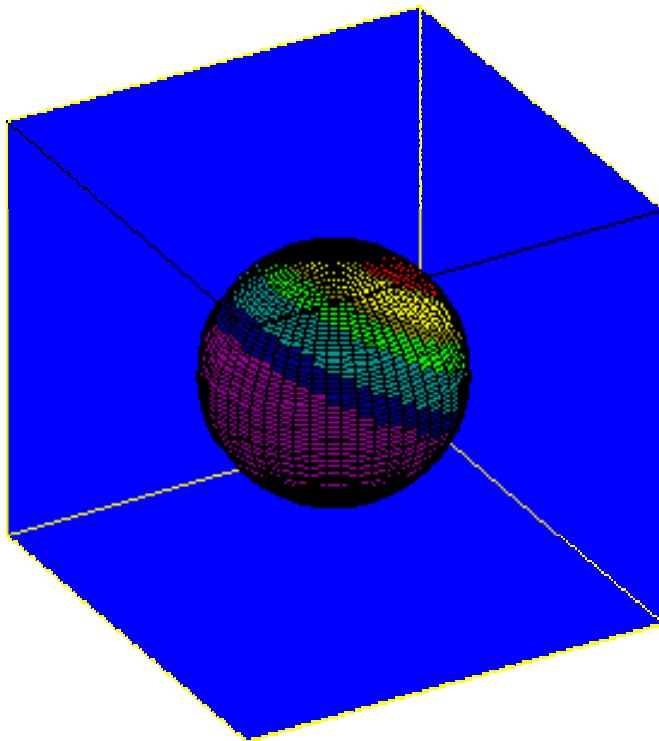
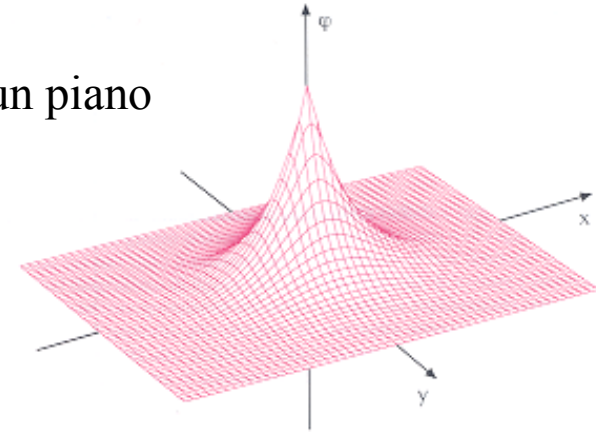


Orbitale di tipo s ($n = 1, 2, 3, \dots$; $l = 0$; $m = 0$)

La funzione orbitale φ in un piano

La probabilità di trovare l'elettrone entro una sfera di raggio r è pari a:

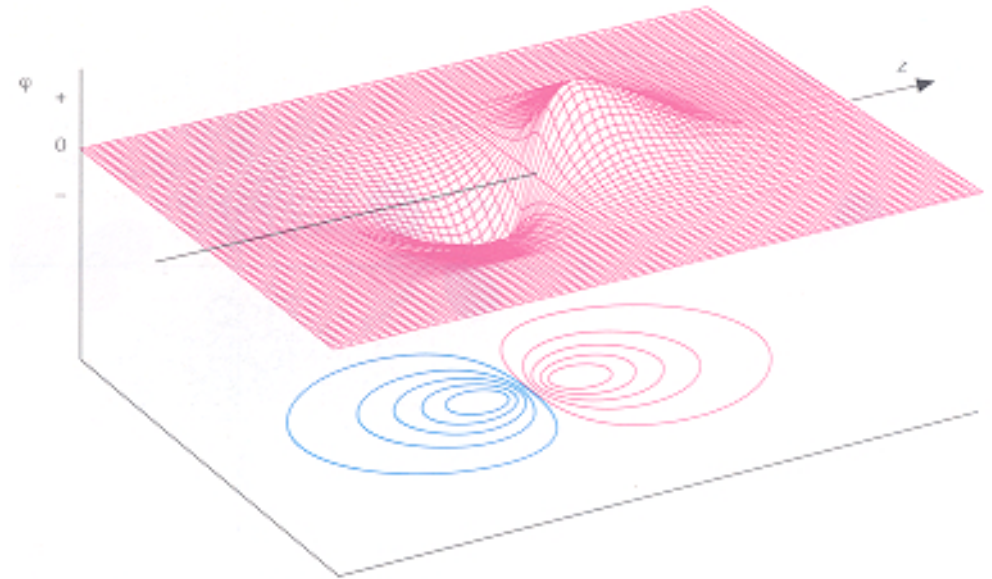
$$P = \int_0^r 4\pi r^2 \Psi^2 dr$$



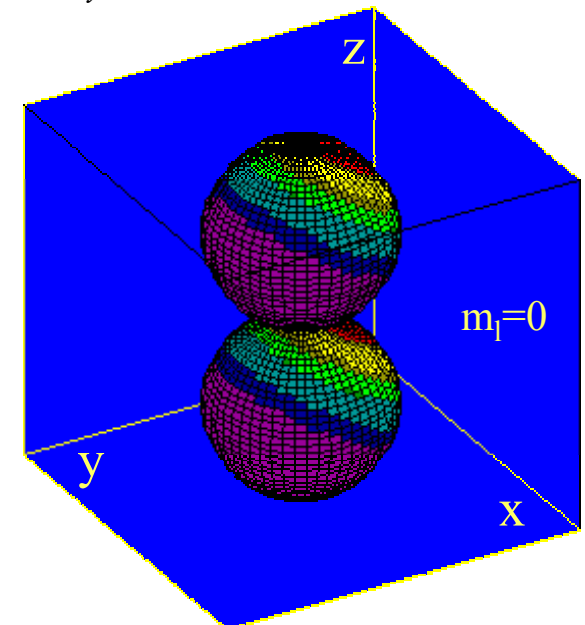
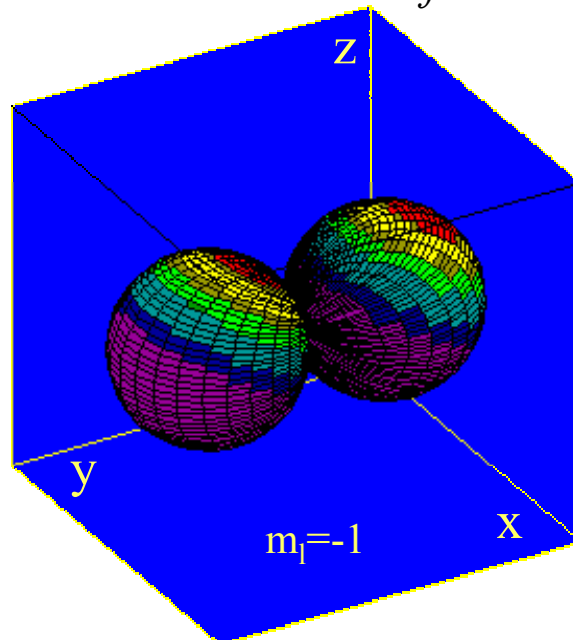
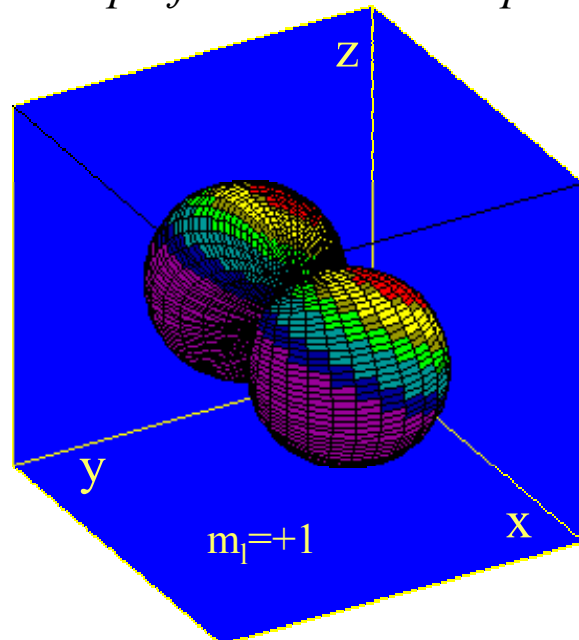
Superficie di contorno per un valore costante della funzione

Orbitale di tipo p (n = 2,3... ; l = 1 ; m = -1, 0, +1)

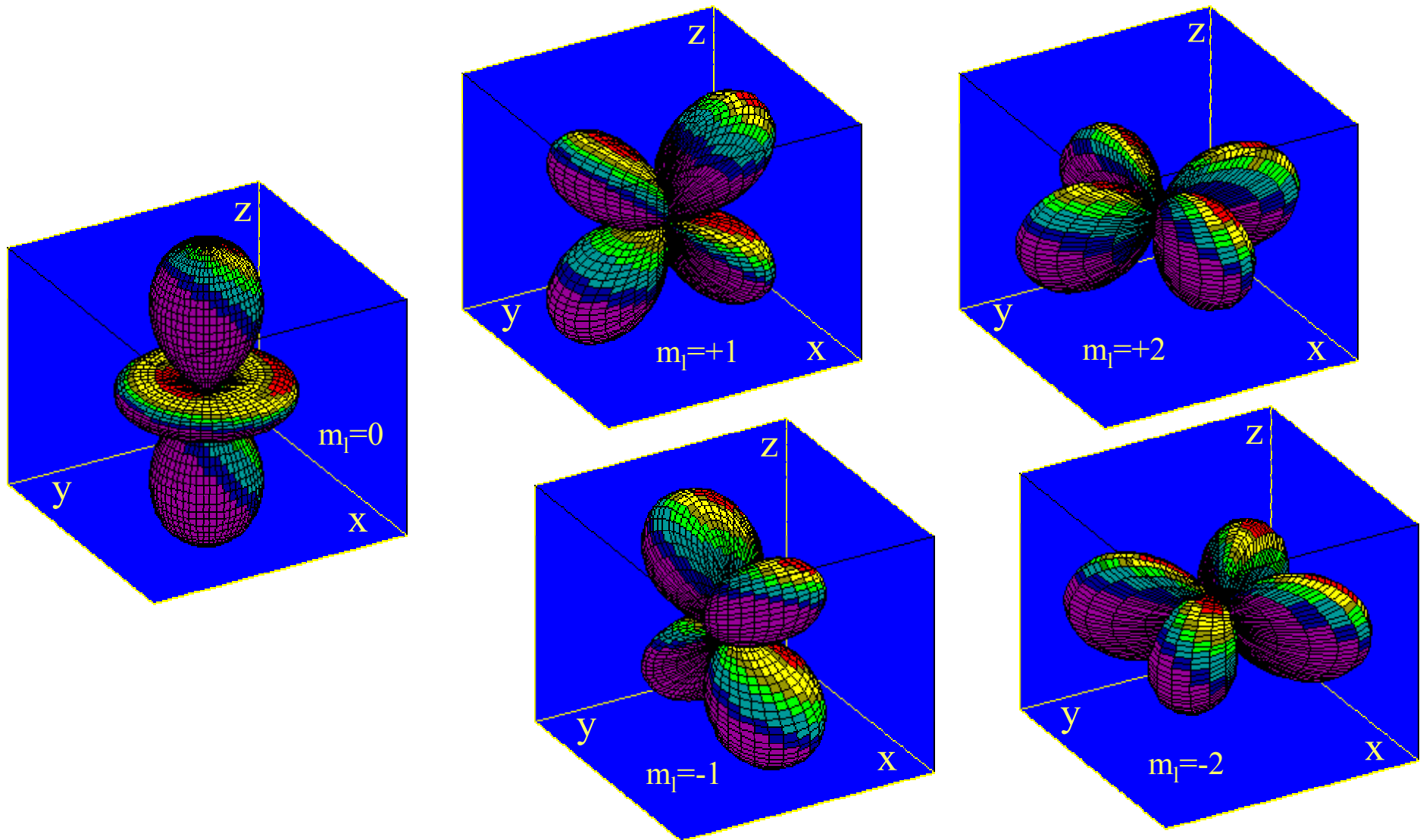
La funzione $2 p_z$ in un piano passante per l'asse z



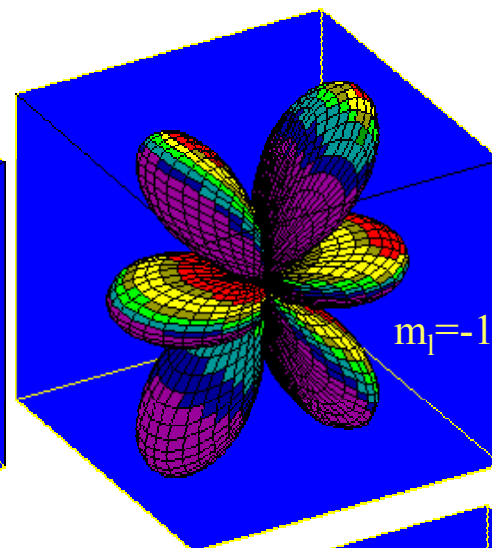
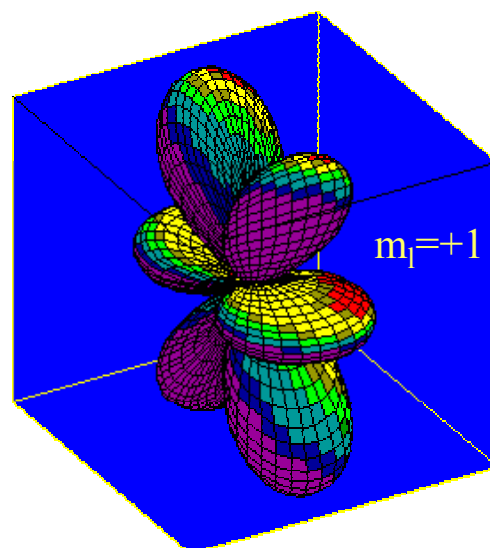
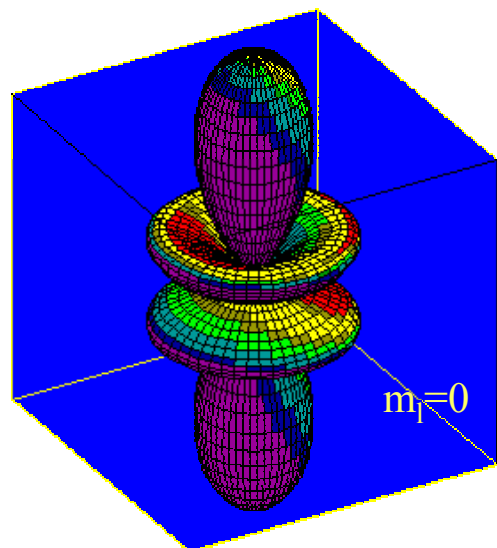
Superficie di contorno per un valore costante della funzione p_x, p_y, p_z ,



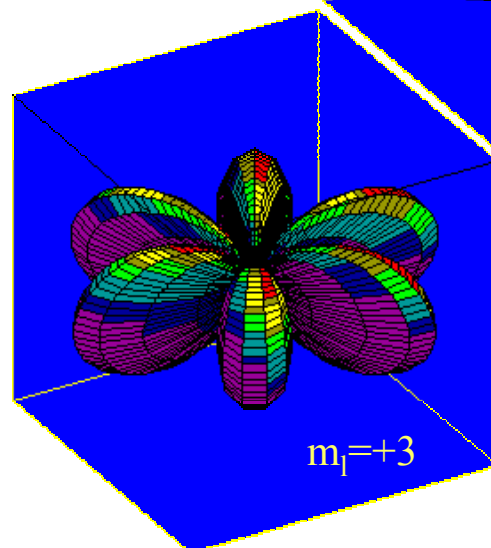
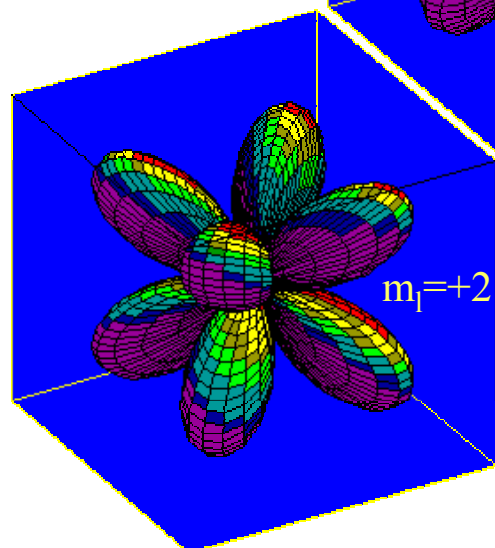
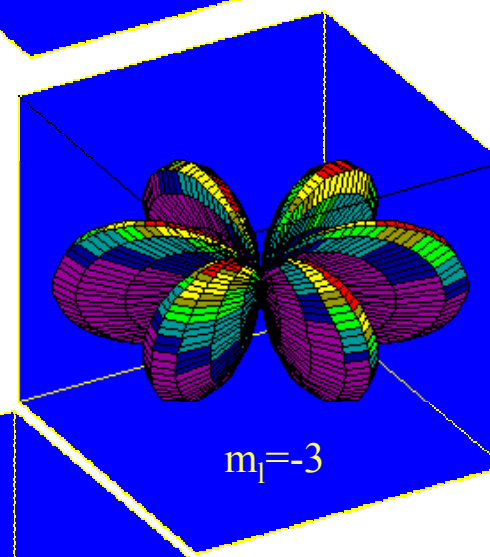
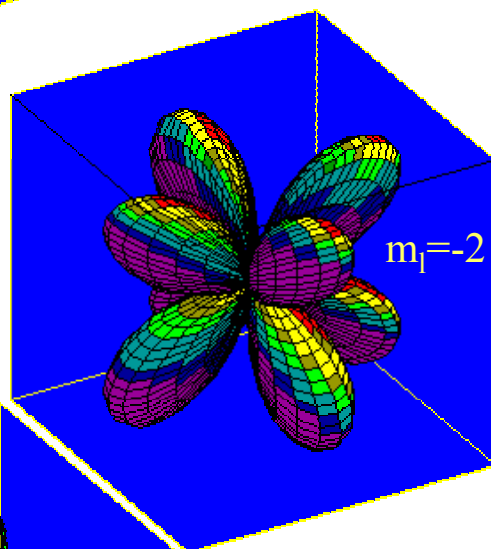
Orbitale di tipo d ($n = 3, 4, \dots$; $l = 2$; $m = -2, -1, 0, +1, +2$)

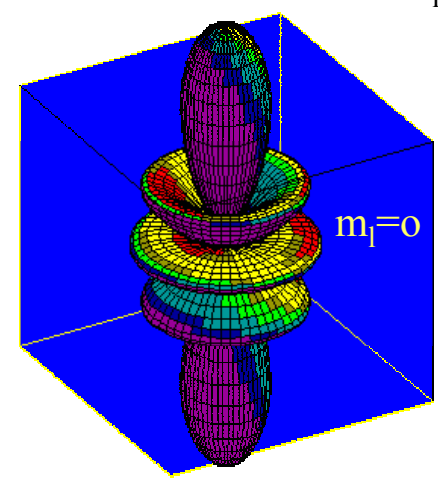
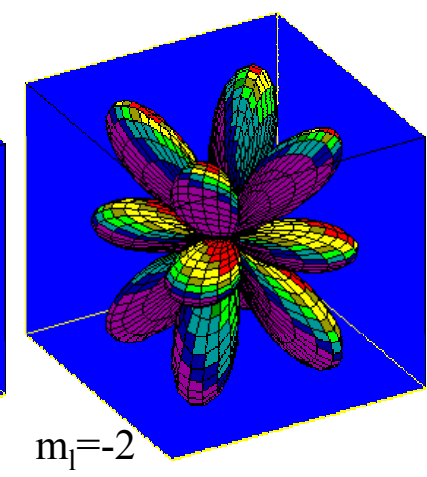
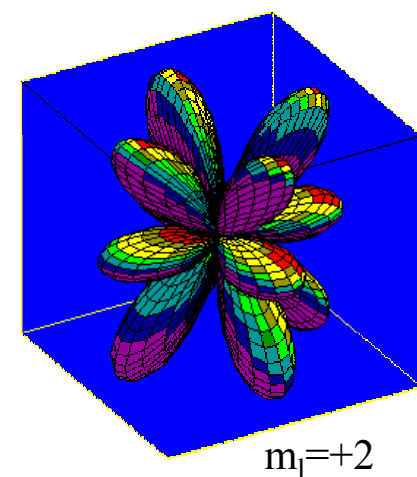
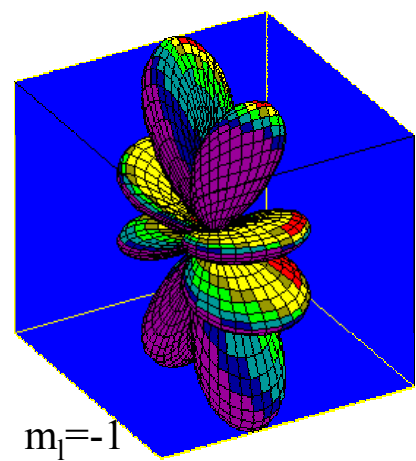
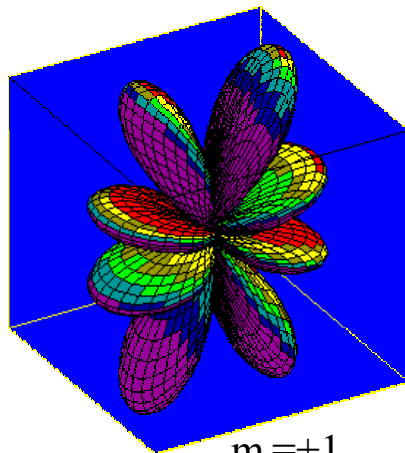


Superficie di contorno per un valore costante della funzione $d z^2$, $d xz$, $d yz$, $d xy$ e $d x^2-y^2$

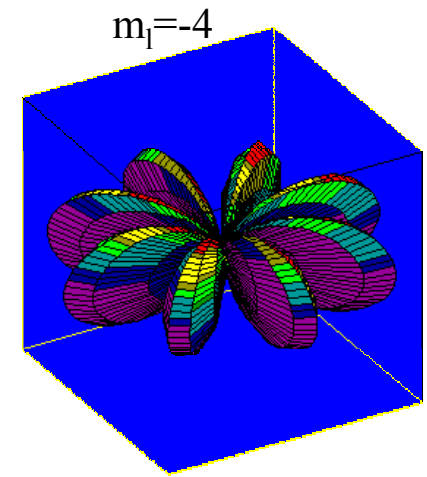
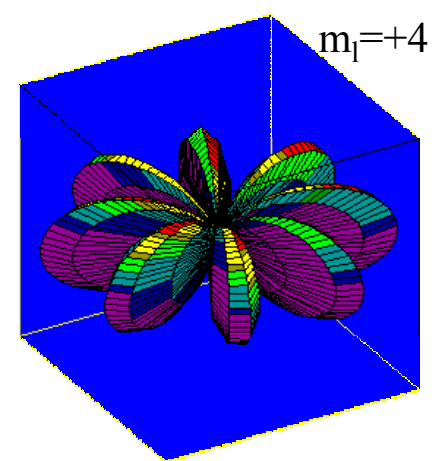
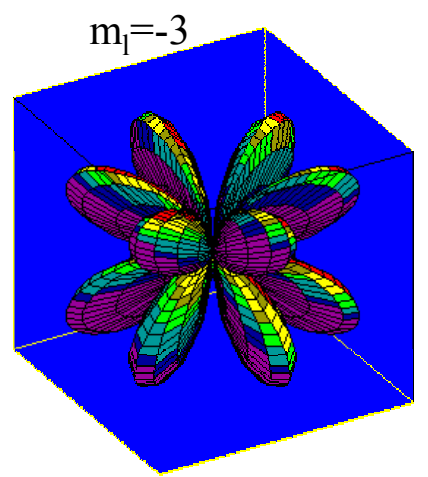
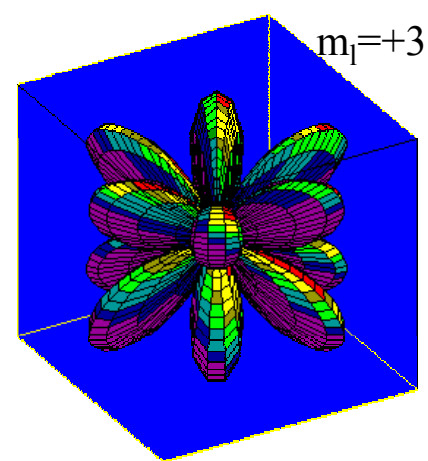


Orbitale di tipo f

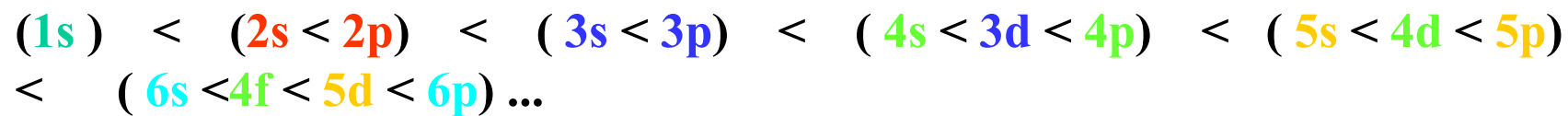
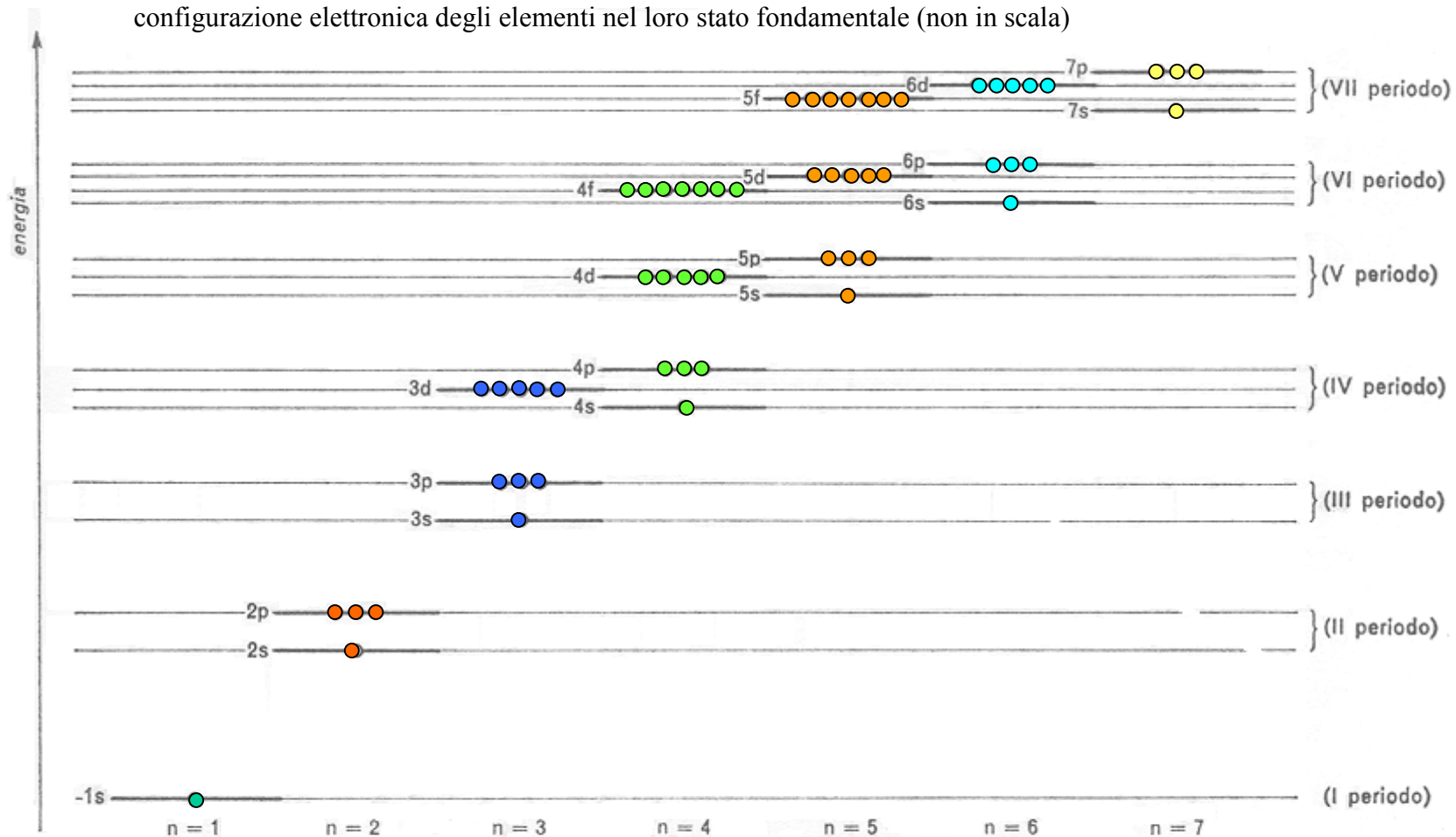




Orbitale di tipo g

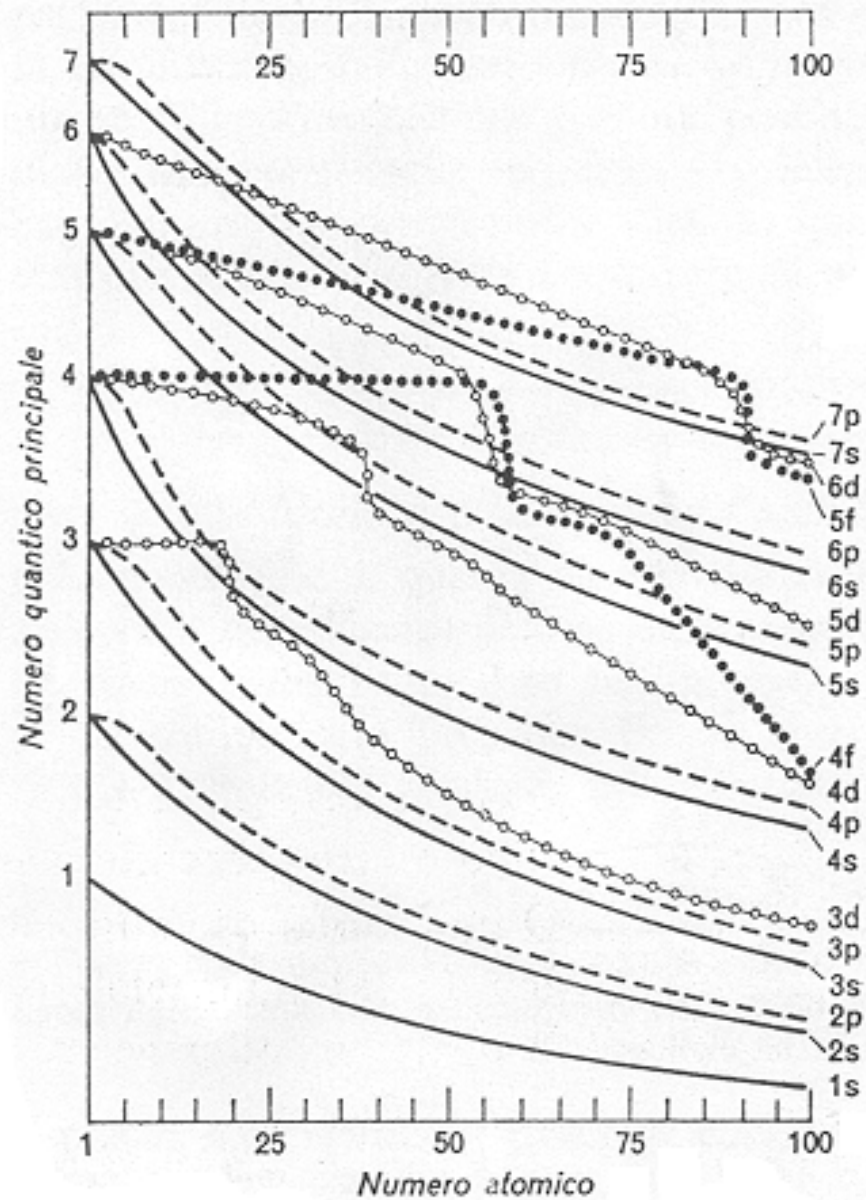


Schema di successione dei livelli energetici degli orbitali la cui progressiva saturazione determina la configurazione elettronica degli elementi nel loro stato fondamentale (non in scala)



Costruzione della configurazione elettronica dei vari atomi

Z	Simbolo	Conf.Elettronica	Simbolismo		
1	H	1s ¹		\uparrow	
2	He	1s ²		$\uparrow\downarrow$	= [He]
3	Li	1s ² 2s ¹ oppure [He]2s ¹	[He]	\uparrow	
4	Be	[He]2s ²	[He]	$\uparrow\downarrow$	
5	B	[He]2s ² 2p ¹	[He]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \square \square
6	C	[He]2s ² 2p ²	[He]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \square
7	N	[He]2s ² 2p ³	[He]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow
8	O	[He]2s ² 2p ⁴	[He]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
9	F	[He]2s ² 2p ⁵	[He]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
10	Ne	[He]2s ² 2p ⁶	[He]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ = [Ne]
11	Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ oppure [Ne]2s ¹	[Ne]	\uparrow	
12	Mg	[Ne]3s ²	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	
13	Al	[Ne]3s ² 3p ¹	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \square \square
14	Si	[Ne]3s ² 3p ²	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \square
15	P	[Ne]3s ² 3p ³	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	\uparrow \uparrow \uparrow
16	S	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
17	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
18	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶	[Ne]	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ = [Ar]



Variatione dei livelli energetici degli orbitali atomici al crescere del numero atomico Z (non in scala)

Tavola Periodica degli Elementi

1 H																	2 He																												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																												
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																												
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																												
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun																																				
<table border="1"> <tr> <td>58 Ce</td> <td>59 Pr</td> <td>60 Nd</td> <td>61 Pm</td> <td>62 Sm</td> <td>63 Eu</td> <td>64 Gd</td> <td>65 Tb</td> <td>66 Dy</td> <td>67 Ho</td> <td>68 Er</td> <td>69 Tm</td> <td>70 Yb</td> <td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td> <td>91 Pa</td> <td>92 U</td> <td>93 Np</td> <td>94 Pu</td> <td>95 Am</td> <td>96 Cm</td> <td>97 Bk</td> <td>98 Cf</td> <td>99 Es</td> <td>100 Fm</td> <td>101 Md</td> <td>102 No</td> <td>103 Lr</td> </tr> </table>																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																

Legenda

Li Solidi	Cs Liquidi	Ar Gas	No Artificiali
Metalli Alcalini	Metalli alcalino terrosi	Metalli di Transizione	Terre Rare
Altri metalli	Gas nobili	Alogeni	Non metalli

La linea rossa divide i metalli (in basso a sinistra) da i non metalli (in alto a destra).

H o 0,3																		He ○ 0,93					
Li ○ 1,23	Be ○ 1,05																	B ○ 0,88	C ○ 0,77	N ○ 0,70	O ○ .66	F ○ .64	Ne ○ 1,12
Na ○ 1,86	Mg ○ 1,60																	Al ○ 1,43	Si ○ 1,17	P ○ 1,10	S ○ 1,04	Cl ○ 0,99	Ar ○ 1,54
K ○ 2,31	Ca ○ 1,97	Sc ○ 1,60	Ti ○ 1,46	V ○ 1,31	Cr ○ 1,25	Mn ○ 1,29	Fe ○ 1,26	Co ○ 1,25	Ni ○ 1,24	Cu ○ 1,28	Zn ○ 1,33	Ga ○ 1,22	Ge ○ 1,22	As ○ 1,21	Se ○ 1,17	Br ○ 1,14	Kr ○ 1,69						
Rb ○ 2,44	Sr ○ 2,15	Y ○ 1,80	Zr ○ 1,57	Nb ○ 1,41	Mo ○ 1,36	Tc ○ 1,31	Ru ○ 1,33	Rh ○ 1,34	Pd ○ 1,38	Ag ○ 1,44	Cd ○ 1,49	In ○ 1,62	Sn ○ 1,4	Sb ○ 1,41	Te ○ 1,37	I ○ 1,33	Xe ○ 1,90						
Cs ○ 2,62	Ba ○ 2,17	La ○ 1,88	Hf ○ 1,57	Ta ○ 1,43	W ○ 1,37	Re ○ 1,37	Os ○ 1,34	Ir ○ 1,35	Pt ○ 1,38	Au ○ 1,44	Hg ○	Tl ○ 1,71	Pb ○ 1,75	Bi ○ 1,46	Po ○ 1,4	At ○ 1,4	Rn ○ 2,2						
Fr ○ 2,7	Ra ○ 2,20	Ac ○ 2,0																					

Raggi atomici degli elementi (in Å) (tavola di Campbell, semplificata).

Energie di ionizzazione degli elementi dei primi tre periodi.

Elemento	Configurazione elettronica			Energie di ionizzazione (volt-elettroni)							
	1 <i>s</i>	2 <i>s p</i>	3 <i>s p</i>	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H	1			13,6							
He	2			24,6	54,4						
Li	2	1		5,4	75,6	122,4					
Be	2	2		9,3	18,2	153,9	217,7				
B	2	2·1		8,3	25,1	37,9	259,3	340,1			
C	2	2·2		11,3	24,4	47,9	64,5	392,0	489,8		
N	2	2·3		14,5	29,6	47,4	77,5	97,9	551,9	666,8	
O	2	2·4		13,6	35,1	54,9	77,4	113,9	138,1	739,1	871,1
F	2	2·5		17,4	35,0	62,6	87,2	114,2	157,1	185,1	953,6
Ne	2	2·6		21,6	41,1	64,0	97,2	126,4	157,9		
Na	2	2·6	1	5,1	47,3	71,7	98,9	138,6	172,4	208,4	264,2
Mg	2	2·6	2	7,6	15,0	80,1	109,3	141,2	186,9	225,3	266,0
Al	2	2·6	2·1	6,0	18,8	28,4	120,0	153,8	190,4	241,9	285,1
Si	2	2·6	2·2	8,1	16,3	33,4	45,1	166,7	205,1	246,4	303,9
P	2	2·6	2·3	11,0	19,7	30,2	51,4	65,0	220,4	263,3	309,3
S	2	2·6	2·4	10,4	23,4	35,0	47,3	72,5	88,0	281,0	328,8
Cl	2	2·6	2·5	13,0	23,8	39,9	53,5	67,8	96,7	114,3	348,3
Ar	2	2·6	2·6	15,8	27,6	40,9	59,8	75,0	91,3	124,0	143,5

Proprietà generali degli elementi e classificazione periodica.

