

LA STRUTTURA DEGLI ATOMI

GLI SPETTRI ATOMICI DI EMISSIONE

Spettro atomico = insieme delle **righe spettrali** derivanti dall'emissione di energia provocata dall'interazione delle **radiazioni elettromagnetiche** con gli atomi $\Rightarrow$ informazioni dell'organizzazione degli elettroni negli atomi



(a) litio (Li)



(b) sodio (Na)



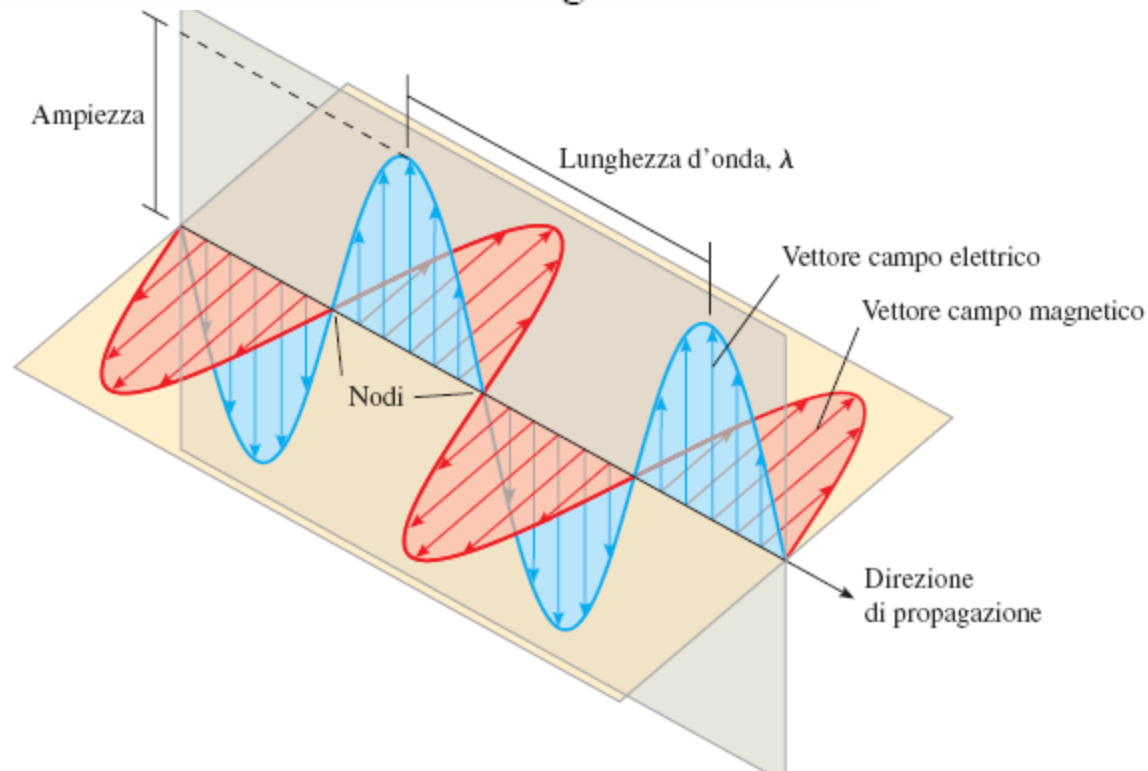
(c) potassio (K)



(d) rubidio (Rb)

LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

Radiazione elettromagnetica = **energia** che si propaga per mezzo di un campo elettrico ed uno magnetico che oscillano perpendicolari alla direzione di propagazione dell'energia.



lunghezza d'onda λ

distanza tra due punti identici di onde adiacenti
(nm)

frequenza ν

numero di creste che passano in un determinato
punto nell'unità di tempo
(Hz = 1 ciclo al secondo = s^{-1})

LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

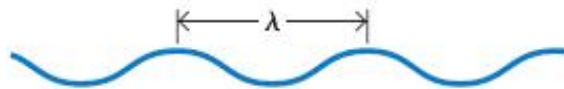
La radiazione elettromagnetica si muove nel vuoto con una velocità $c = 3.00 \times 10^8$ m/s uguale per tutte le lunghezze d'onda. La **lunghezza d'onda** (λ) e la **frequenza** (ν) della radiazione sono correlate tra loro e precisamente a lunghezze d'onda brevi corrispondono frequenze elevate mentre a lunghezze d'onda lunghe corrispondono frequenze basse.

$$c = \lambda \times \nu$$

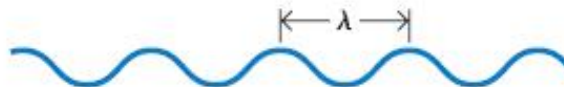


(a)

Maggiore lunghezza d'onda



Minore lunghezza d'onda

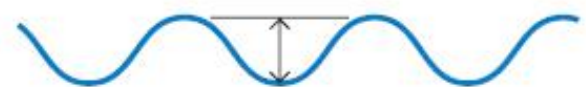


(b)

Minore ampiezza



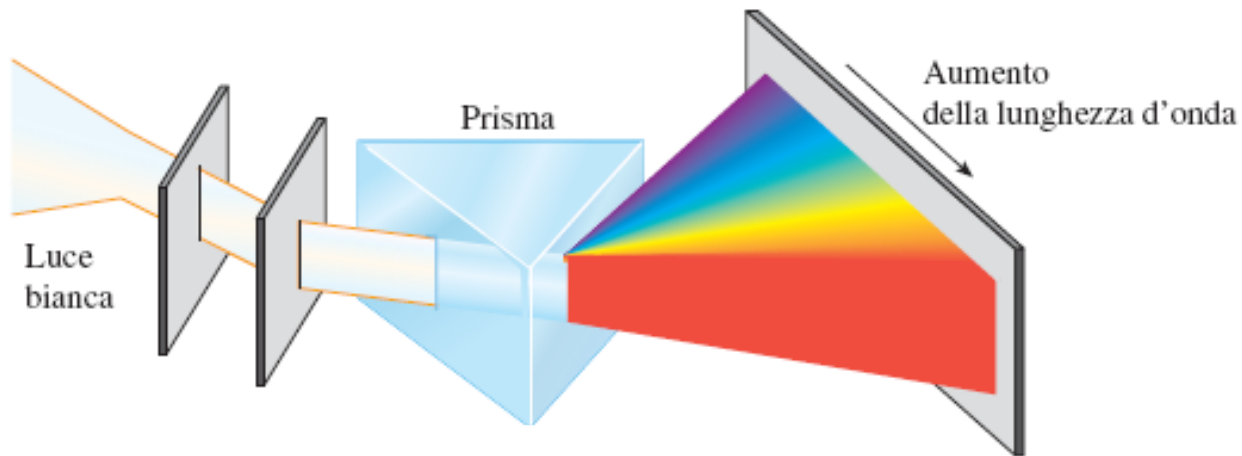
Maggiore ampiezza



(c)

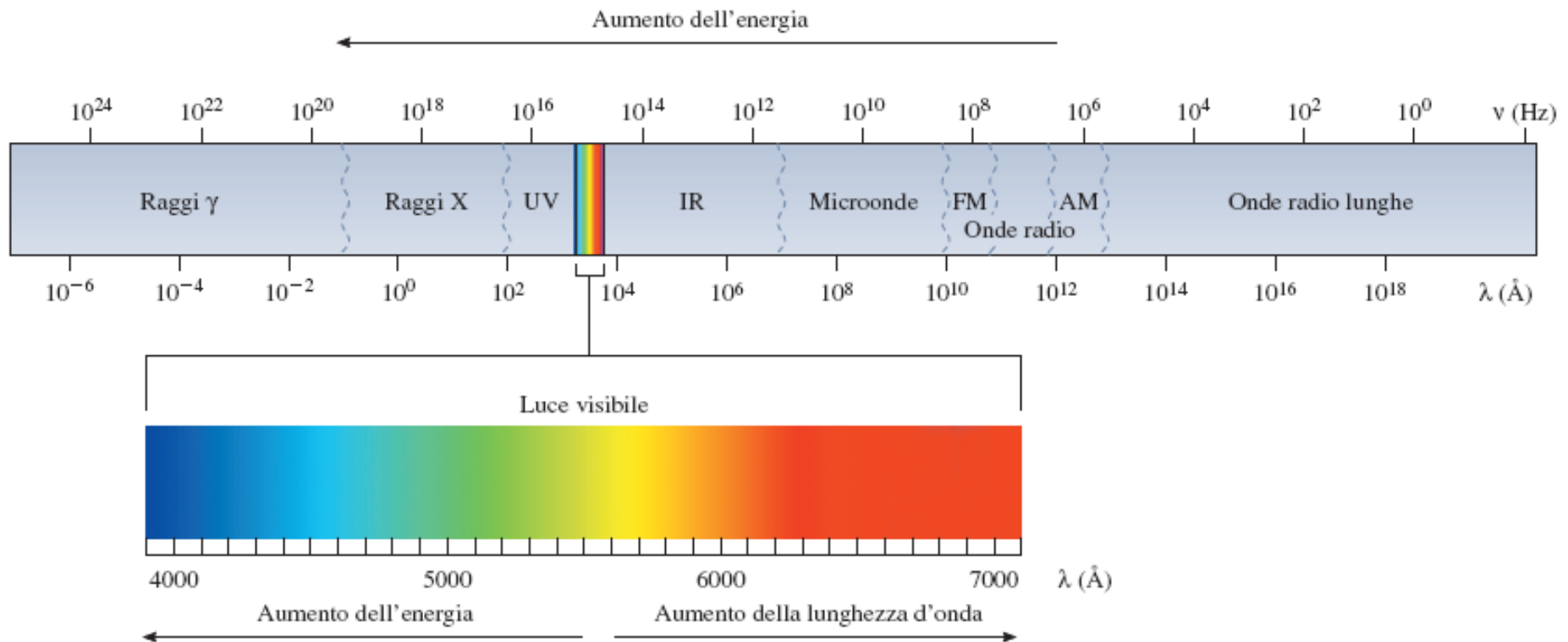
LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

La luce del sole (luce bianca) è composta da radiazioni elettromagnetiche a diverse λ e ν che possono essere separate per passaggio attraverso un prisma.



LO SPETTRO ELETTROMAGNETICO

Spettro elettromagnetico = l'insieme delle radiazioni elettromagnetiche caratterizzate da tutte le possibili lunghezze d'onda, classificate secondo l'ordine crescente o decrescente di λ e ν .



LA QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA

La luce si può considerare costituita da pacchetti discreti di energia detti fotoni. L'energia di un fotone è direttamente proporzionale alla frequenza della radiazione.

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}$$

Equazione di Planck

h = costante di Planck = 6.63×10^{-34} J s

Fotoni = particelle costituenti la luce. Ogni fotone possiede una quantità di energia, detto **quanto**, in relazione alla frequenza della relativa radiazione elettromagnetica

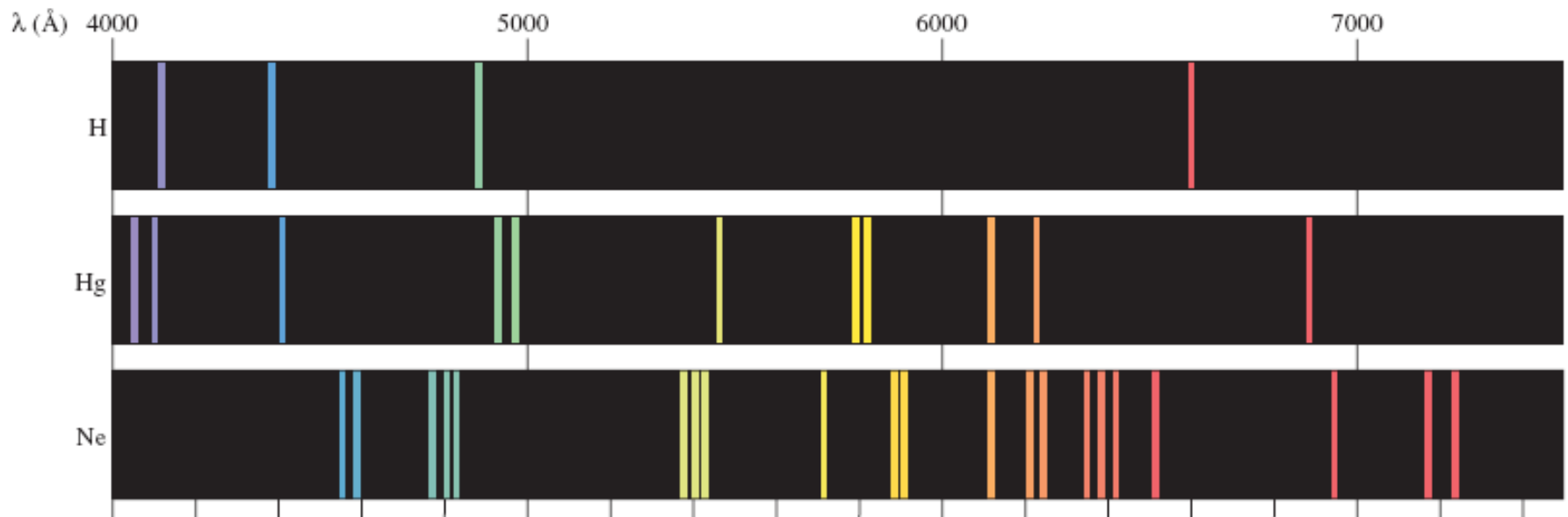
LA QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA

A livello atomico: ad una data frequenza ν esiste una quantità minima di energia E che può essere ceduta o acquistata da un atomo: $E = nh\nu$, $n = 1$;

Solo certi valori di energia sono permessi (n numero intero = 1, 2,...)

GLI SPETTRI ATOMICI DI EMISSIONE

Ogni elemento ha un suo spettro atomico a righe che lo caratterizza. Gli spettri atomici sono dunque come un'impronta digitale dell'elemento chimico.



L'equazione di Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

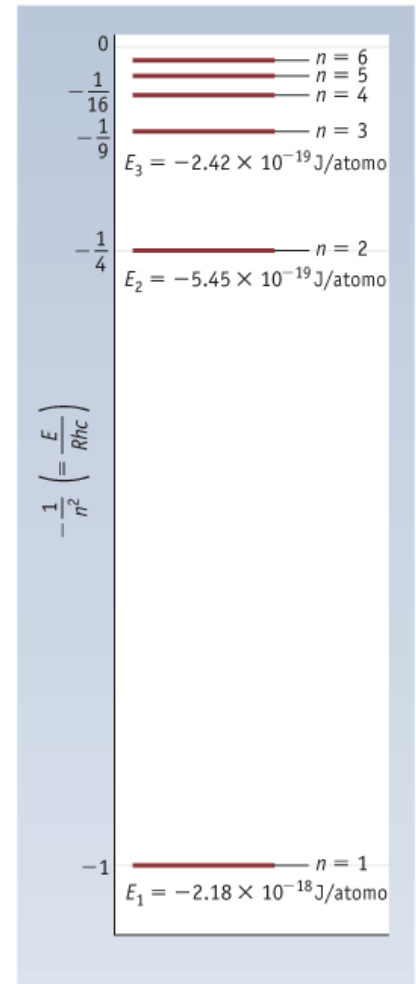
IL MODELLO ATOMICO DI BOHR: I LIVELLI ENERGETICI DELL'ATOMO DI IDROGENO

Energia totale dell'elettrone nel livello n

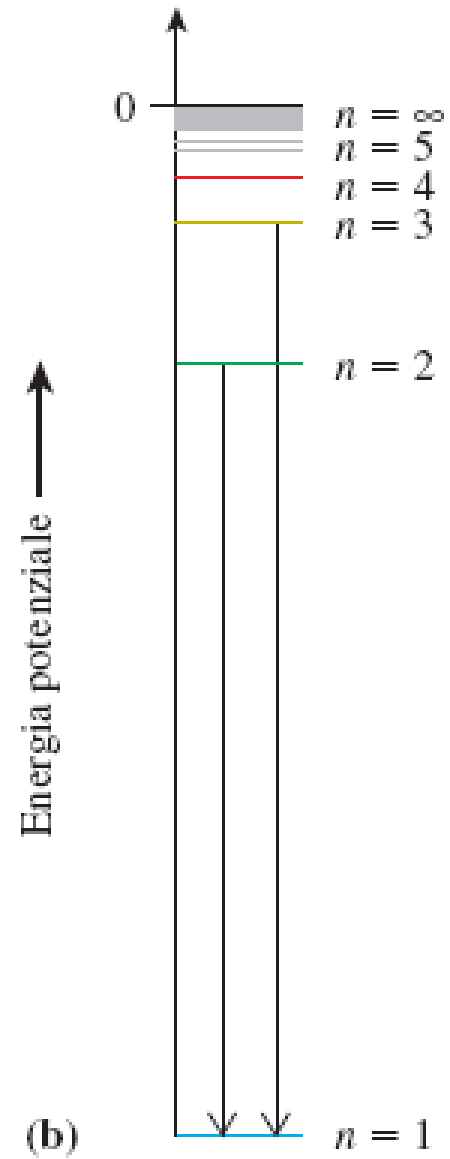
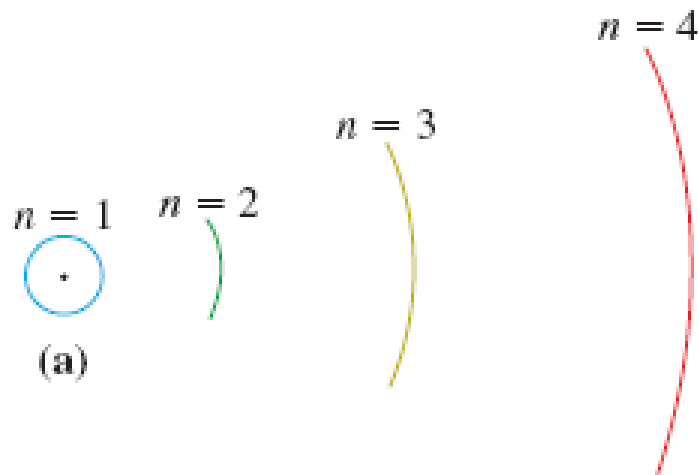
$$E_n = - \frac{R h c}{n^2}$$

$$R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

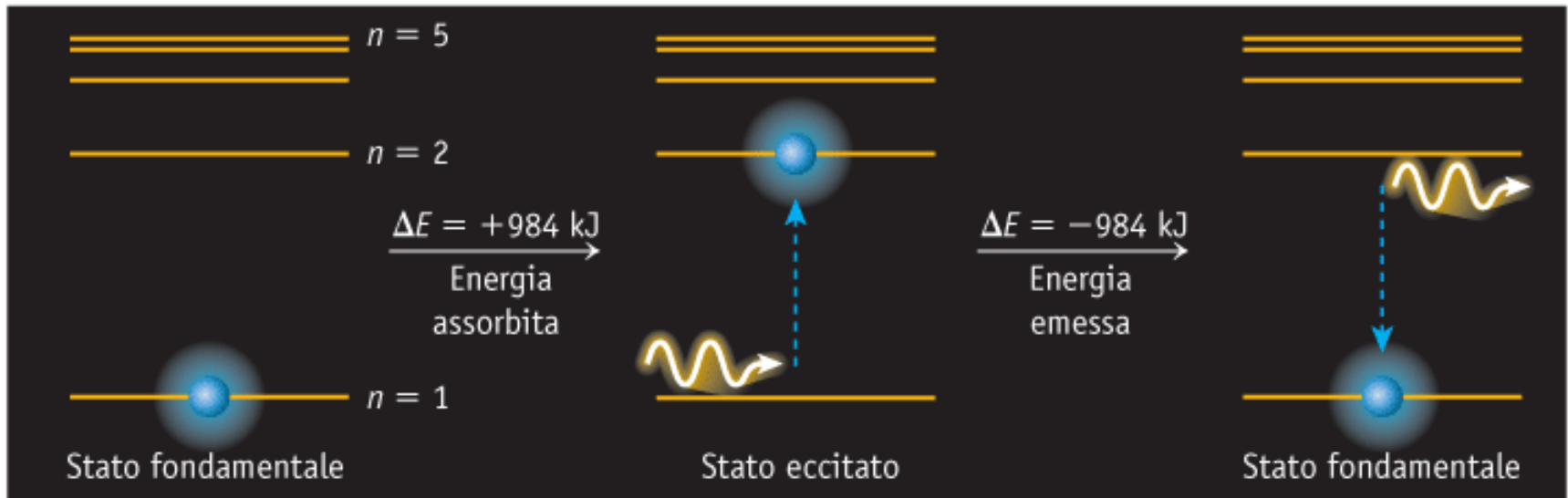
- Bohr stabilì come **energia zero** il punto in cui elettrone e protone sono completamente separati, per cui l'**elettrone** in ogni suo stato energetico **all'interno dell'atomo** ha un'**energia negativa**;
- n definisce l'energia degli **orbitali permessi**;
- Un atomo che ha i suoi elettroni nei livelli energetici più bassi si trova nello **stato fondamentale**; l'atomo di idrogeno è nel suo stato di **minima energia**: **stato fondamentale** con $n = 1$;
- Per l'atomo di idrogeno, gli stati con energia maggiore $n > 1$ sono detti **stati eccitati**. Per valori di n maggiori, l'elettrone è più lontano dal nucleo;
- I livelli energetici sono sempre **più vicini tra di loro** al crescere di n .



IL MODELLO ATOMICO DI BOHR



IL MODELLO ATOMICO DI BOHR



Quando un elettrone eccitato passa ad uno stato energetico inferiore emette energia sottoforma di un fotone di luce:

$$\Delta E = h\nu = E_{\text{fin}} - E_{\text{in}}$$

L'equazione di De Broglie e il dualismo onda-particella

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

	ELETTRONE		PALLONE	
Massa	$9.1 \cdot 10^{-31}$	Kg	0.450	Kg
Velocità	$6.0 \cdot 10^6$	m/s	28.0	m/s
λ (lunghezza d'onda)	1,21	Å	$5.26 \cdot 10^{-25}$	Å

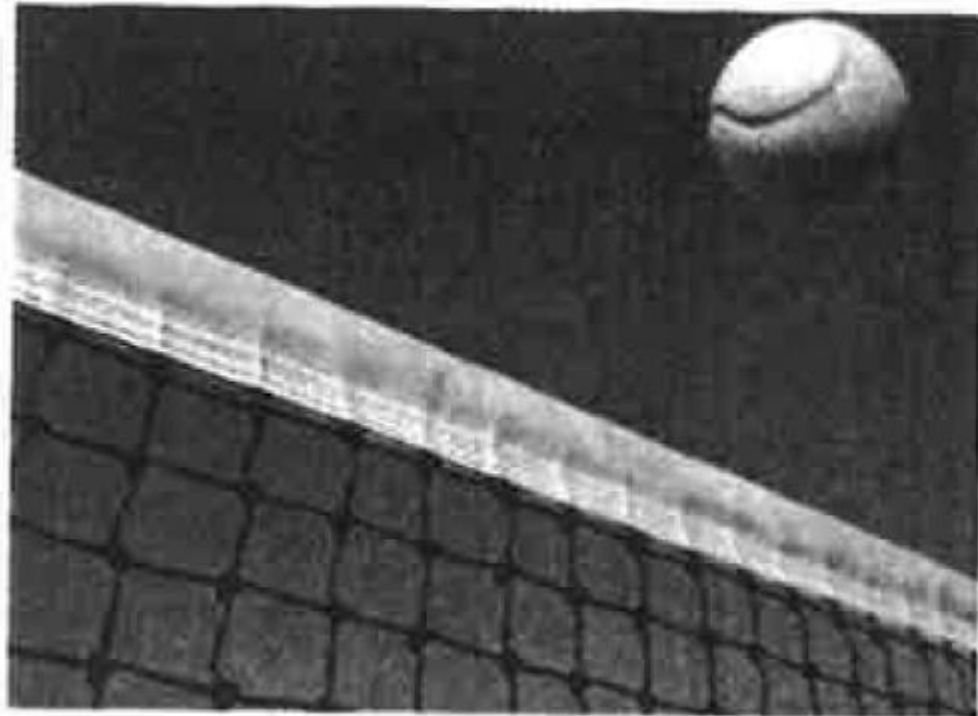
IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

L'equazione di Schrödinger

$$H\Psi = E\Psi$$

Il principio di Indeterminazione di Heisenberg

E' impossibile conoscere contemporaneamente con precisione la posizione e l'energia di un elettrone.



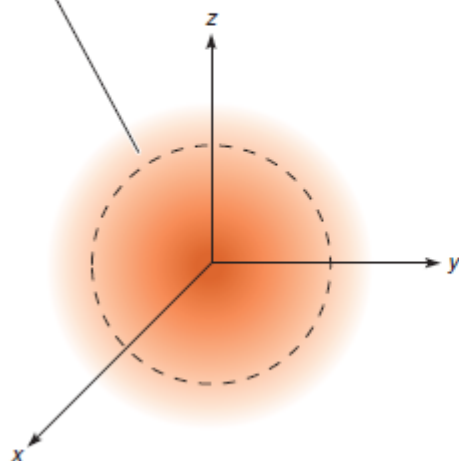
IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

L'equazione di Schrödinger

$$H\Psi = E\Psi$$

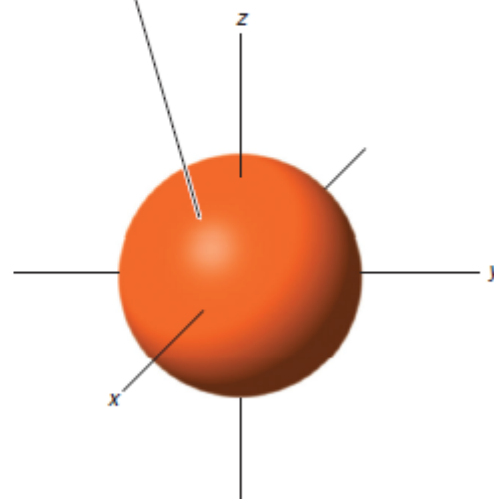
- Solo **certe funzioni d'onda** sono possibili e a ciascuna di esse è associato un valore di energia: **l'energia dell'elettrone è quantizzata**;
- Le soluzioni dell'equazione di Schrödinger per un elettrone nello spazio dipendono da **3 numeri interi**, detti **numeri quantici**; solo **certe combinazioni** dei loro valori sono possibili;
- Il valore della funzione d'onda in un dato punto nello spazio è **l'ampiezza dell'onda** associata all'elettrone; questo valore possiede **un segno** che può essere negativo o positivo;
- Il **quadrato della funzione d'onda** è legato alla probabilità di trovare l'elettrone in una data zona di spazio, si chiama **densità di probabilità** o **densità elettronica**.

L'intensità della colorazione è proporzionale alla probabilità di trovare l'elettrone in un dato punto. La linea tratteggiata delimita il volume entro il quale c'è una probabilità del 90% di trovare l'elettrone.



(a)

In questa rappresentazione, l'orbitale racchiude il volume all'interno del quale c'è una probabilità del 90% di trovare un elettrone. La variazione di densità elettronica all'interno dell'orbitale non viene evidenziata.



(b)

I NUMERI QUANTICI

Numeri quantici : ciascun orbitale è definito da tre numeri quantici. Essi definiscono i livelli di energia e le forme degli orbitali

numero quantico principale n : definisce il livello d'energia o guscio che l'elettrone può occupare. Al 1 livello corrisponde $n = 1$ (stato di energia minima $\Rightarrow$ *stato fondamentale*), al 2 livello $n = 2$ *etc.* n può essere qualsiasi numero intero positivo.

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

numero quantico secondario l : definisce la forma della regione di spazio che un elettrone può occupare. Il numero quantico l identifica un sottolivello d'energia. Può essere qualsiasi numero intero positivo tra 0 e $n-1$. Ciascun valore corrisponde ad una forma orbitalica.

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

$l = 0 \Rightarrow$ orbitale s

$l = 1 \Rightarrow$ orbitale p

$l = 2 \Rightarrow$ orbitale d

$l = 3 \Rightarrow$ orbitale f

I NUMERI QUANTICI

numero quantico magnetico m_l : indica uno specifico orbitale all'interno del sottolivello. Gli orbitali di ogni sottolivello differiscono solo per l'orientamento nello spazio ma non per l'energia. Un sottostrato di numero quantico l sarà costituito da $2l + 1$ singoli orbitali di quel genere. m_l può essere qualsiasi numero intero tra $-l$ e $+l$

$$m_l = (-l), \dots, 0, \dots, (+l)$$

TABELLA 4-8

Valori consentiti dei numeri quantici fino ad $n = 4$

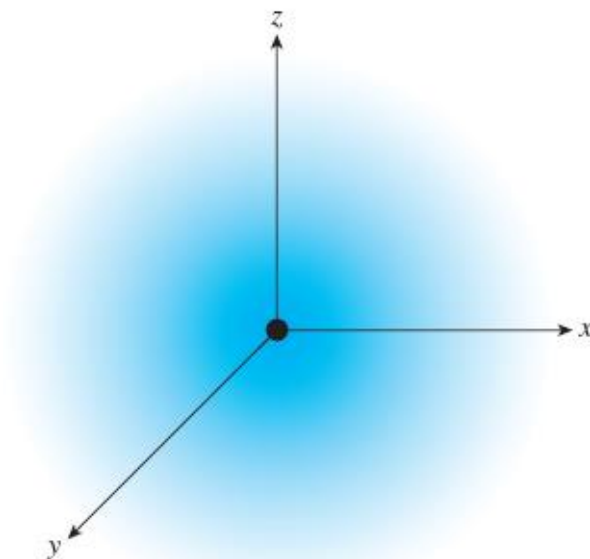
n	ℓ	m_ℓ	m_s	Numero massimo di elettroni in un sottolivello = $4\ell + 2$	Numero massimo di elettroni per un livello energetico = $2n^2$
1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
3	0 (3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	10	
4	0 (4s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ	14	

GLI ORBITALI ATOMICI

Orbitale atomico = regione nello spazio nella quale esiste una elevata probabilità di trovare l'elettrone

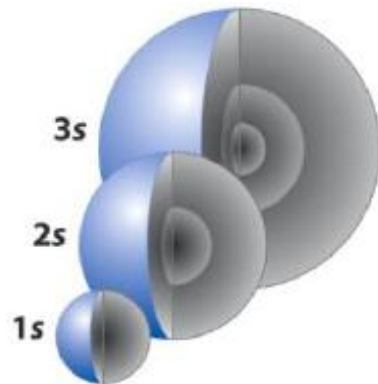
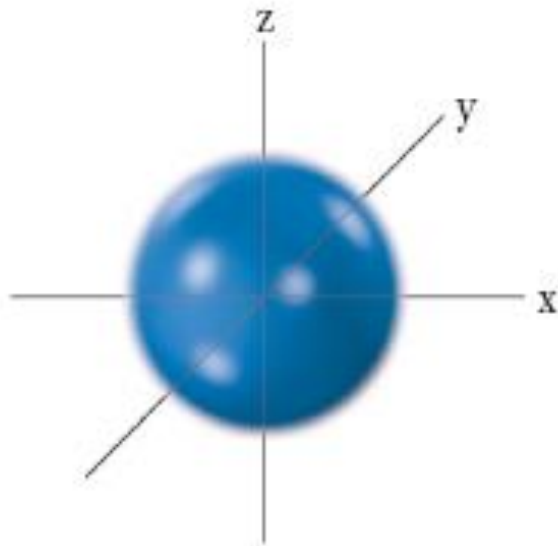
La collocazione dell'elettrone in un atomo si descrive tramite una nube di posizioni probabili. Le sagome più importanti di tali nubi sono quelle corrispondenti agli orbitali sferici, *s*, a quelli bilobati, *p* e agli orbitali *d*.

Ad ogni orbitale corrisponde un definito livello energetico

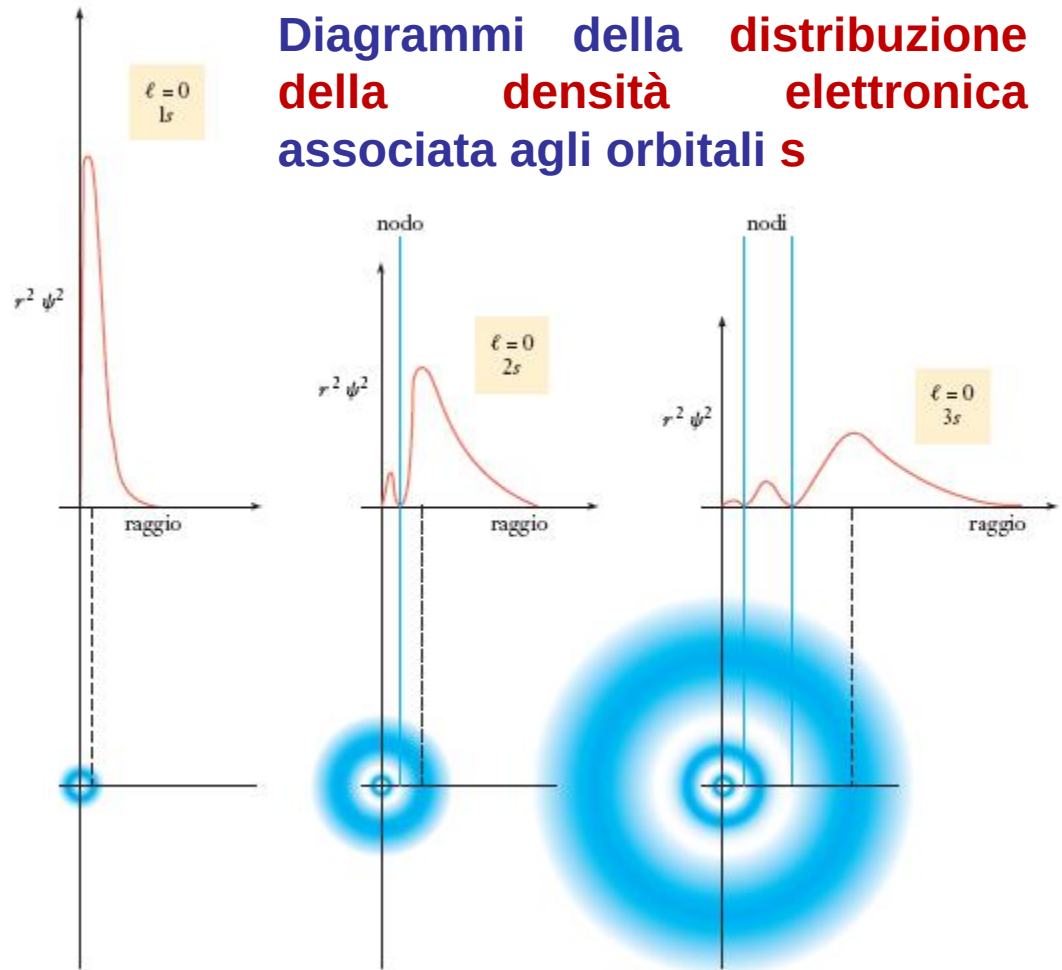


L'ORBIALE s

orbitale s { Possiede una simmetria sferica per cui la densità elettronica è la stessa indipendentemente dalla direzione che si considera partendo dal nucleo.



Diagrammi della distribuzione della densità elettronica associata agli orbitali s

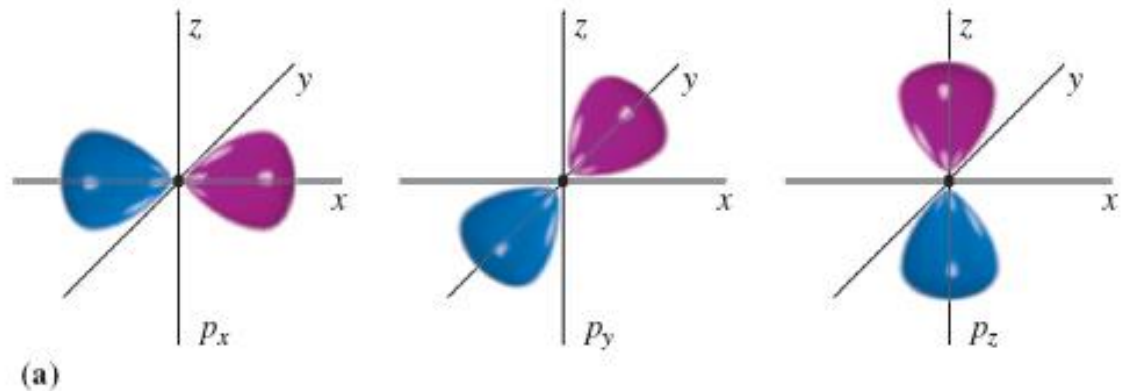
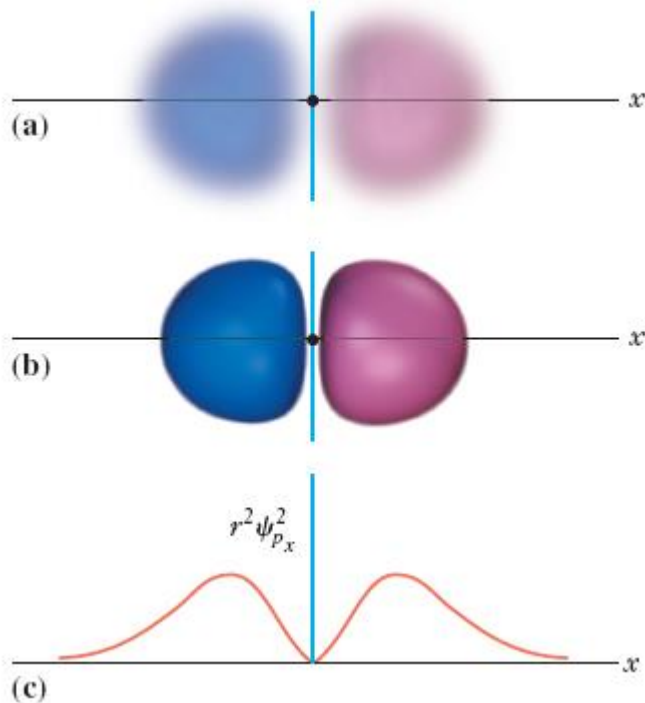


GLI ORBITALI p

orbitale
 p

Corrisponde a una nuvola dotata di due lobi ai lati opposti del nucleo. I lobi sono la regione di spazio in cui la probabilità di trovare l'elettrone è diversa da zero. I due lobi sono separati da una regione piana che chiamiamo **piano nodale** che taglia il nucleo. La probabilità di trovare l'elettrone nel piano nodale e quindi sul nucleo è nulla. La densità elettronica di un orbitale p non è la stessa in ogni direzione. Per una data energia esistono tre orbitali p orientati secondo tre assi perpendicolari: p_z , p_x , p_y

Piano nodale

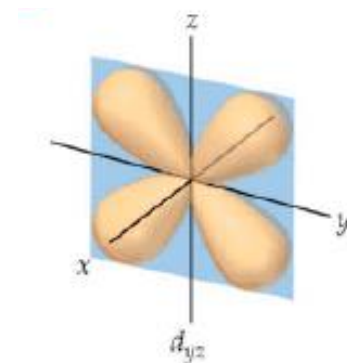
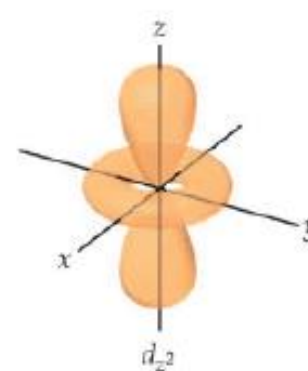
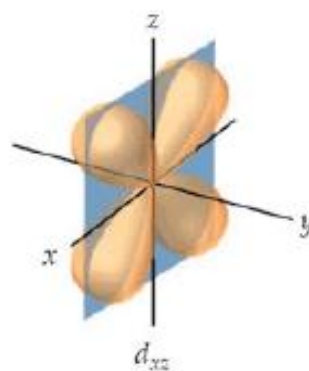
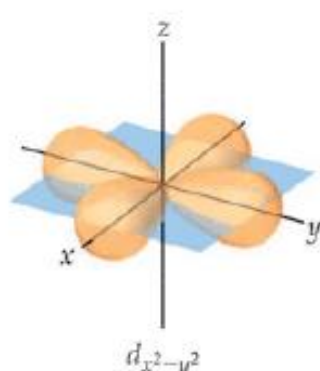
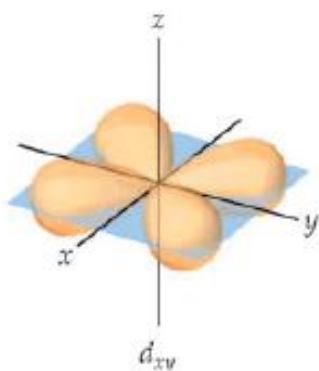
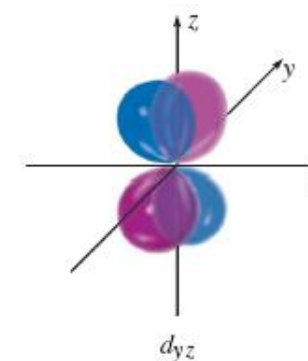
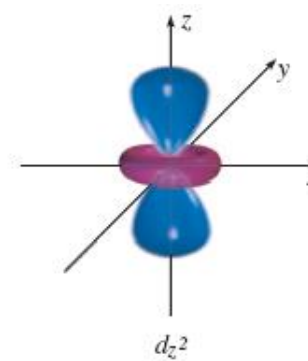
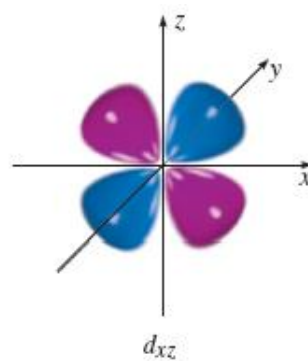
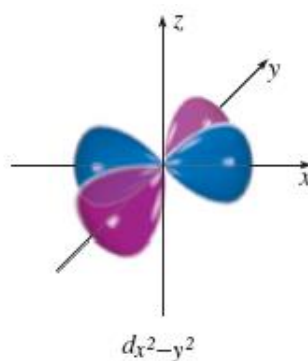
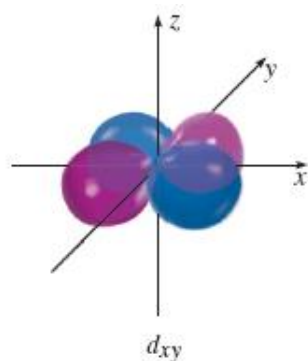


GLI ORBITALI d

orbitale

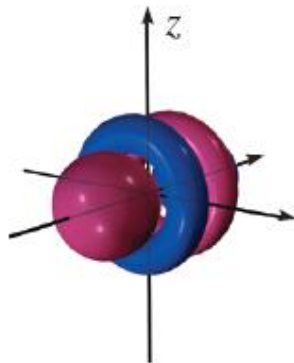
d

Anche gli orbitali *d* sono provvisti di piani nodali in cui la probabilità di trovare gli elettroni è nulla. Per una data energia esistono cinque orbitali *d*: d_{yz} , d_{xz} , d_{xy} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} . I lobi degli orbitali $d_{x^2-y^2}$ e d_{z^2} giacciono lungo gli assi, mentre i lobi degli altri orbitali sono lungo le bisettrici

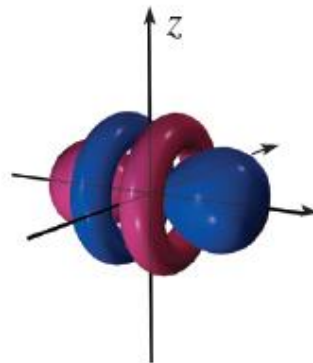


GLI ORBITALI *f*

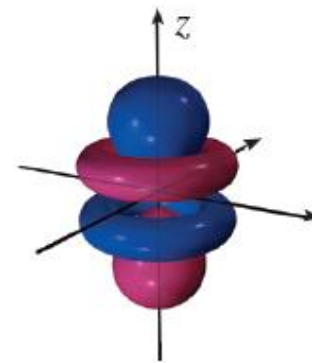
orbitale *f* { Anche gli orbitali *f* sono provvisti di piani nodali in cui la probabilità di trovare gli elettroni è nulla. Per una data energia esistono sette orbitali *f*



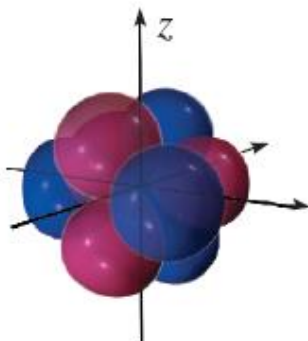
$$f_y^3 - \frac{3}{5} y r^2$$



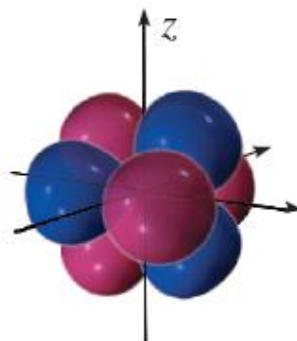
$$f_y^3 - \frac{3}{5} x r^2$$



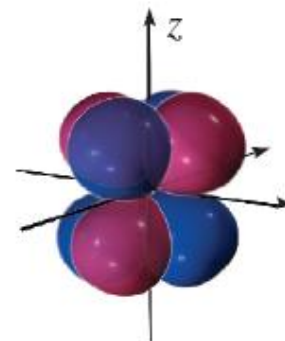
$$f_y^3 - \frac{3}{5} z r^2$$



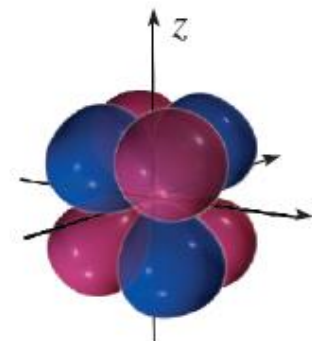
$$f_y (x^2 - z^2)$$



$$f_x (z^2 - y^2)$$



$$f_z (x^2 - y^2)$$



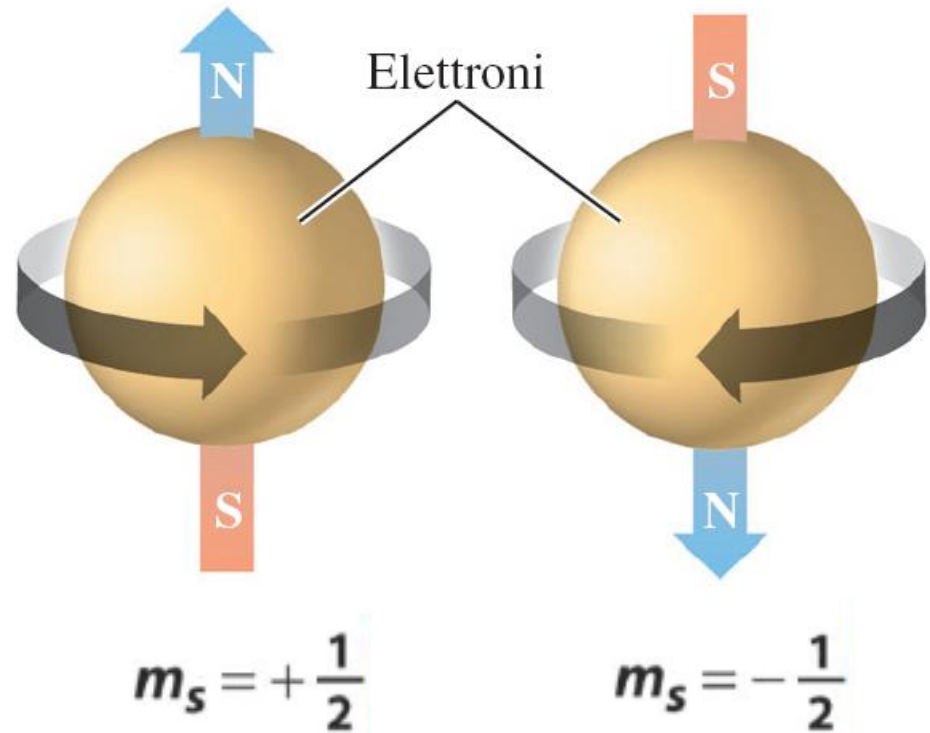
$$f_{xyz}$$

I NUMERI QUANTICI

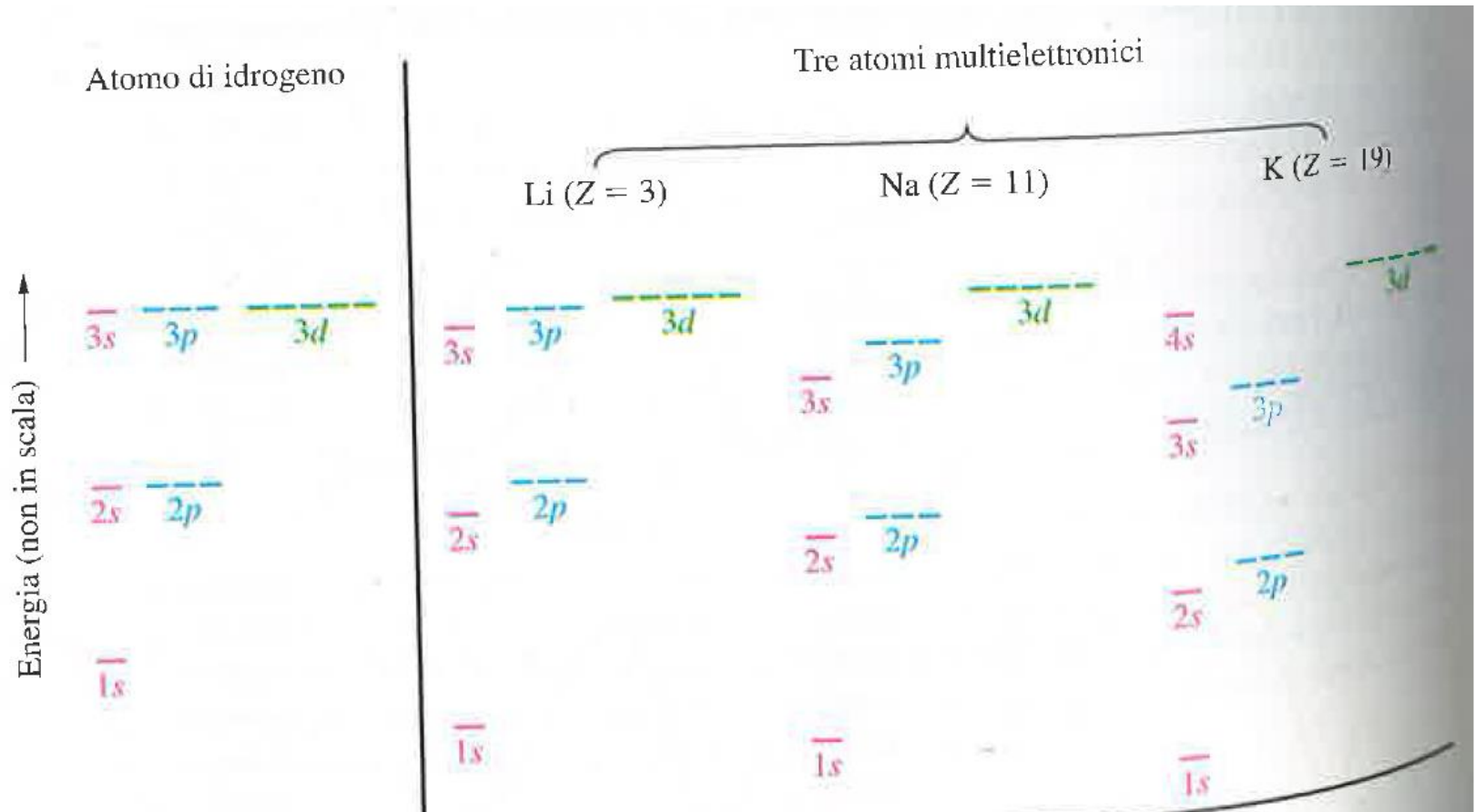
numero quantico di spin m_s : si riferisce alla rotazione su se stesso di un elettrone

$$m_s = \pm 1/2$$

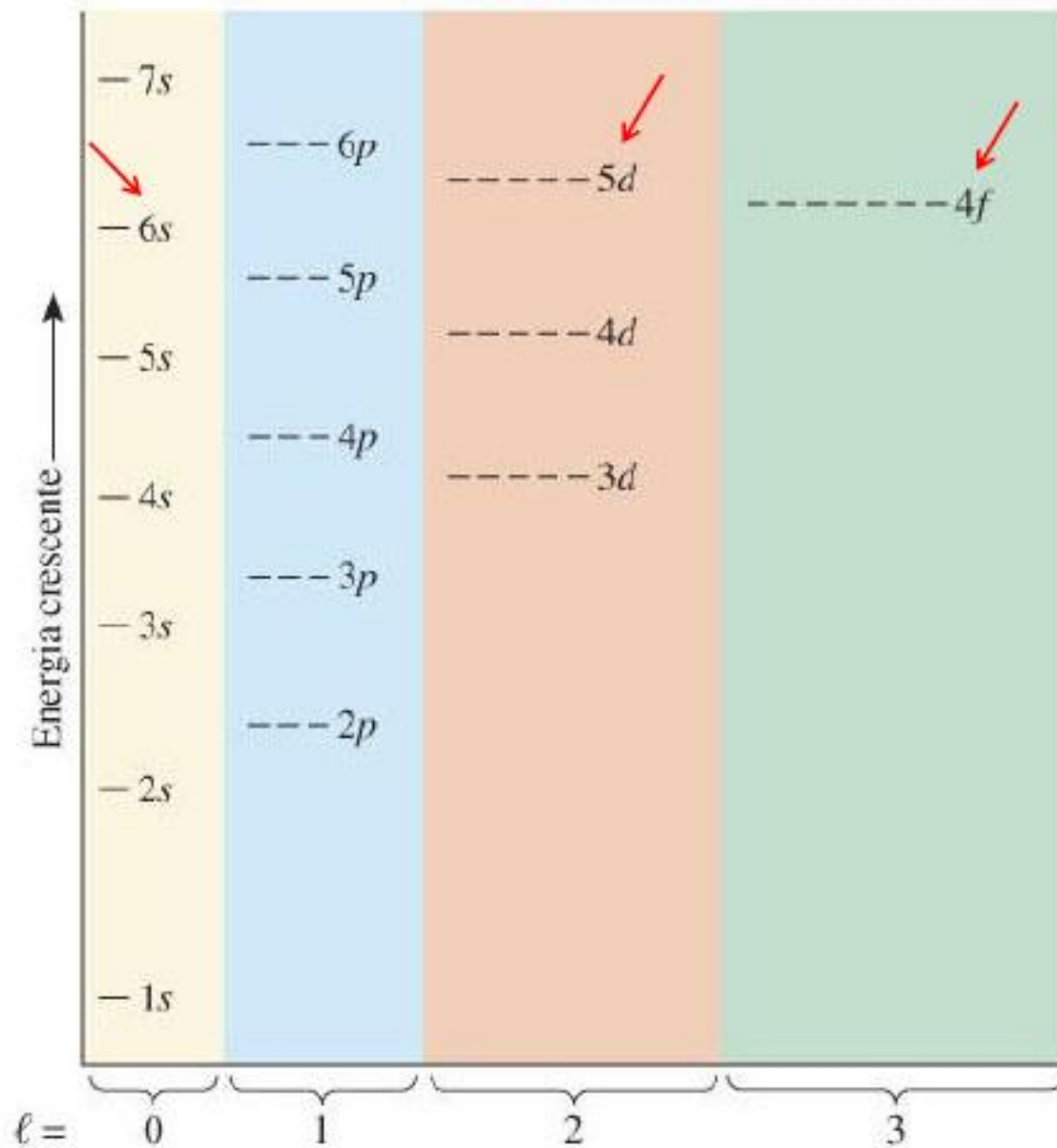
L'elettrone è in grado di ruotare su se stesso in senso orario o in senso antiorario alla stessa velocità (**spin**).
 m_s può essere $+1/2$ o $-1/2$



L'ENERGIA DEGLI ORBITALI



L'ENERGIA DEGLI ORBITALI



GLI ORBITALI

^{21}Sc electronic distribution
(translucent orbitals)

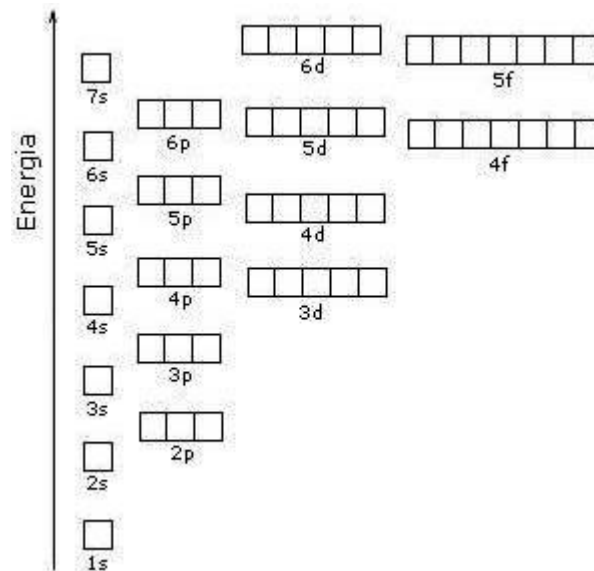
www.quimica3d.com

October, 2009

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

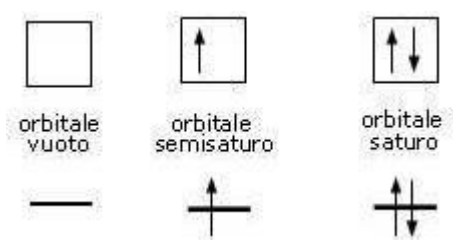
1. Principio della costruzione progressiva - Auf Bau:

si occupano prima gli orbitali a più bassa energia e poi quelli a energia più elevata.
Il contenuto energetico degli orbitali e quindi la sequenza di riempimento è rappresentata nello schema seguente (ogni orbitale è rappresentato da un quadratino **AUF BAU**):



2) Principio di esclusione di Pauli:

In un atomo non possono esserci due elettroni con la stessa quaterna di numeri quantici. Di conseguenza, ogni orbitale può contenere al massimo due elettroni, purchè di spin opposto. In altre parole, all'interno di ogni orbitale (quadrato) possono essere inseriti al massimo due elettroni ma con spin opposto (e quindi verso delle frecce opposto):



3) Regola di Hund:

La configurazione piu' stabile e' quella caratterizzata dal maggior numero possibile di elettroni spaiati con spin parallelo. Di conseguenza, quando si devono riempire gli orbitali aventi la stessa energia (**degeneri**) si colloca un elettrone su ciascun orbitale e poi si completano gli orbitali semipieni. Se ad esempio, dobbiamo inserire tre elettroni nei tre orbitali degeneri 2p, gli elettroni devono essere collocati nel seguente modo:



CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Elemento	N. tot. elettr.	AufBau							Notazione spettroscopica
		1s	2s	2p			3s		
H	1	1						1s ¹	

CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Atomo	Diagramma orbitalico					Configurazione elettronica
B	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\right)$	$\left(\right)$	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\right)$	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \end{smallmatrix}\right)$	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$\left(\begin{smallmatrix} \uparrow \\ \downarrow \end{smallmatrix}\right)$	$1s^2 2s^2 2p^6$
	1s	2s	2p			

TABELLA 4-9 I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica*

		GRUPPI																				
		1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A			
		(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)			
n		s ¹ s ²		blocco degli orbitali d										blocco degli orbitali p								
														s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵	s ² p ⁶			
n = 1		1 H																				
n = 2		3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne			
n = 3		11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar			
n = 4		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			
n = 5		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			
n = 6		55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	71 Lu	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	
n = 7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 (Uub)	113 (Uut)	114 (Uuq)	115 (Uup)	116 (Uuh)		118 (Uuo)	
		↓																				
n = 6	SERIE DEI LANTANIDI	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	con riempimento del sottolivello 4f						
n = 7	SERIE DEGLI ATTINIDI	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	con riempimento del sottolivello 5f						

* n è il numero quantico principale. Le notazioni d^1s^2 , d^2s^2 , ... rappresentano configurazioni "regolari" e si riferiscono agli orbitali (n-1)d e ns. Diverse eccezioni alle configurazioni indicate sopra ogni gruppo sono evidenziate in grigio.

TABELLA 4-5 *La tavola periodica*

Metalli alcalini			Metalli										Non metalli					Metalloidi		Gas nobili				
1A (1)	Metalli alcalino terrosi 2A (2)																							
1	1 H																							
2	3 Li	4 Be	Metalli di transizione										5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne						
3	11 Na	12 Mg	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar						
4	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						
5	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						
6	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						
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 (Uub)	113 (Uut)	114 (Uuq)	115 (Uup)	116 (Uuh)	--	118 (Uuo)						
				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							

TABELLA 4-6 *Alcune proprietà fisiche dei metalli e non metalli*

Metalli	Non metalli
1. Elevata conducibilità elettrica, che diminuisce all'aumentare della temperatura 2. Elevata conducibilità termica 3. Grigio metallici o lucentezza argentea* 4. Quasi tutti solidi† 5. Malleabili (possono essere ridotti in lamine) 6. Duttili (possono essere ridotti in fili)	1. Bassa conducibilità elettrica (eccetto il carbonio nella forma della grafite) 2. Buoni isolanti termici (eccetto il carbonio) 3. Nessuna lucentezza metallica 4. Solidi, liquidi, o gas 5. Fragili allo stato solido 6. Non duttili

* Eccetto rame ed oro

† Eccetto il mercurio; cesio e gallio fondono con il calore della mano (opportunamente protetta).

TABELLA 4-7 *Alcune proprietà chimiche dei metalli e non metalli*

Metalli	Non metalli
1. I gusci esterni contengono pochi elettroni – generalmente tre o meno 2. Formano cationi (ioni positivi) per perdita di elettroni 3. Formano composti ionici con i non metalli 4. Lo stato solido è caratterizzato dal legame metallico	1. I gusci esterni contengono quattro o più elettroni* 2. Formano anioni (ioni negativi) per acquisto di elettroni† 3. Formano composti ionici con i metalli† e composti molecolari (covalenti) con i non metalli 4. Molecole legate covalentemente; i gas nobili sono monoatomici

* Eccetto idrogeno ed elio.

† Eccetto i gas nobili

PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

Le proprietà chimiche degli elementi dipendono essenzialmente dagli **elettroni di valenza** e cioè dagli elettroni dei gusci più esterni. Queste proprietà possono essere predette osservando la loro posizione all'interno della tavola periodica che ordina gli elementi secondo il numero atomico e quindi secondo il numero di elettroni.

**Proprietà
periodiche
degli elementi**

Raggio atomico

Raggio ionico

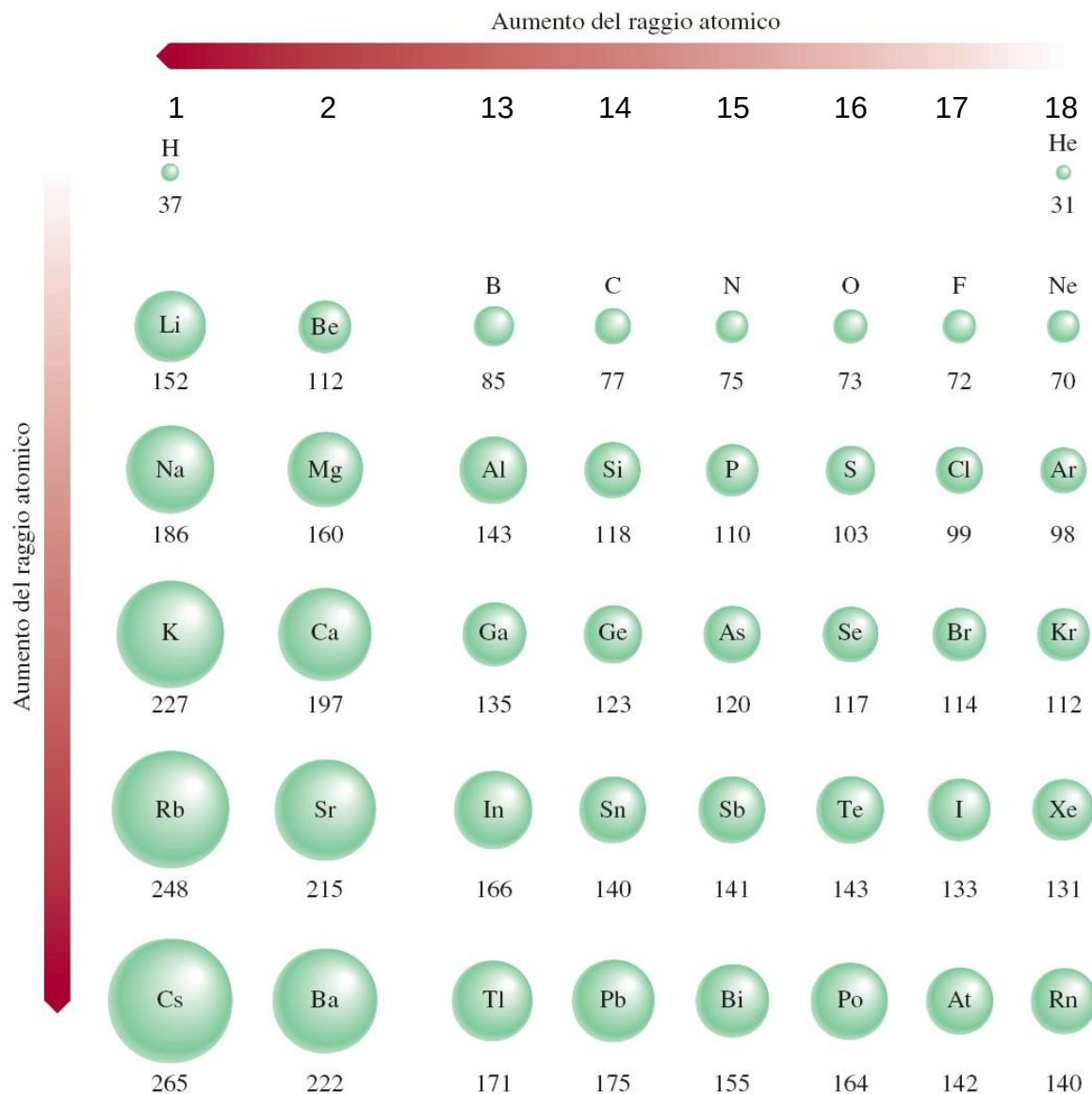
Energia di ionizzazione (EI)

Affinità elettronica (EA)

Elettronegatività

RAGGIO ATOMICO

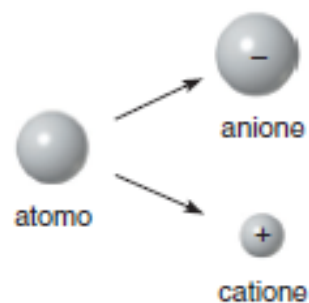
Misurato in pm



RAGGIO ATOMICO e RAGGIO IONICO

Misurato in Å

1	2	13	15	16	17
Li 1.52  Li ⁺ 0.90	Be 1.12  Be ²⁺ 0.59		N 0.75  N ³⁻ 1.71	O 0.73  O ²⁻ 1.26	F 0.72  F ⁻ 1.19
Na 1.86  Na ⁺ 1.16	Mg 1.60  Mg ²⁺ 0.85	Al 1.43  Al ³⁺ 0.68		S 1.03  S ²⁻ 1.70	Cl 1.00  Cl ⁻ 1.67
K 2.27  K ⁺ 1.52	Ca 1.97  Ca ²⁺ 1.14	Ga 1.35  Ga ³⁺ 0.76		Se 1.19  Se ²⁻ 1.84	Br 1.14  Br ⁻ 1.82
Rb 2.48  Rb ⁺ 1.66	Sr 2.15  Sr ²⁺ 1.32	In 1.67  In ³⁺ 0.94		Te 1.42  Te ²⁻ 2.07	I 1.33  I ⁻ 2.06
Cs 2.65  Cs ⁺ 1.81	Ba 2.22  Ba ²⁺ 1.49	Tl 1.70  Tl ³⁺ 1.03			



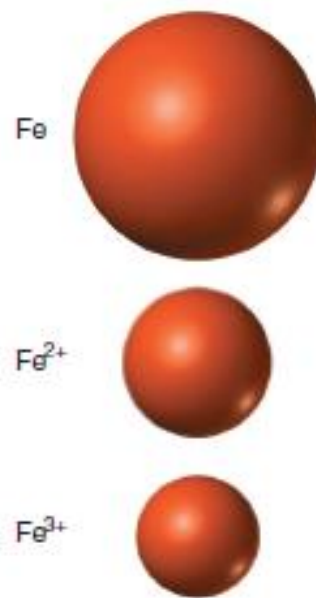
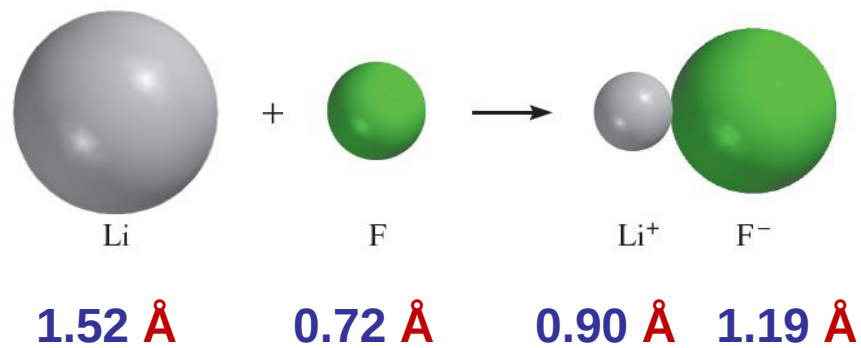


Figura 6.14
Dimensioni relative dell'atomo di ferro e dei suoi ioni.



IONI ISOELETTRONICI

Una serie isoelettronica di ioni

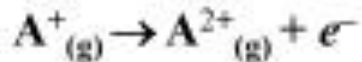
	 N^{3-}	 O^{2-}	 F^{-}	 Na^{+}	 Mg^{2+}	 Al^{3+}
Raggio ionico ($\text{\AA}$)	1.71	1.26	1.19	1.16	0.85	0.68
Num. di elettroni	10	10	10	10	10	10
Carica nucleare	7+	8+	9+	11+	12+	13+

ENERGIA di IONIZZAZIONE

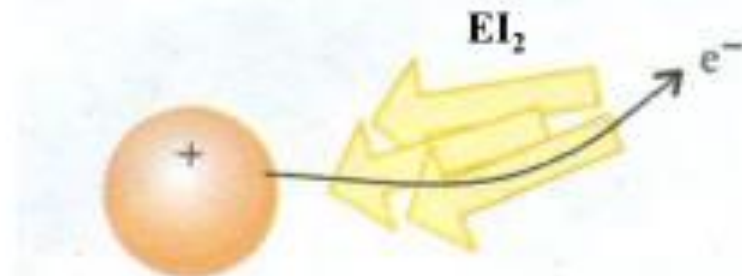
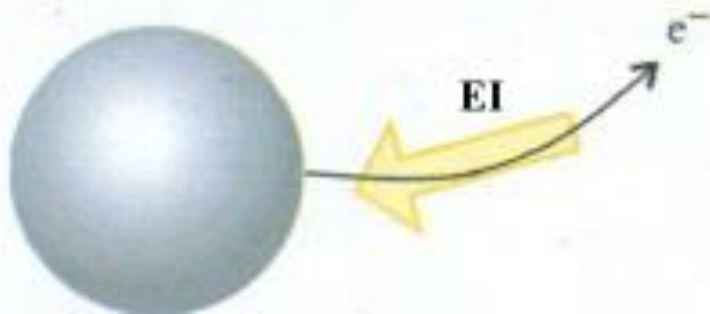
Energia di prima ionizzazione (EI) = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un atomo gassoso isolato per formare uno ione con carica 1+



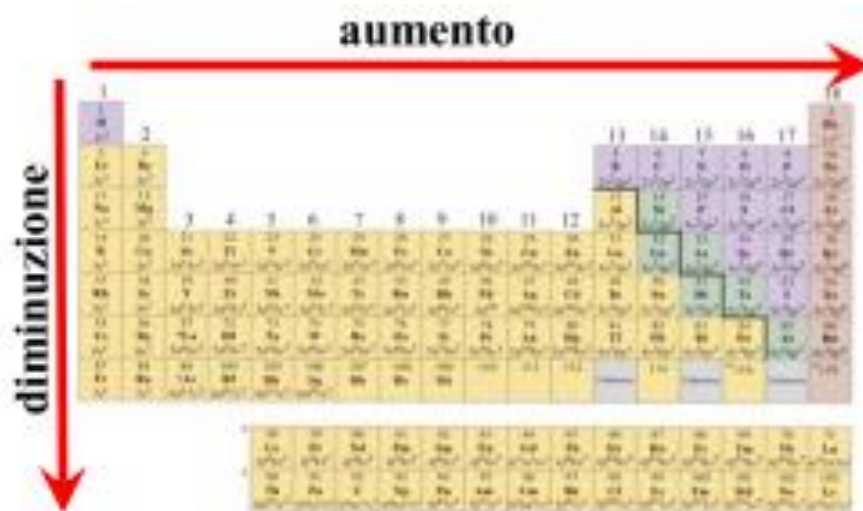
Energia di seconda ionizzazione (EI₂) = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un catione a carica unitaria per formare uno ione con carica 2+



$$EI \ll EI_2$$



ENERGIA di IONIZZAZIONE



L'energia di prima ionizzazione diminuisce generalmente discendendo lungo un gruppo ed aumenta procedendo lungo un periodo da sinistra verso destra

L'energia di prima ionizzazione diminuisce discendendo lungo un gruppo perché gli elettroni occupano sempre gusci più esterni e sono di conseguenza sempre meno legati al nucleo.

L'energia di prima ionizzazione aumenta procedendo lungo un periodo da sinistra a destra perché la carica nucleare aumenta e gli elettroni occupando sempre uno stesso livello sono sempre più fortemente attratti dal nucleo.

ENERGIA di IONIZZAZIONE

TABELLA 5-1 *Energie di prima ionizzazione (kJ/mole di atomi) di alcuni elementi*

H 1312																	He 2372	
Li 520		Be 899										B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081	
Na 496		Mg 738										Al 578	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521	
K 419	Ca 599	Sc 631	Ti 658	V 650	Cr 652	Mn 717	Fe 759	Co 758	Ni 757	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351	
Rb 403	Sr 550	Y 617	Zr 661	Nb 664	Mo 685	Tc 702	Ru 711	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170	
Cs 377	Ba 503	La 538	Hf 681	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 890	Rn 1037	

AFFINITA' ELETTRONICA

