LA STRUTTURA DEGLI ATOMI

Gli atomi si possono combinare tra loro mettendo in comune o scambiandosi gli elettroni. Certi processi chimici avvengono con scambio di elettroni tra i reagenti (reazioni di ossidoriduzione).

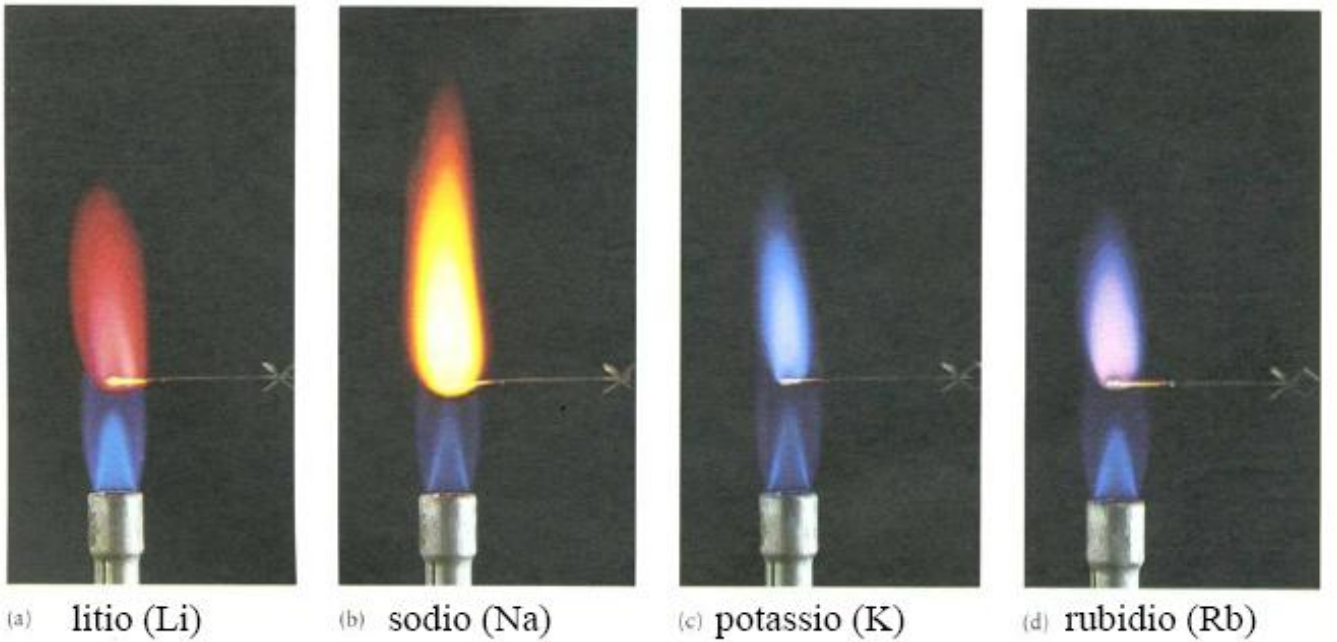
LA STRUTTURA DEGLI ATOMI

La meccanica quantistica è la teoria fisica che descrive il **comportamento della materia, della radiazione e le reciproche interazioni**, con particolare riguardo ai fenomeni caratteristici della scala di lunghezza o di energia atomica e subatomica, dove le precedenti teorie classiche risultano inadeguate.

Si basa su principi come il **dualismo onda-particella** (la materia e la radiazione possono comportarsi sia come onde che come particelle) e il **principio di indeterminazione di Heisenberg** (non è possibile misurare contemporaneamente e con precisione assoluta alcune coppie di grandezze fisiche coniugate di una particella, come la posizione e la quantità di moto), che spiegano fenomeni non giustificabili dalla fisica classica.

LA STRUTTURA DEGLI ATOMI



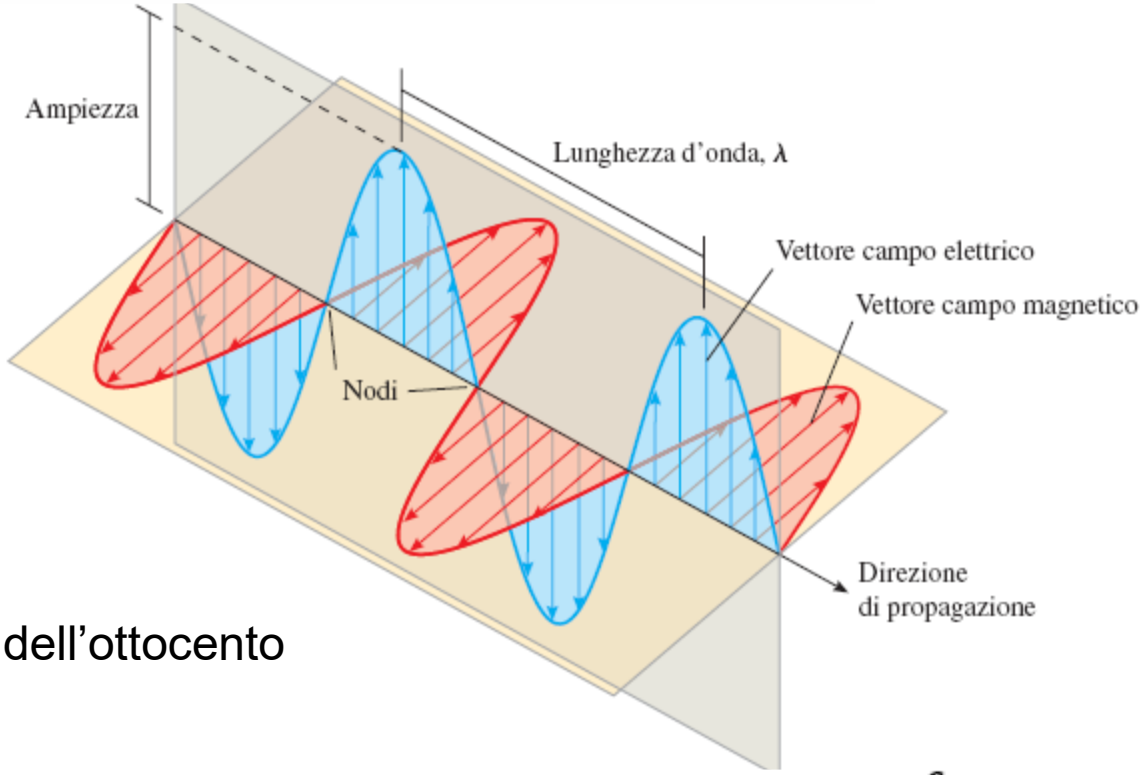


Verde – $Ba(ClO_3)_2$
Rosso – $Sr(NO_3)_2$

LUCE: RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA (forma di energia)

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.



Maxwell – fine dell'ottocento

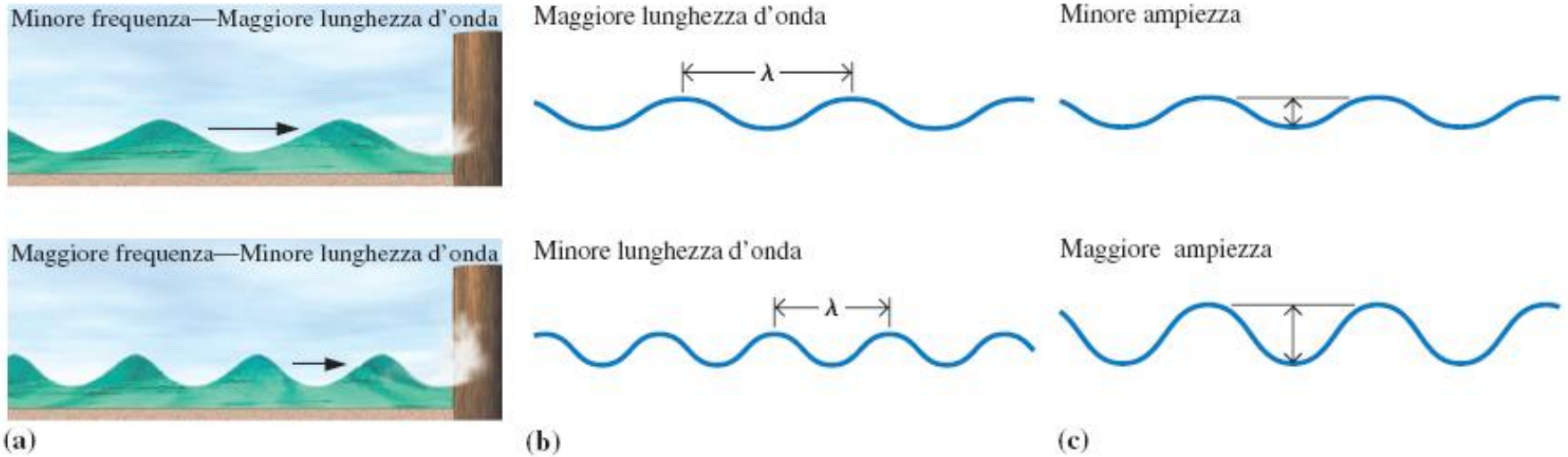
lunghezza d'onda λ
distanza tra due punti identici di onde adiacenti
(nm)

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

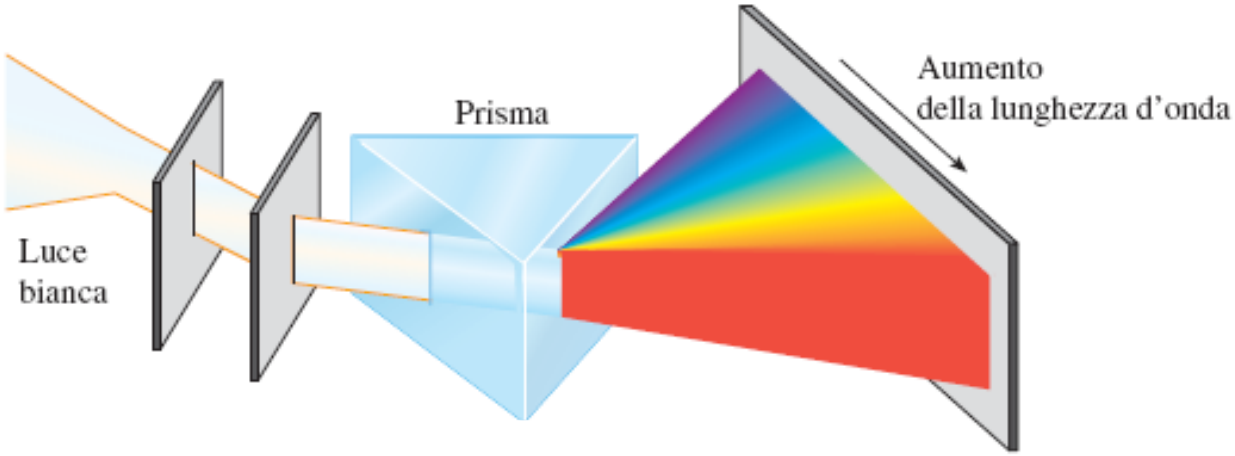
La radiazione elettromagnetica si muove nel vuoto con una velocità $c = \mathbf{3.00 \times 10^8}$ **m**/s uguale per tutte le lunghezze d'onda. La **lunghezza d'onda** (λ) e la **frequenza** (ν) della radiazione sono correlate tra loro e precisamente a lunghezze d'onda brevi corrispondono frequenze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

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



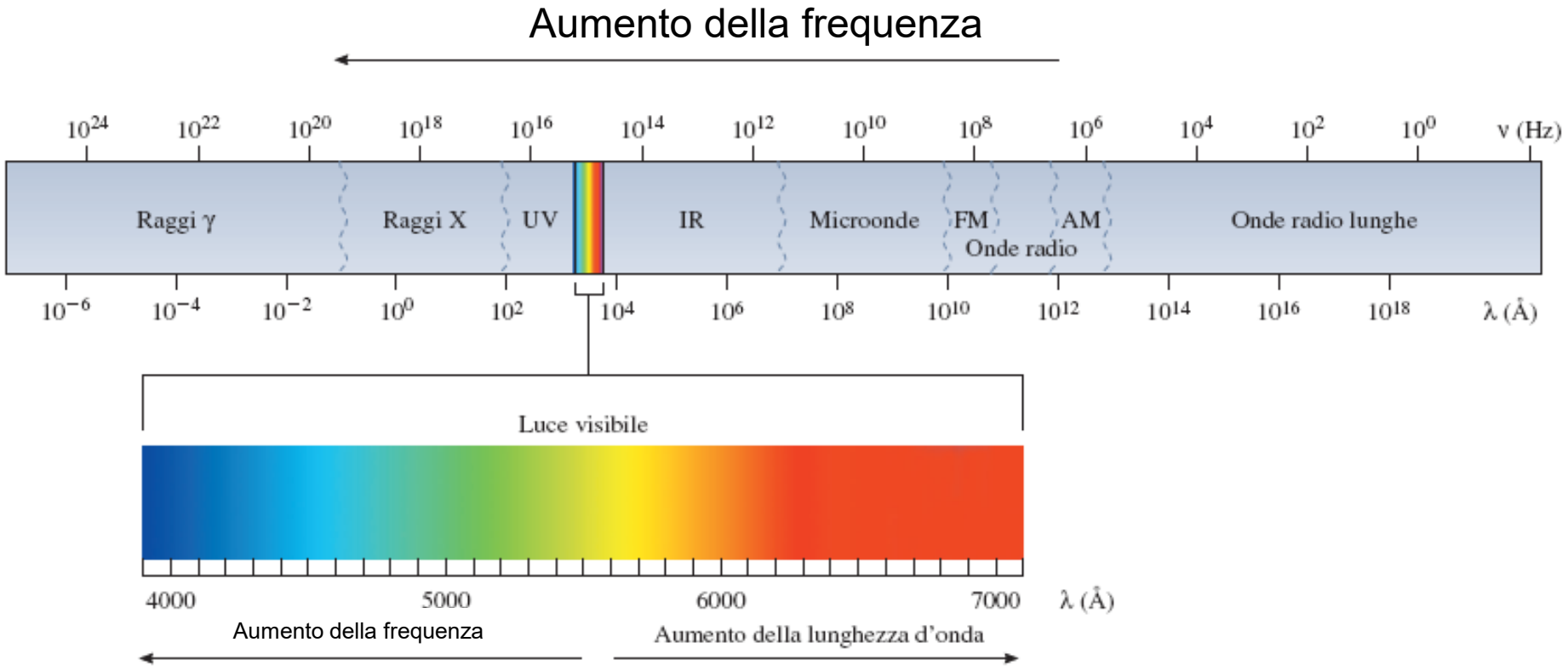
LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

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

In generale per spiegare certi fenomeni la luce deve essere considerata non più come un'onda ma come costituita da particelle prive di massa dette FOTONI che costituiscono dei pacchetti di energia:

Energia dei fotoni proporzionale a hν:

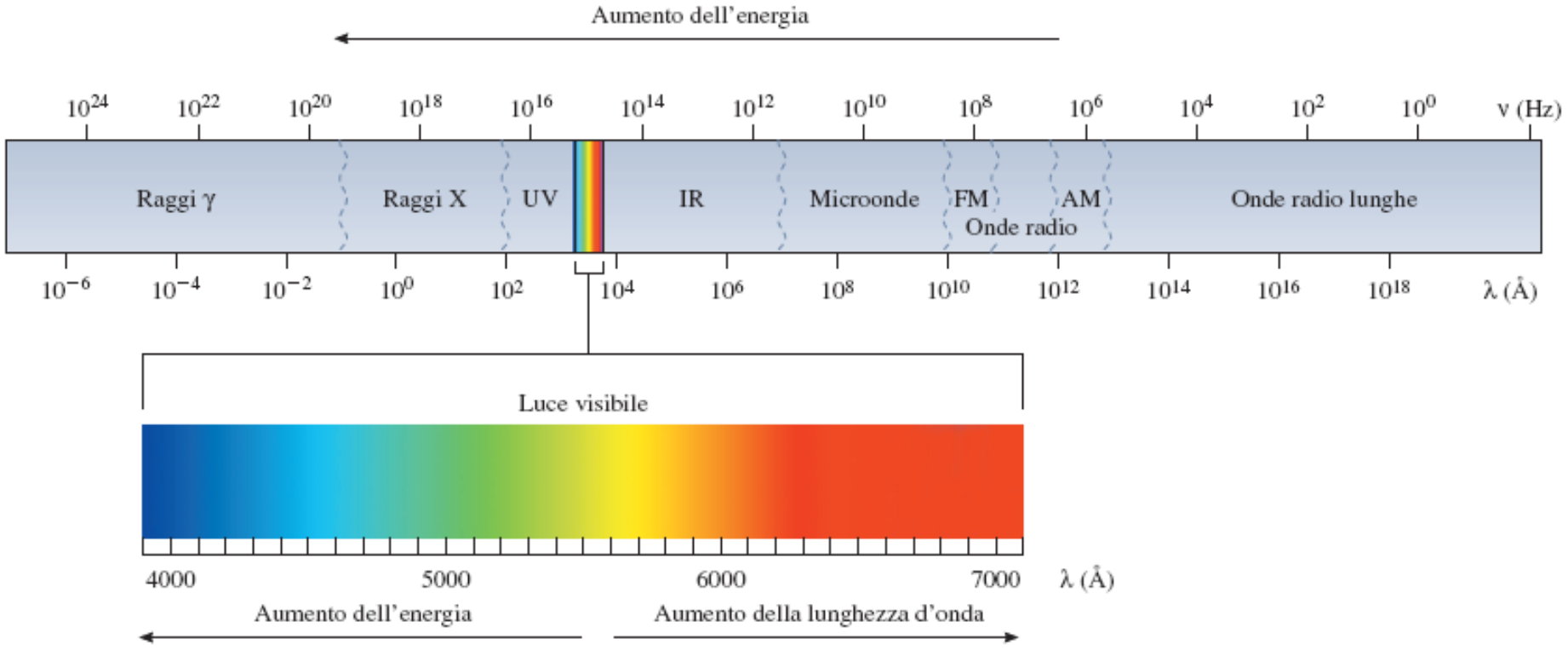
$$E = h\nu = h\,\frac{c}{\lambda}$$

Equazione di Planck

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

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.



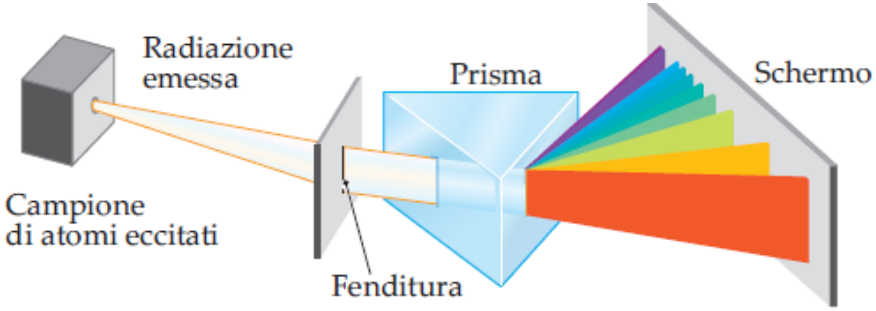
LA QUANTIZZAZIONE DELL'ENERGIA

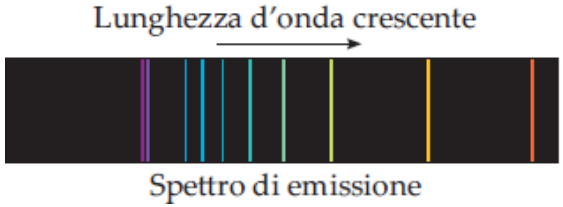
A livello atomico: ad una data frequenza ν esiste una quantità minima di energia E che può essere ceduta o acquistata da un atomo, TUTTI I VALORI SONO MULTIPLI INTERI DI QUESTA QUANTITA' - E = $n h\nu$, n = 1;

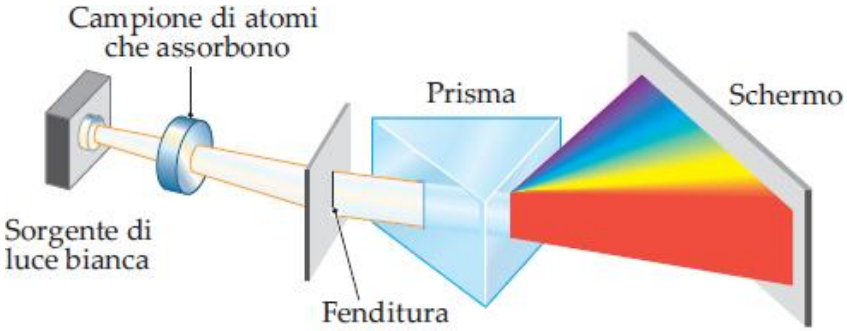
Solo certi valori di energia sono permessi (n numero intero = 1, 2,..)

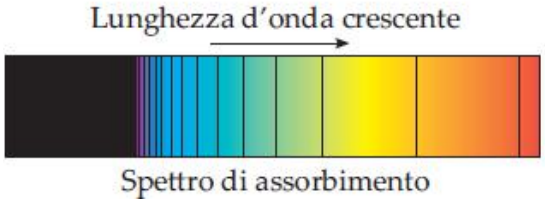
Un'elettrone può assumere solo determinati valori di energia

(Planck ed Einstein 1900/1910)


Radiazione
emessa
Prisma
Schermo
Campione
di atomi eccitati
Fenditura

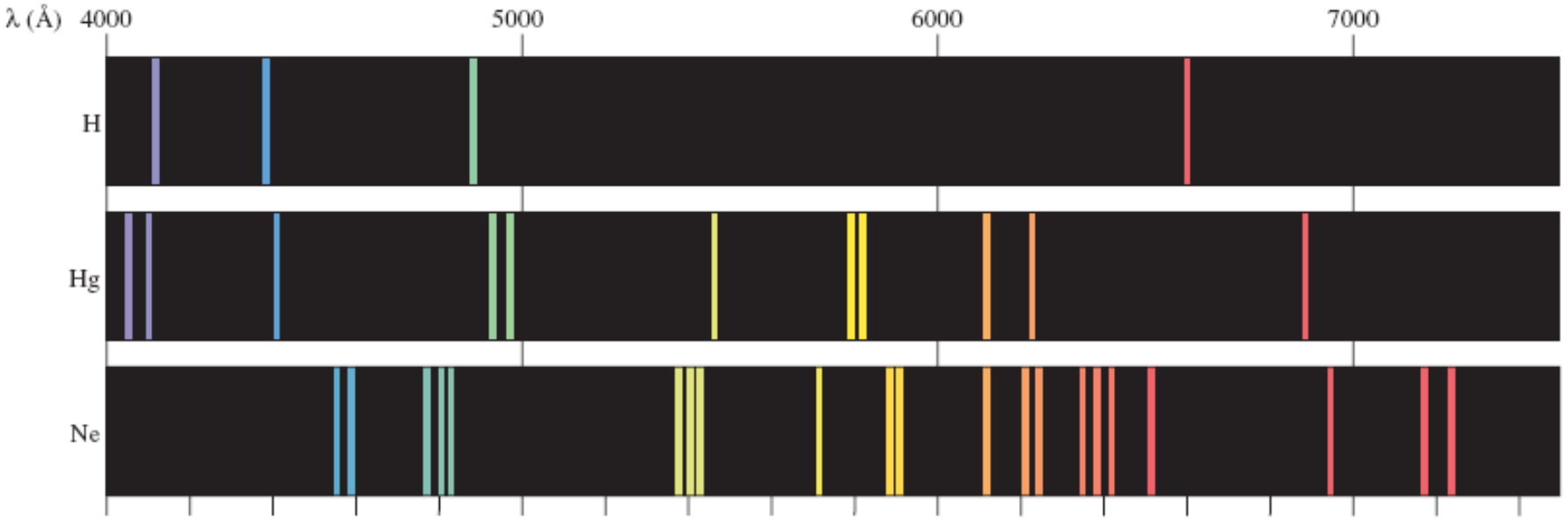

Lunghezza d'onda crescente
Spettro di emissione


Campione di atomi
che assorbono
Prisma
Schermo
Sorgente di
luce bianca
Fenditura


Lunghezza d'onda crescente
Spettro di assorbimento

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.



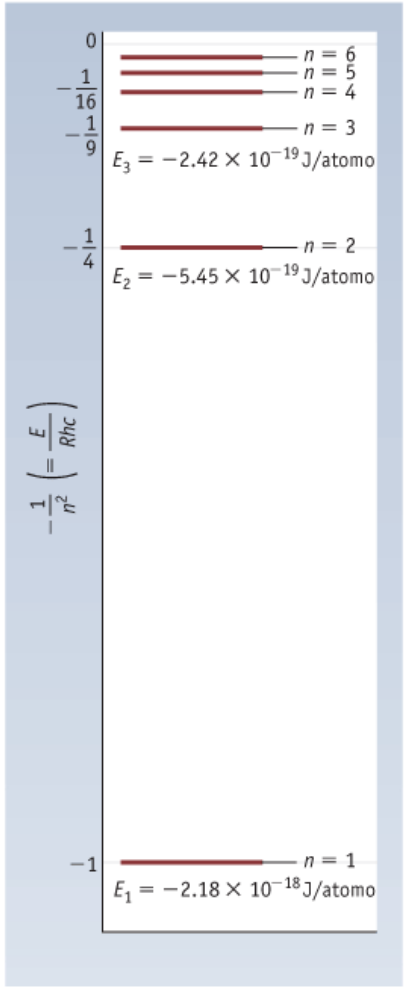
Per lo spettro dell'idrogeno che è il più semplice: razionalizzazione con il MODELLO di Bohr (1913)

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

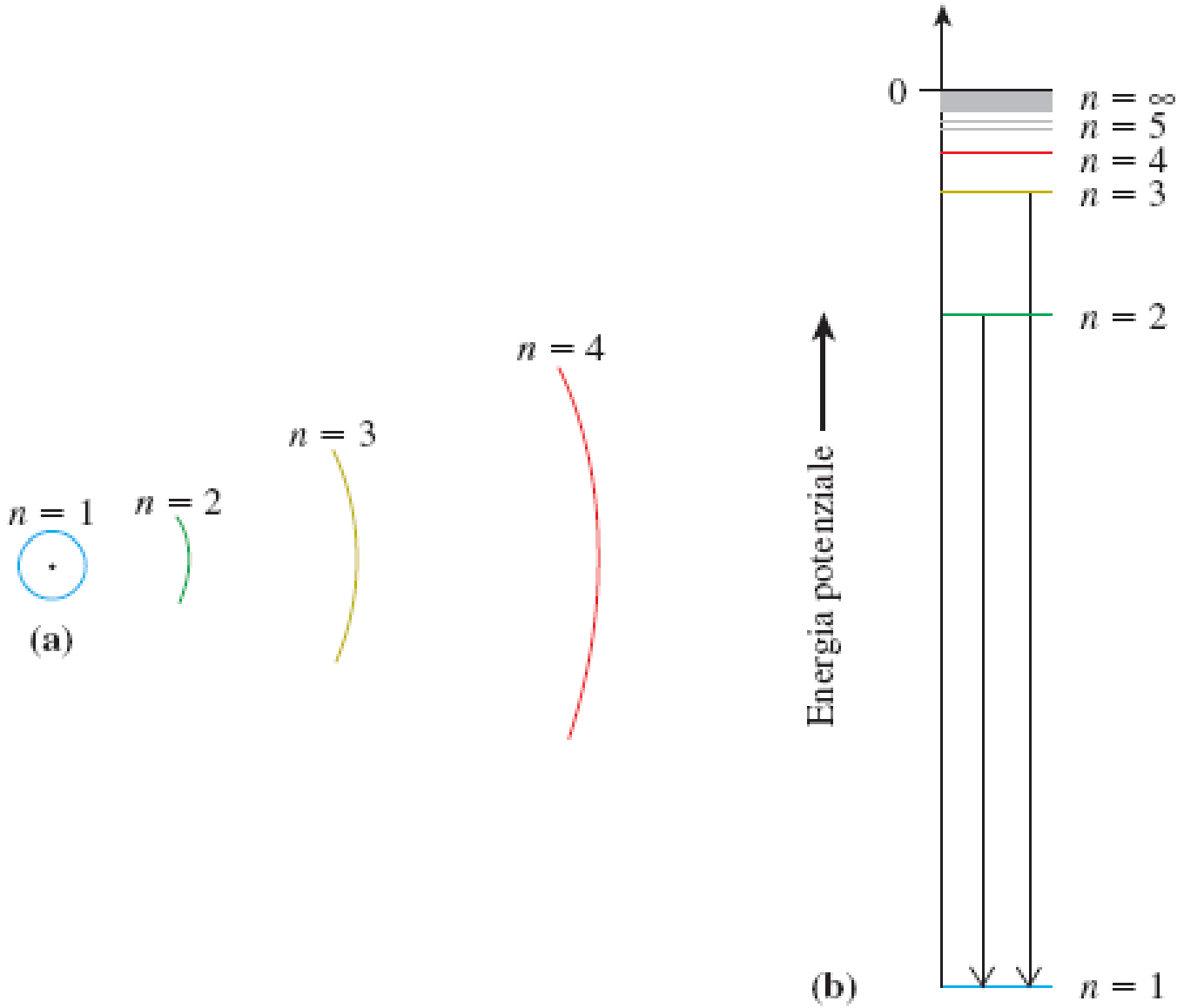
Energia totale dell'elettrone nel livello n

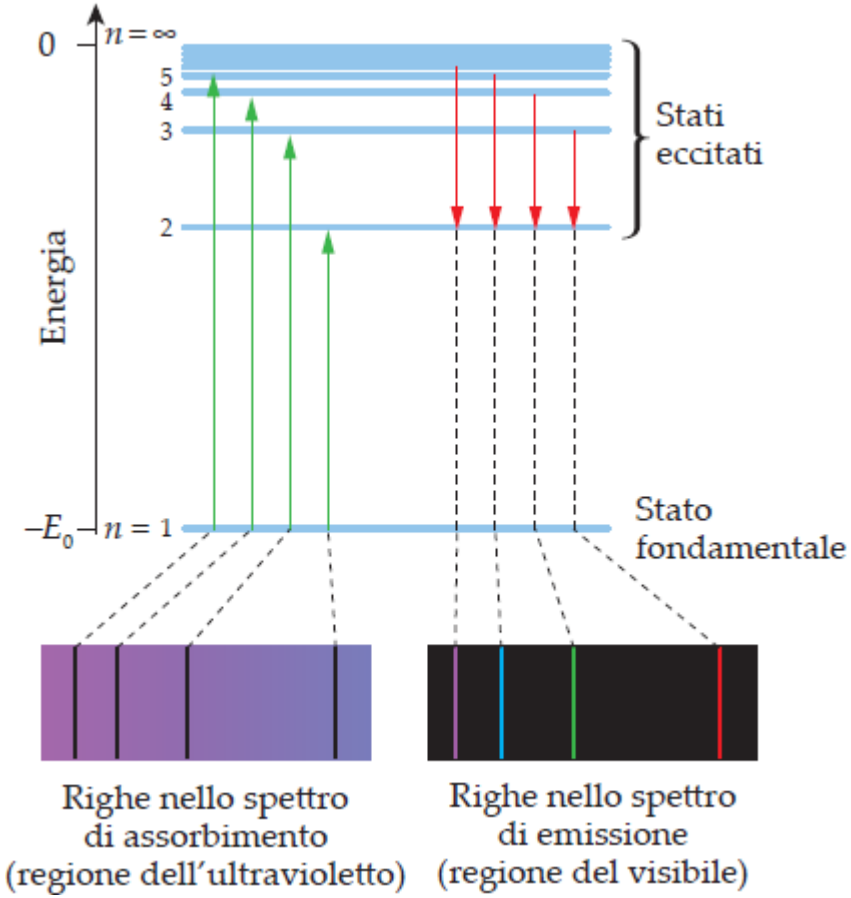
$$E_n = -\frac{R\,h\,c}{n^2} \qquad R = 1.097 \cdot 10^7\ m^{-1}$$

- 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





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

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

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

Ad un elettrone di massa m che si muove a velocità *v* si puo' associare una lunghezza d'onda:

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

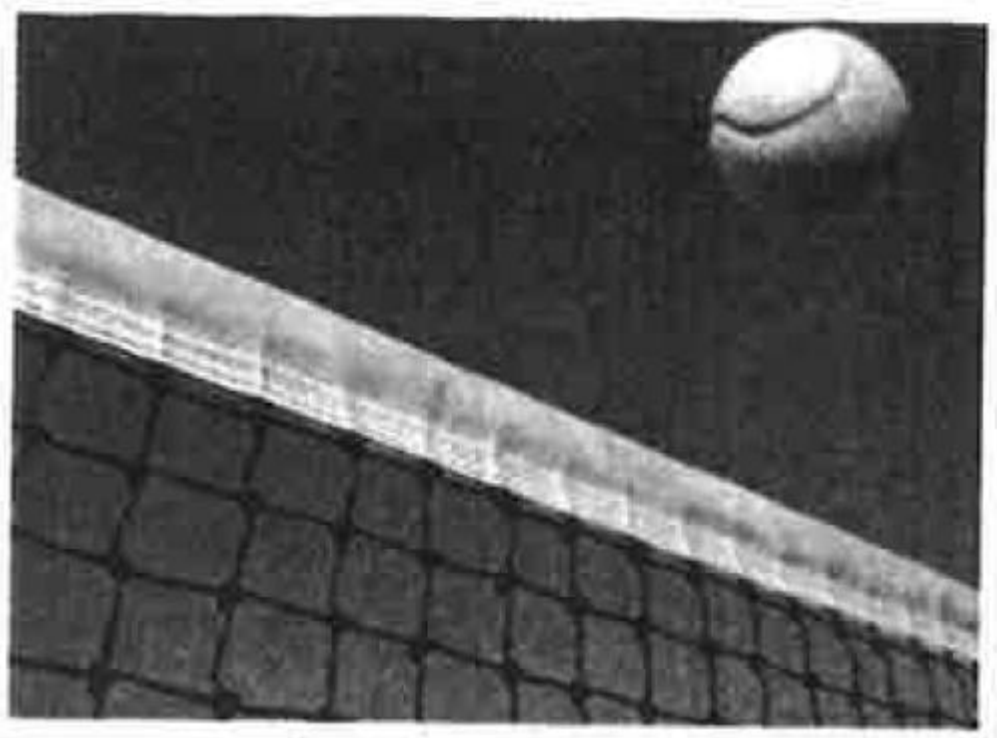
	ELETTRONE		PALLONE	
Massa	$9.1 \cdot 10^{-31}$	**Kg**	**0.450**	**Kg**
Velocità	$6.0 \cdot 10^{6}$	**m/s**	**28.0**	**m/s**
λ (lunghezza d'onda)	**1,21**	**Å**	$5.26 \cdot 10^{-25}$	**Å**

Le proprietà ondulatorie delle particelle possono essere osservate solo per particelle di massa molto piccola!

IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

Il principio di Indeterminazione di Heisenberg

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

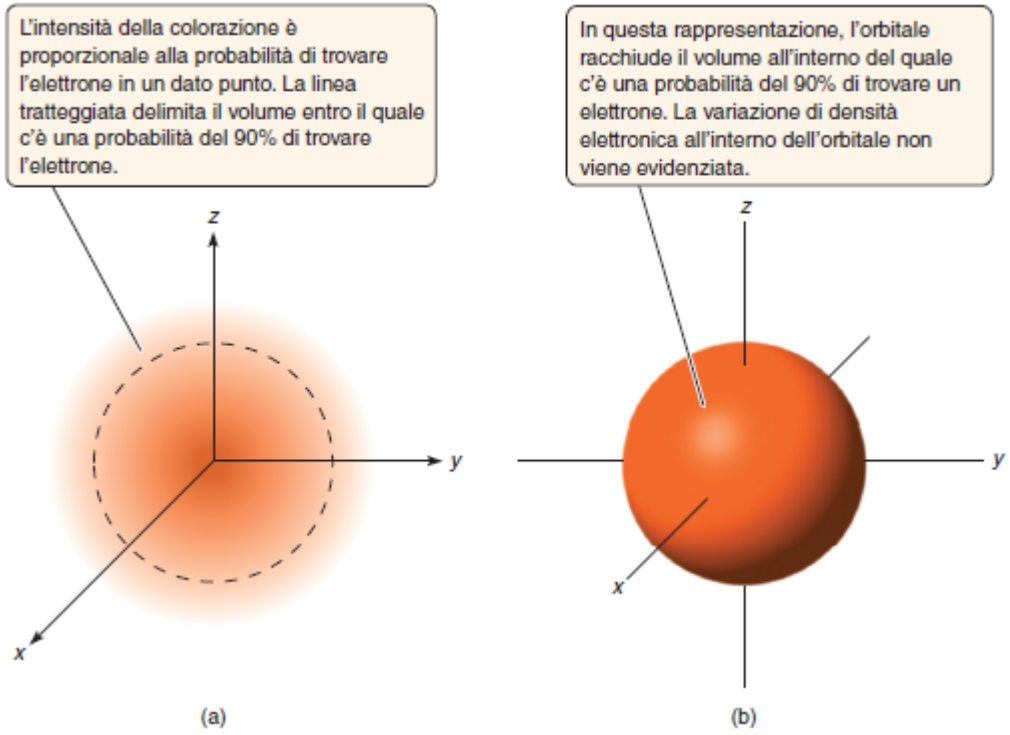


IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

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;
- 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.
- 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;


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.
z
y
x
(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.
z
y
x
(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.

$n = 1, 2, 3, 4, \ldots..$

numero quantico secondario *l*: (o di momento angolare) 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.

$l = 0, 1, 2, 3, \ldots..(n\text{-}1)$

$l = 0 \Rightarrow$ 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 $+l$

$$m_l = (-l), \ldots,0,\ldots.(+l)$$

TABELLA 4-8 *Valori consentiti dei numeri quantici fino ad* n = 4

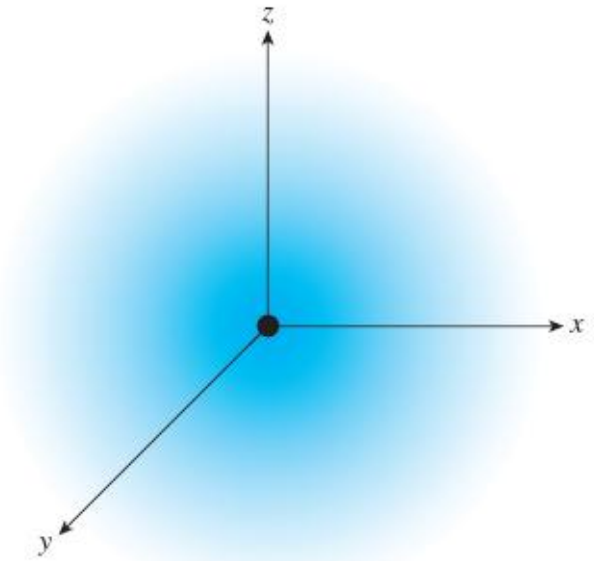
n	ℓ	m_ℓ
1	0 (1*s*)	0
2	0 (2*s*)	0
	1 (2*p*)	−1, 0, +1
3	0 (3*s*)	0
	1 (3*p*)	−1, 0, +1
	2 (3*d*)	−2, −1, 0, +1, +2
4	0 (4*s*)	0
	1 (4*p*)	−1, 0, +1
	2 (4*d*)	−2, −1, 0, +1, +2
	3 (4*f*)	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3

GLI ORBITALI ATOMICI

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

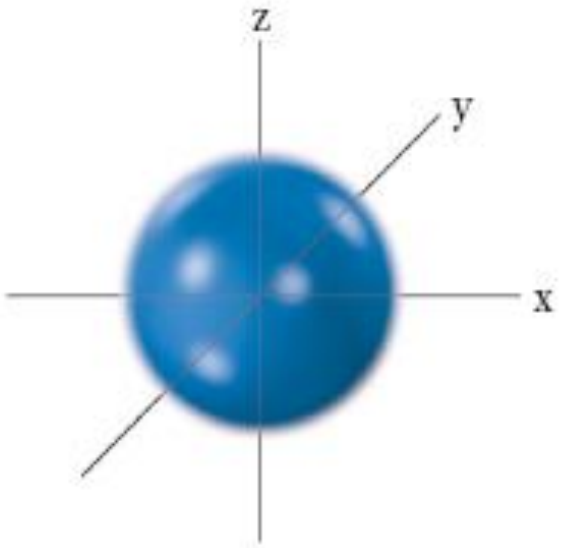
La collocazione dell'elettrone in un atomo si descrive tramite una nube di posizioni probabili. Le sagome più importanti di tali nubi sono quelle corrispondenti agli orbitali sferici, ***s***, a quelli bilobati, ***p*** e agli orbitali ***d***.

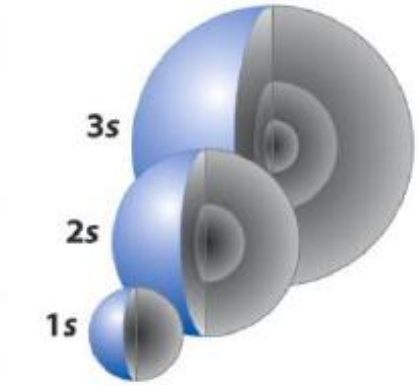
Ad ogni orbitale corrisponde un definito livello energetico



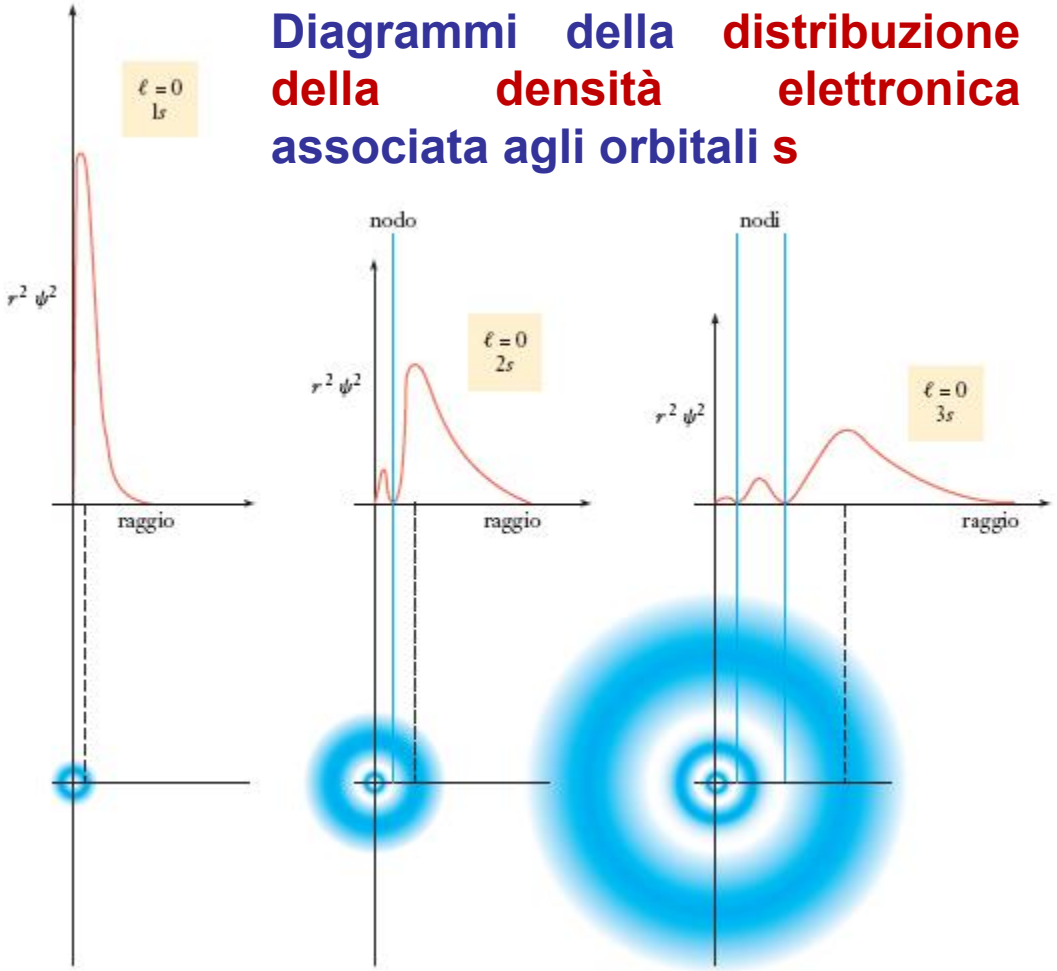
L'ORBITALE s

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





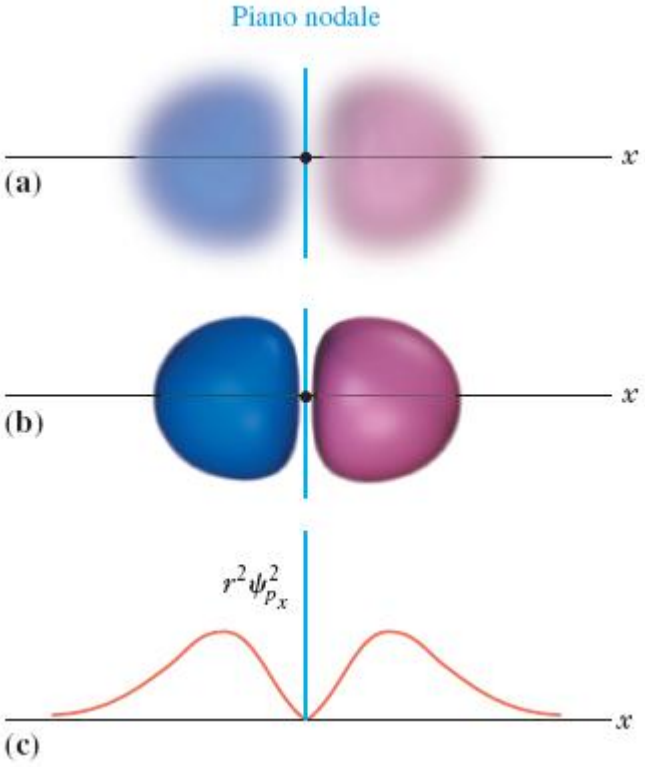
Diagrammi della distribuzione della densità elettronica associata agli orbitali s

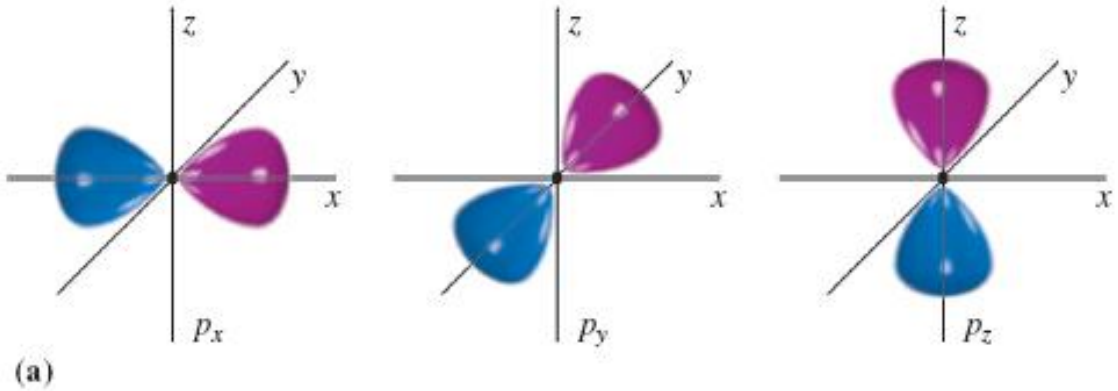


GLI ORBITALI p

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



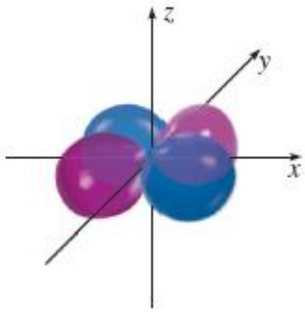


(a)

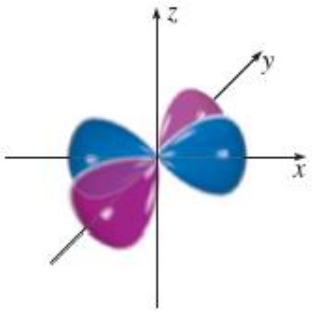
GLI ORBITALI d

orbitale *d*

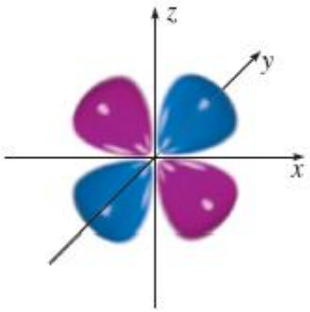
Anche gli orbitali ***d*** sono provvisti di piani nodali in cui la probabilità di trovare gli elettroni è nulla. Per una data energia esistono cinque orbitali ***d***: d_{yz}, d_{xz}, d_{xy}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2}. I lobi degli orbitali $d_{x^2-y^2}$ e d_{z^2} giacciono lungo gli assi, mentre i lobi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



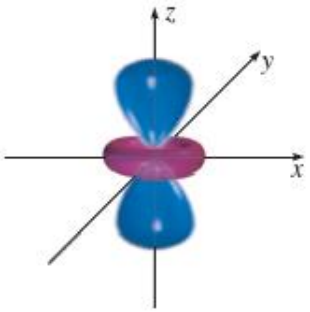
d_{xy}



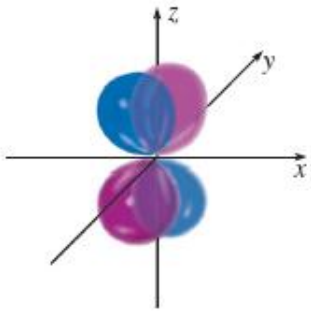
$d_{x^2-y^2}$



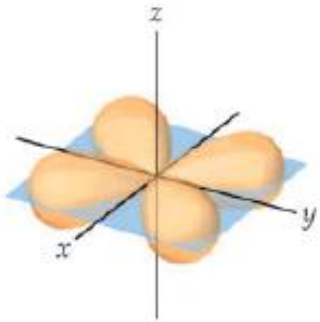
d_{xz}



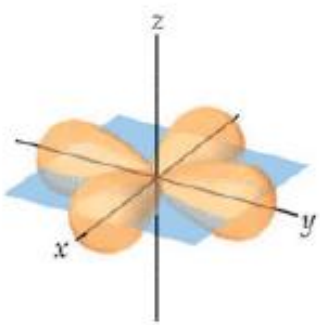
d_{z^2}



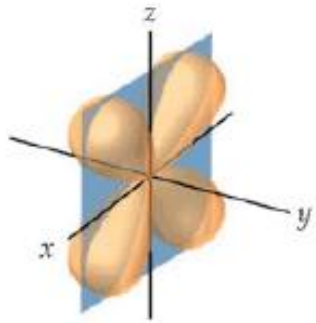
d_{yz}



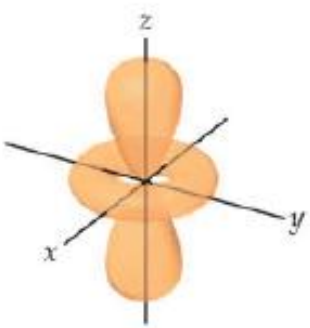
d_{xy}



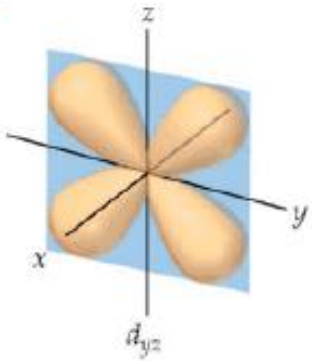
$d_{x^2-y^2}$



d_{xz}



d_{z^2}

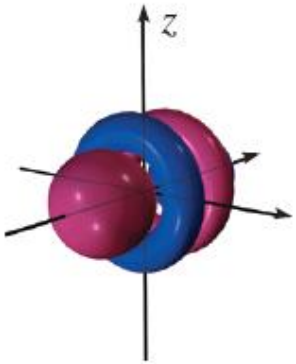


d_{yz}

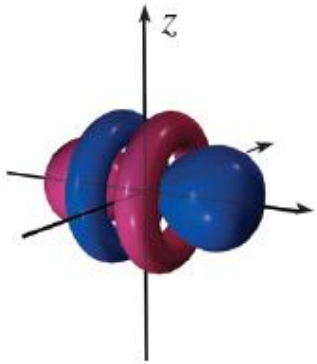
GLI ORBITALI f

orbitale *f*

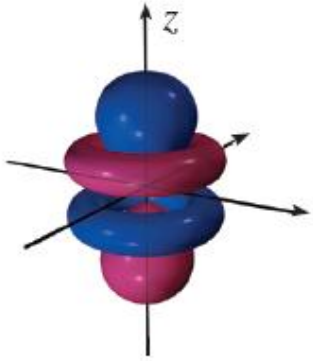
Anche gli orbitali ***f*** sono provvisti di piani nodali in cui la probabilità di trovare gli elettroni è nulla. Per una data energia esistono sette orbitali ***f***



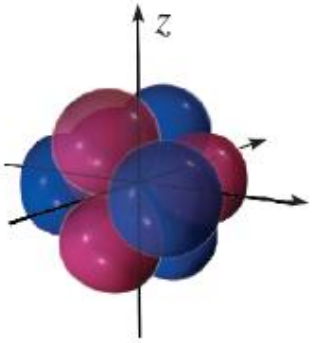
$f_{y^3} - \frac{3}{5} y r^2$



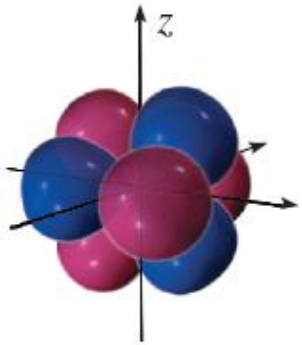
$f_{y^3} - \frac{3}{5} x r^2$



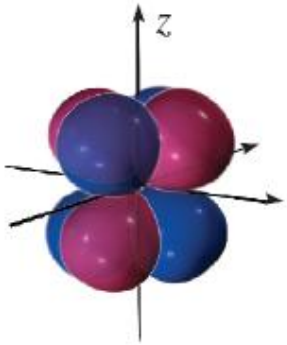
$f_{y^3} - \frac{3}{5} z r^2$



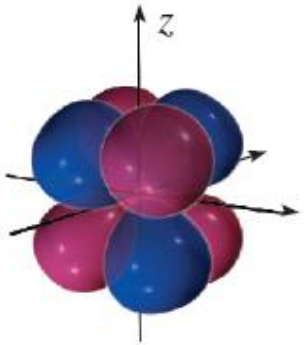
$f_y\ (x^2 - z^2)$



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



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



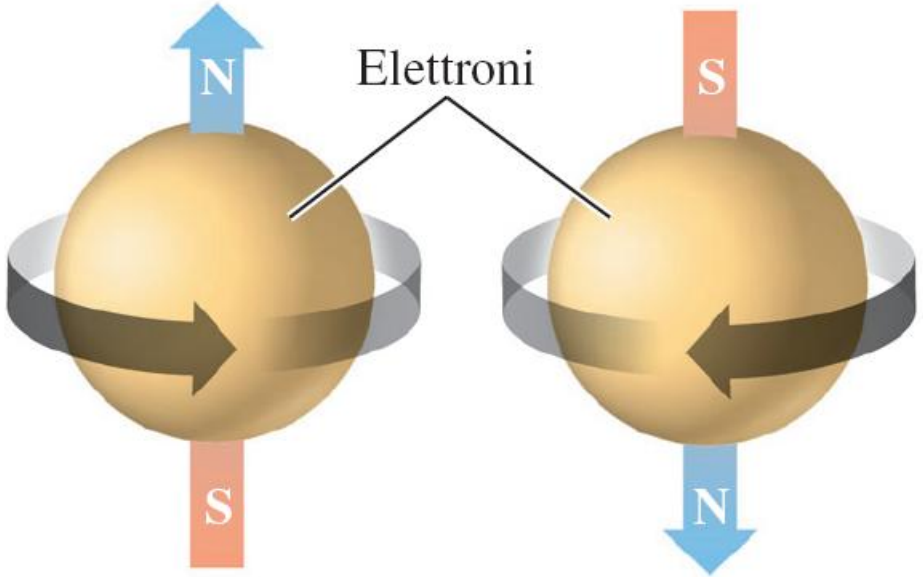
f_{xyz}

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

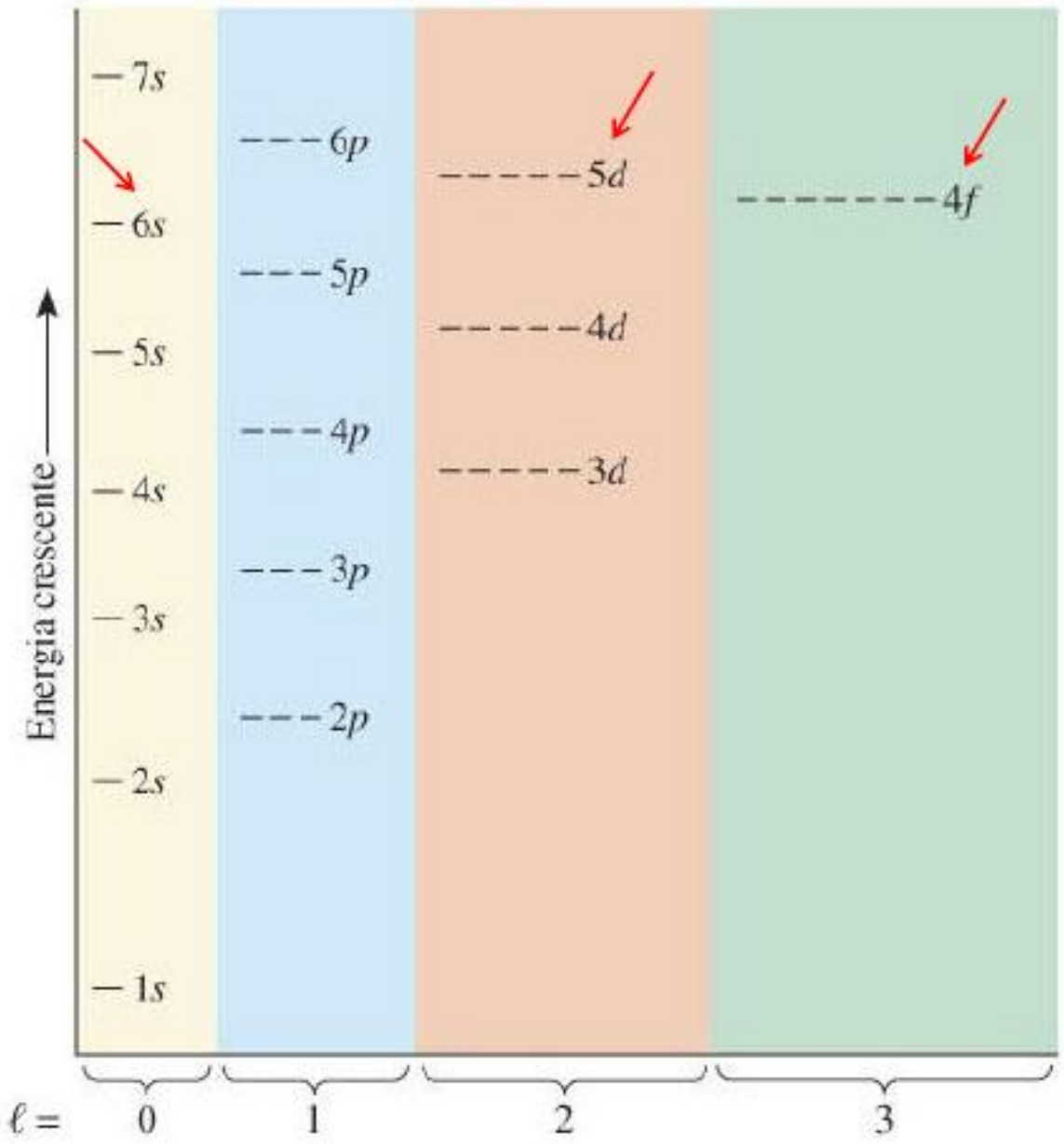


$$m_s = +\frac{1}{2} \qquad m_s = -\frac{1}{2}$$

TABELLA 4-8 *Valori consentiti dei numeri quantici fino ad* n = 4

n	ℓ	m_ℓ	m_s
1	0 (1*s*)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2	0 (2*s*)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
	1 (2*p*)	−1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ
3	0 (3*s*)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
	1 (3*p*)	−1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ
	2 (3*d*)	−2, −1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ
4	0 (4*s*)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
	1 (4*p*)	−1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ
	2 (4*d*)	−2, −1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ
	3 (4*f*)	−3, −2, −1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di m_ℓ

L'ENERGIA DEGLI ORBITALI

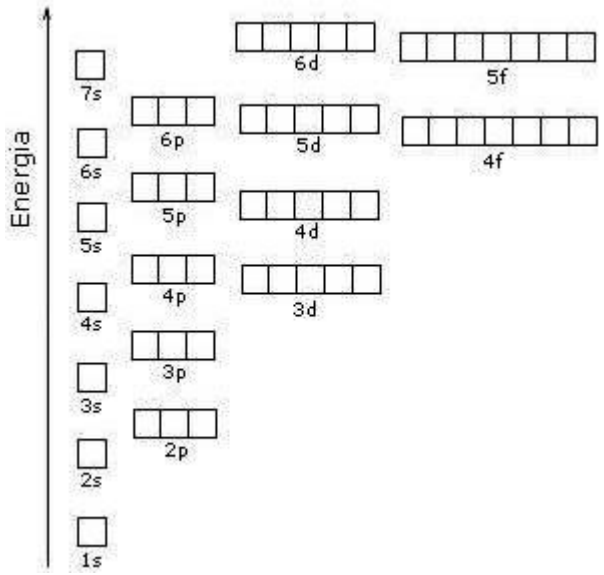


GLI ORBITALI



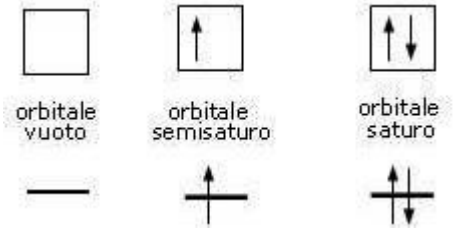
CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

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 (quadratino) 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

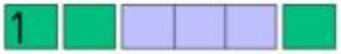
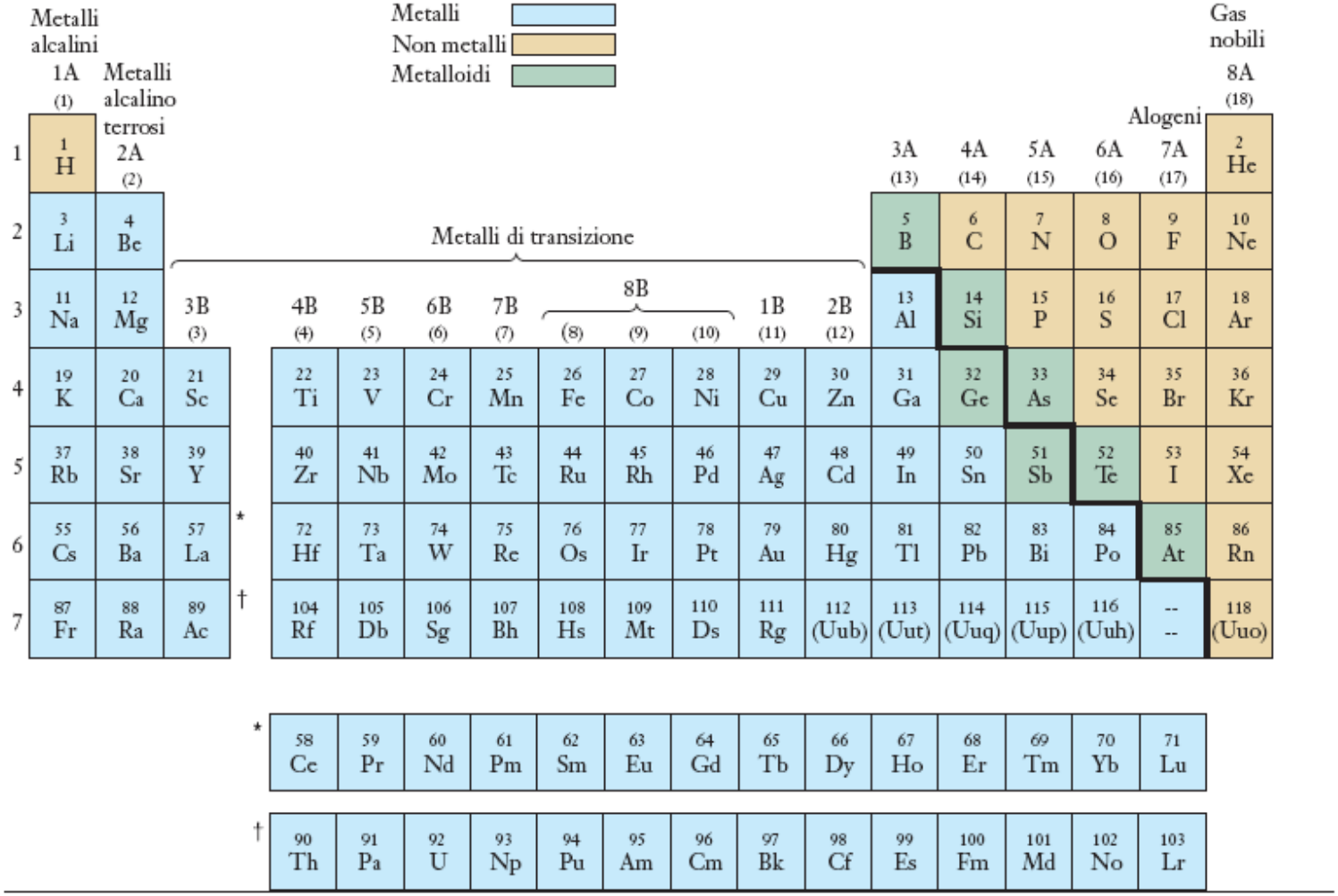
Elemento	N. tot. elettr.	AufBau	Notazione spettroscopica
		1*s* 2*s* 2*p* 3*s*	
H	1		$1s^1$

TABELLA 4-5 *La tavola periodica*



CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

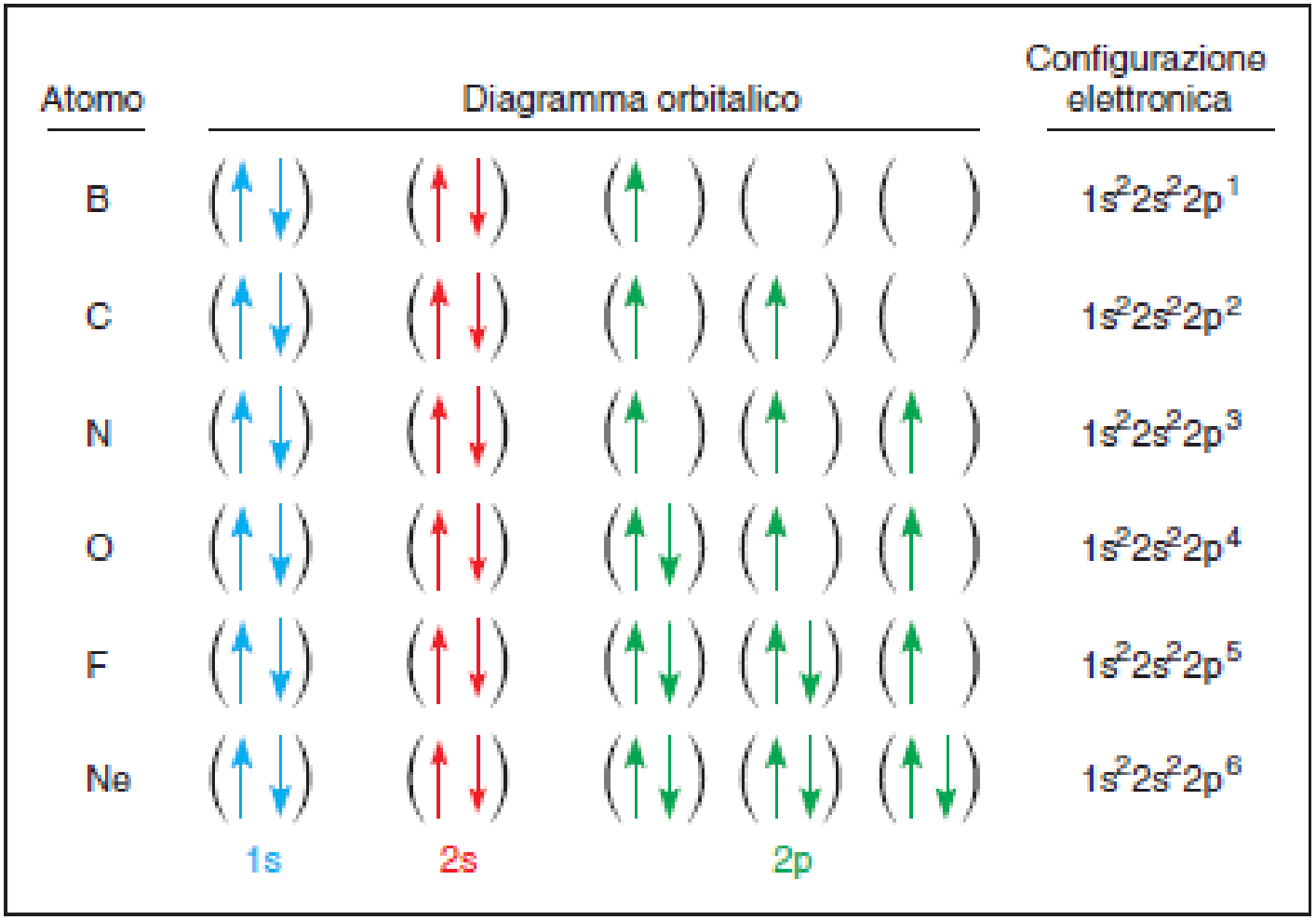
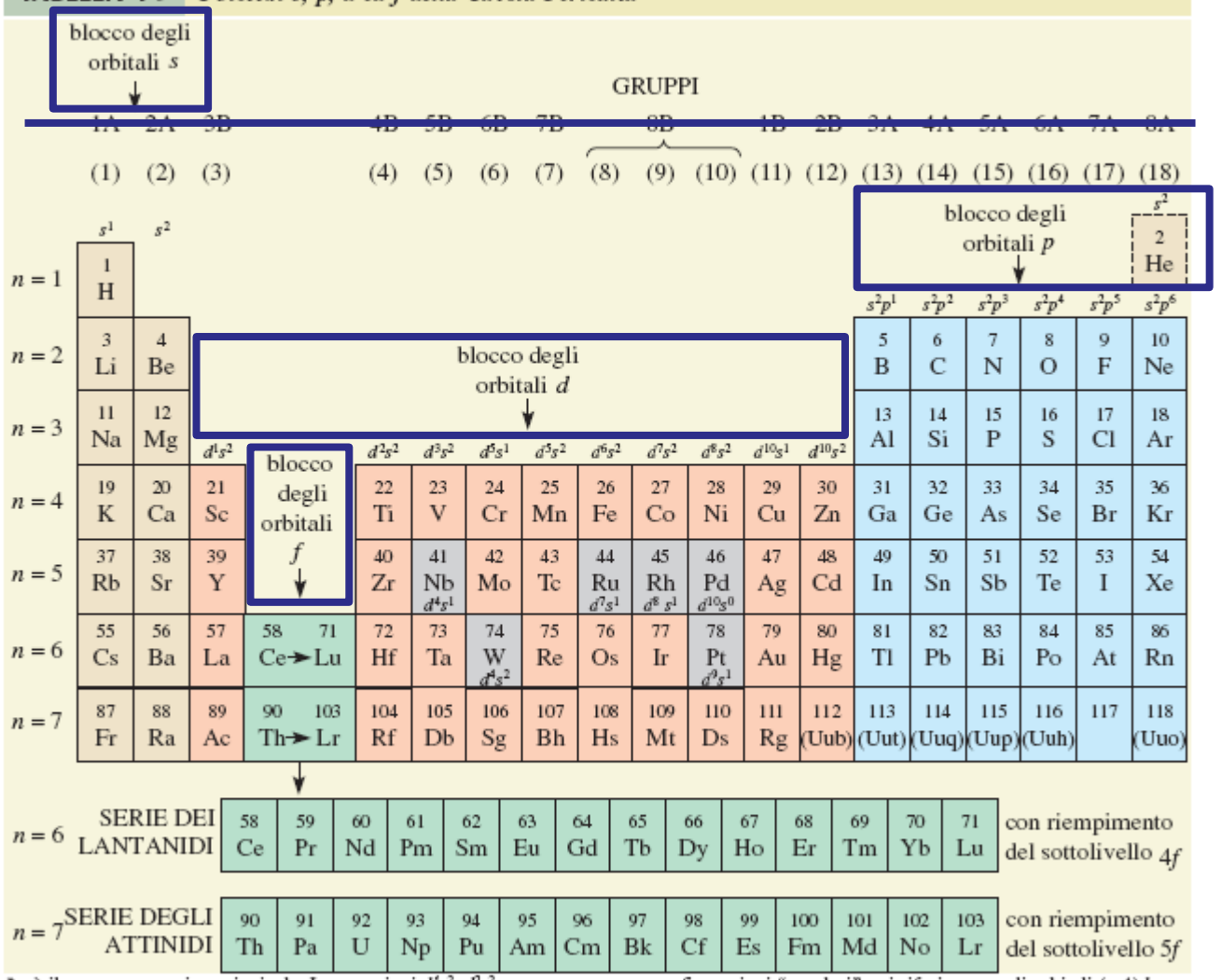


TABELLA 4-9 *I blocchi s, p, d ed f della Tavola Periodica**



* *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*

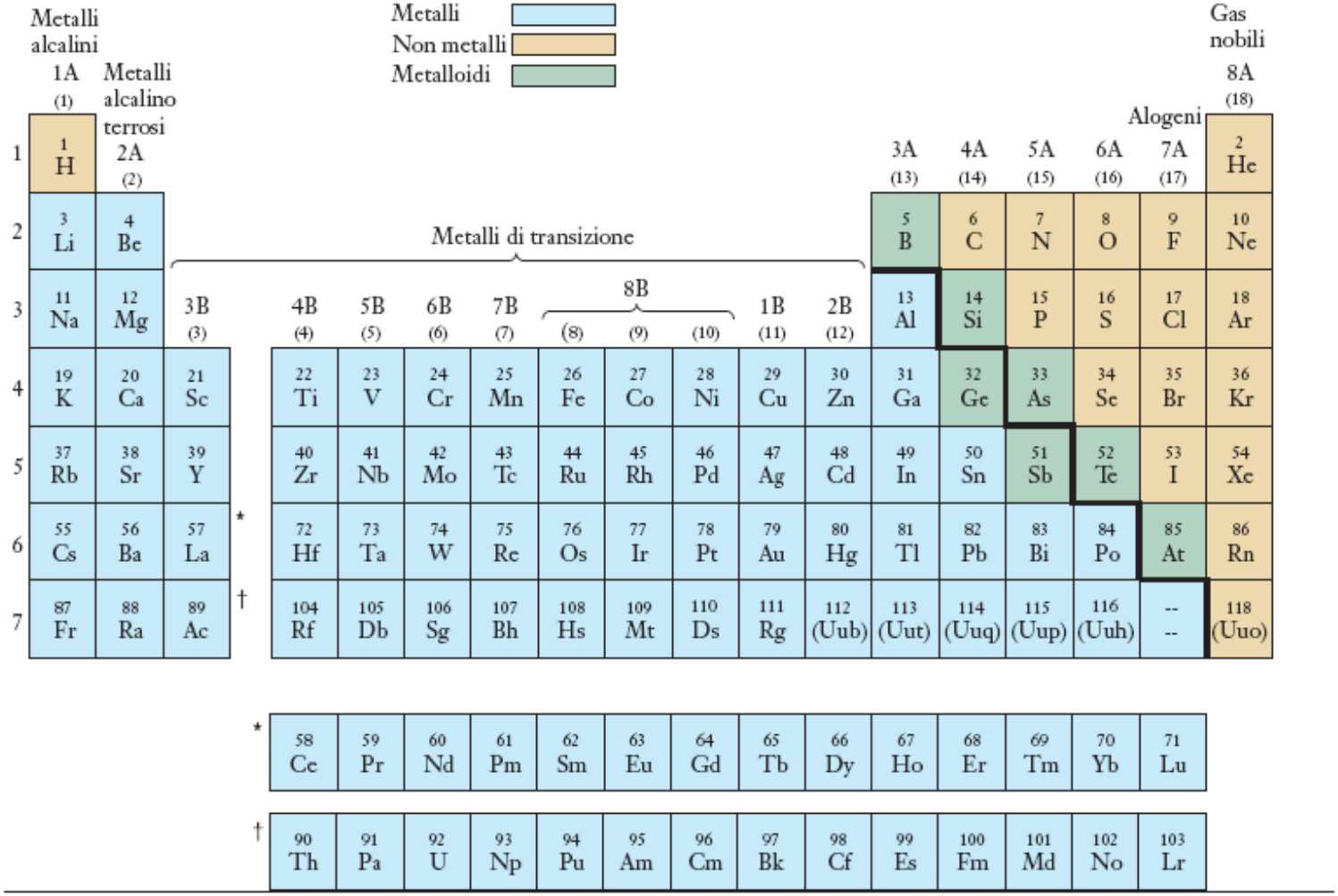


TABELLA 4-6 *Alcune proprietà fisiche dei metalli e non metalli*

Metalli	Non metalli
1. Elevata conducibilità elettrica, che diminuisce all'aumentare della temperatura	1. Bassa conducibilità elettrica (eccetto il carbonio nella forma della grafite)
2. Elevata conducibilità termica	2. Buoni isolanti termici (eccetto il carbonio)
3. Grigio metallici o lucentezza argentea*	3. Nessuna lucentezza metallica
4. Quasi tutti solidi†	4. Solidi, liquidi, o gas
5. Malleabili (possono essere ridotti in lamine)	5. Fragili allo stato solido
6. Duttili (possono essere ridotti in fili)	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	1. I gusci esterni contengono quattro o più elettroni*
2. Formano cationi (ioni positivi) per perdita di elettroni	2. Formano anioni (ioni negativi) per acquisto di elettroni†
3. Formano composti ionici con i non metalli	3. Formano composti ionici con i metalli† e composti molecolari (covalenti) con i non metalli
4. Lo stato solido è caratterizzato dal legame metallico	4. Molecole legate covalentemente; i gas nobili sono monoatomici

* *Eccetto idrogeno ed elio.*
† *Eccetto i gas nobili*

PROPRIETA' PERIODICHE DEGLI ELEMENTI

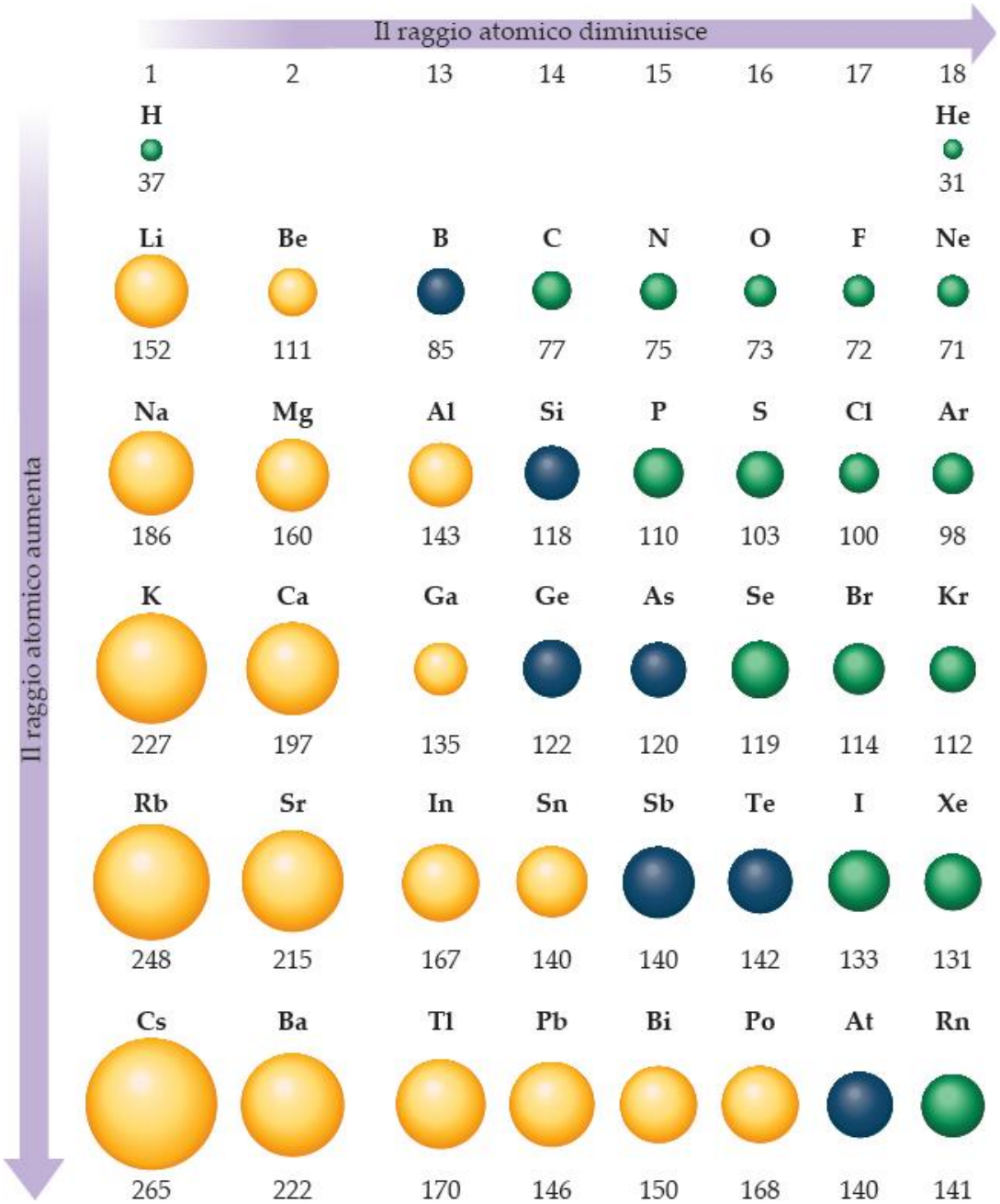
Le proprietà chimiche degli elementi dipendono essenzialmente dagli **elettroni di valenza** e cioè dagli elettroni dei gusci più esterni. Queste proprietà possono essere predette osservando la loro posizione all'interno della tavola periodica che ordina gli elementi secondo il numero atomico e quindi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



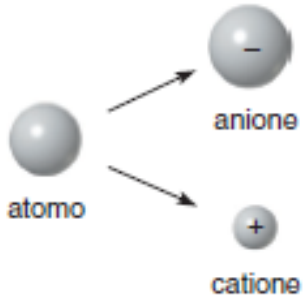
$1\ Å = 10^{-10}\ m$

$1\ pm = 10^{-12}\ m$

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			



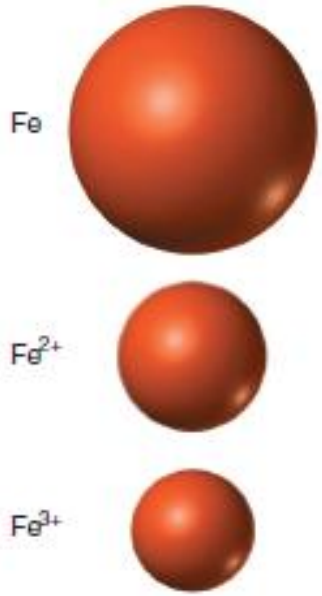
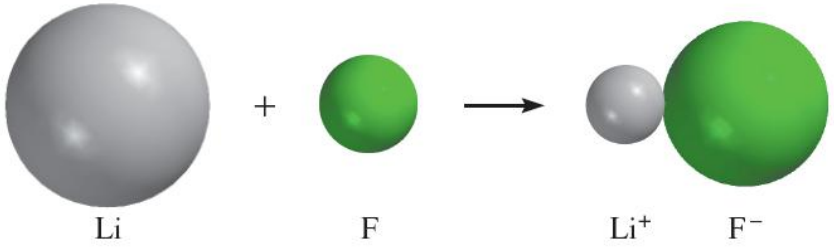


Figura 6.14
Dimensioni relative dell'atomo di ferro e dei suoi ioni.



1.52 Å **0.72 Å** **0.90 Å** **1.19 Å**

ENERGIA di IONIZZAZIONE

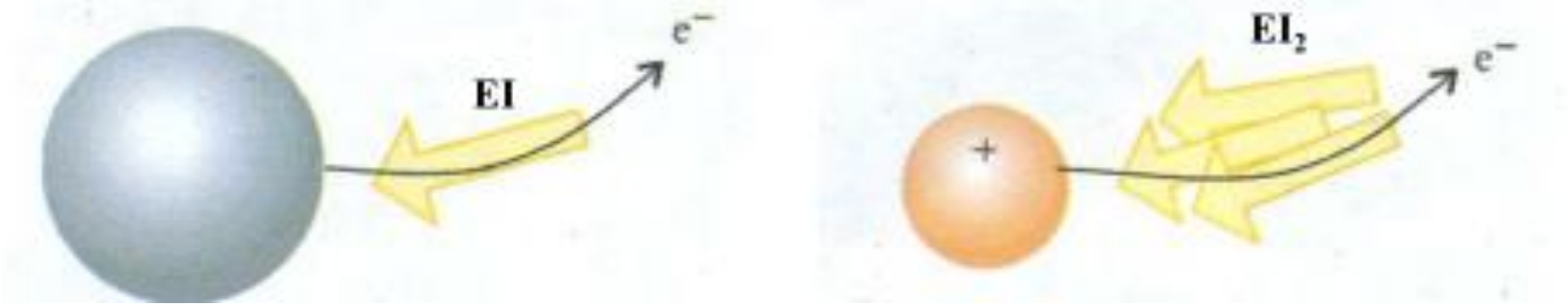
Energia di prima ionizzazione (EI) = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un atomo gassoso isolato per formare uno ione con carica 1+

$$A_{(g)} \rightarrow A^{+}_{(g)} + e^{-}$$

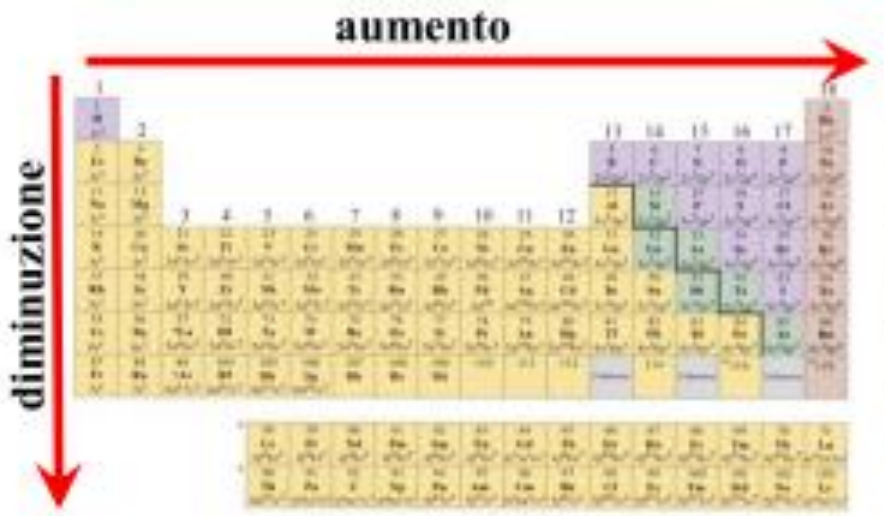
Energia di seconda ionizzazione (EI_2) = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un catione a carica unitaria per formare uno ione con carica 2+

$$A^{+}_{(g)} \rightarrow A^{2+}_{(g)} + e^{-}$$

$EI << EI_2$



ENERGIA di IONIZZAZIONE

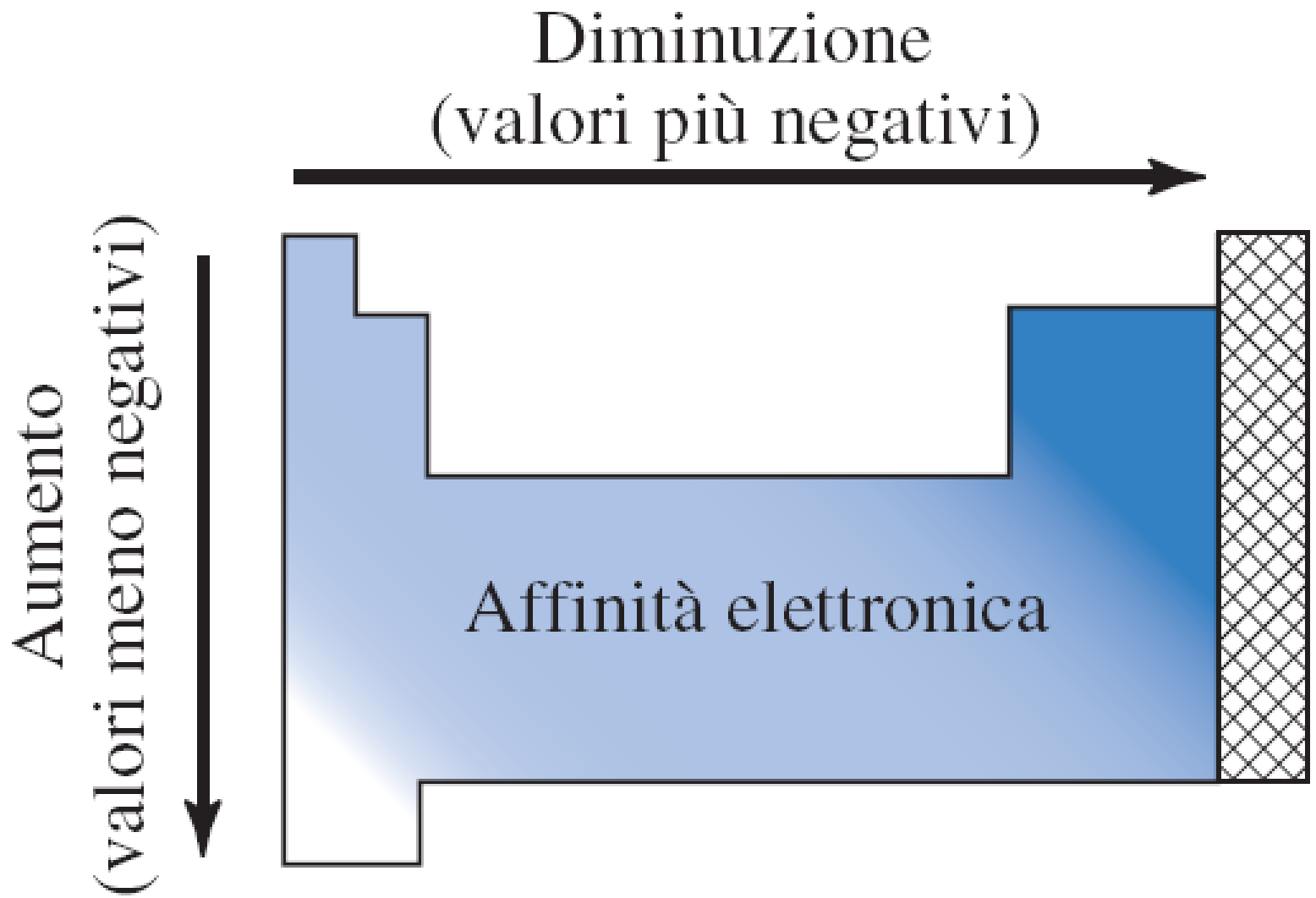


L'energia di prima ionizzazione diminuisce generalmente discendendo lungo un gruppo ed aumenta procedendo lungo un periodo da sinistra verso destra

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.

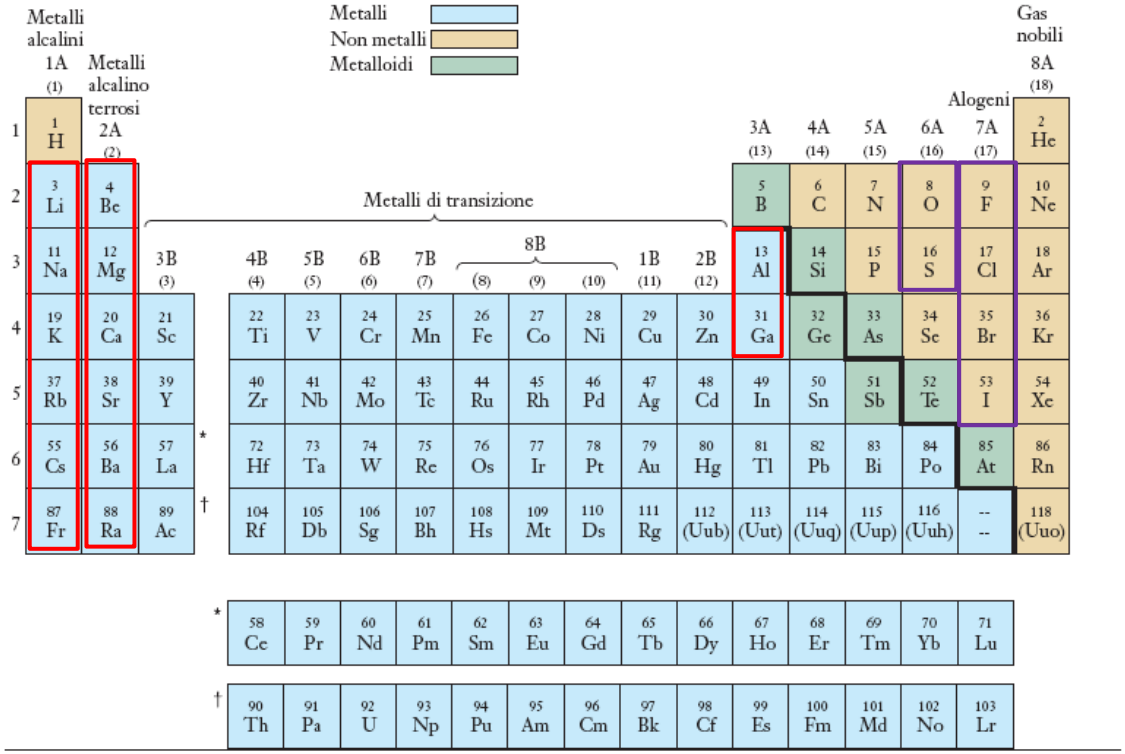
L'energia di prima ionizzazione aumenta procedendo lungo un periodo da sinistra a destra perché la carica nucleare aumenta e gli elettroni occupando sempre uno stesso livello sono sempre più fortemente attratti dal nucleo.

AFFINITA' ELETTRONICA



1																	18
H –73	2											13	14	15	16	17	He ≈0
Li –60	Be ≈0											B –27	C –122	N ≈0	O –141	F –328	Ne ≈0
Na –53	Mg ≈0	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al –43	Si –134	P –72	S –200	Cl –349	Ar ≈0
K –48	Ca ≈0	Sc –18	Ti –8	V –51	Cr –64	Mn ≈0	Fe –16	Co –64	Ni –112	Cu –118	Zn ≈0	Ga –30	Ge –119	As –78	Se –195	Br –325	Kr ≈0
Rb –47	Sr ≈0	Y –30	Zr –41	Nb –86	Mo –72	Tc –53	Ru –101	Rh –110	Pd –54	Ag –126	Cd ≈0	In –30	Sn –107	Sb –103	Te –190	I –295	Xe ≈0
Cs –46	Ba ≈0	La –50	Hf ≈0	Ta –31	W –79	Re –14	Os –106	Ir –151	Pt –205	Au –223	Hg ≈0	Tl –20	Pb –35	Bi –91	Po –183	At –270	Rn ≈0
Fr –46	Ra ≈0																

TABELLA 4-5 *La tavola periodica*



L'ELETTRONEGATIVITA'

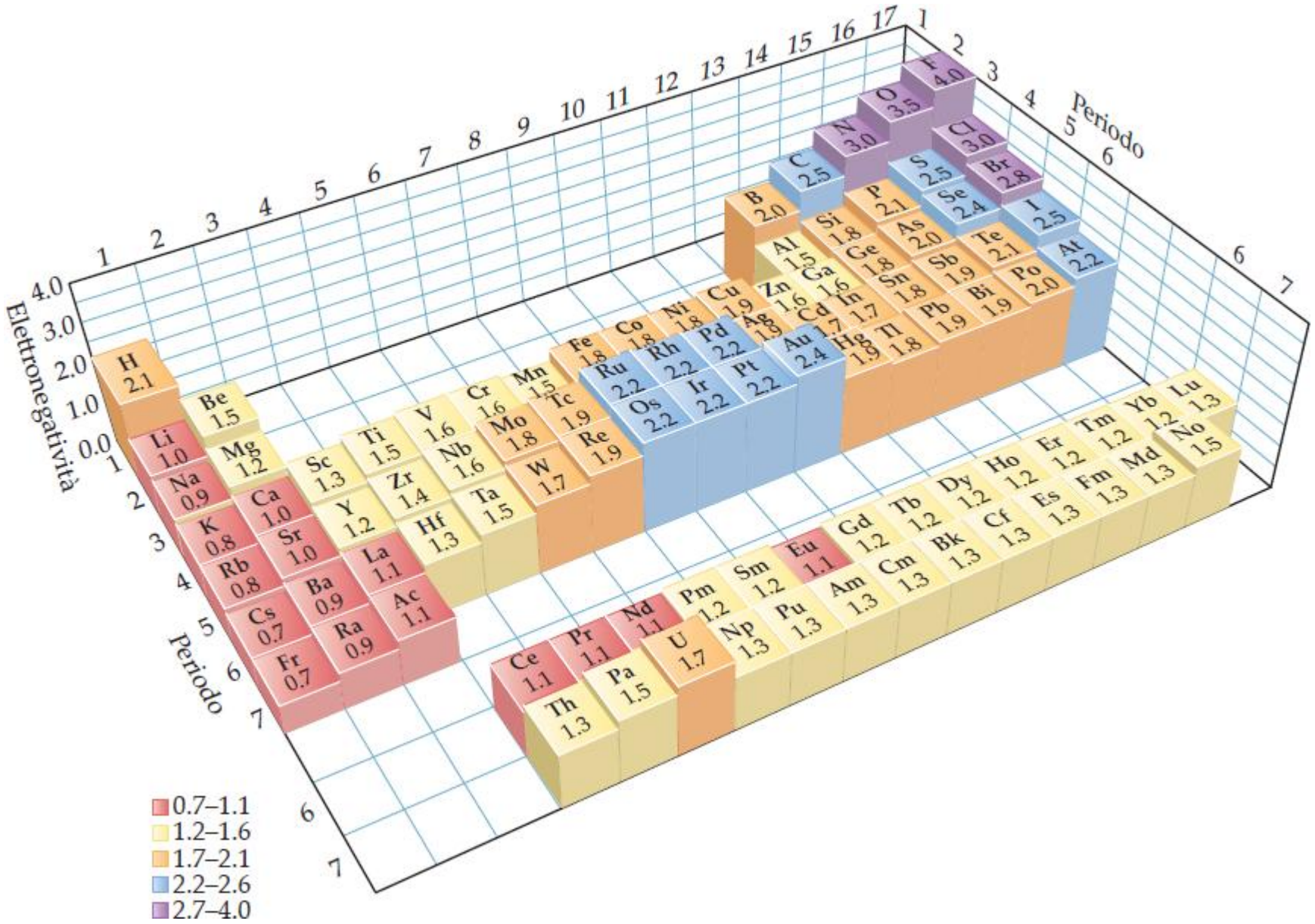
L'*elettronegatività*, simbolo **χ**, è una proprietà chimica che descrive la tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé elettroni **condivisi.**

NON RIGUARDA GLI ATOMI ISOLATI! un atomo con un'elevata elettronegatività attira gli elettroni (di legame) con maggiore forza rispetto a uno con un valore più basso; proprietà che definisce la polarità di un legame.

Aumento dell'elettronegatività

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 2.1																	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9																

Figura 9.5
Valori dell'elettronegatività degli elementi più comuni.


Elettronegatività
4.0
3.0
2.0
1.0
0.0
Periodo
1 2 3 4 5 6 7
Periodo
1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17
H 2.1
Li 1.0
Na 0.9
K 0.8
Rb 0.8
Cs 0.7
Fr 0.7
Be 1.5
Mg 1.2
Ca 1.0
Sr 1.0
Ba 0.9
Ra 0.9
Sc 1.3
Y 1.2
La 1.1
Ac 1.1
Ti 1.5
Zr 1.4
Hf 1.3
V 1.6
Nb 1.6
Ta 1.5
Cr 1.6
Mo 1.8
W 1.7
Mn 1.5
Tc 1.9
Re 1.9
Fe 1.8
Ru 2.2
Os 2.2
Co 1.8
Rh 2.2
Ir 2.2
Ni 1.8
Pd 2.2
Pt 2.2
Cu 1.9
Ag 1.9
Au 2.4
Zn 1.6
Cd 1.7
Hg 1.9
B 2.0
Al 1.5
Ga 1.6
In 1.7
Tl 1.8
C 2.5
Si 1.8
Ge 1.8
Sn 1.8
Pb 1.9
N 3.0
P 2.1
As 2.0
Sb 1.9
Bi 1.9
O 3.5
S 2.5
Se 2.4
Te 2.1
Po 2.0
F 4.0
Cl 3.0
Br 2.8
I 2.5
At 2.2
Ce 1.1
Th 1.3
Pr 1.1
Pa 1.5
Nd 1.1
U 1.7
Pm 1.2
Np 1.3
Sm 1.2
Pu 1.3
Eu 1.1
Am 1.3
Gd 1.2
Cm 1.3
Tb 1.2
Bk 1.3
Dy 1.2
Cf 1.3
Ho 1.2
Es 1.3
Er 1.2
Fm 1.3
Tm 1.2
Md 1.3
Yb 1.2
No 1.5
Lu 1.3
0.7–1.1
1.2–1.6
1.7–2.1
2.2–2.6
2.7–4.0