

# 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)



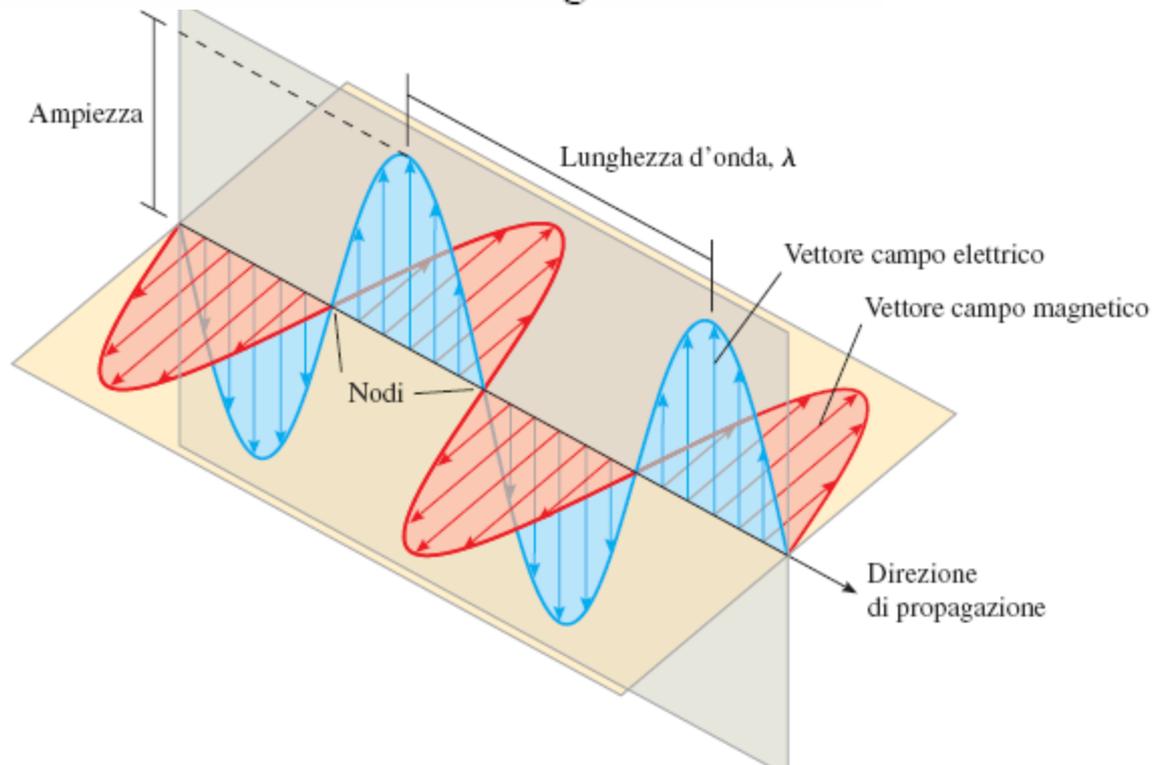
(c) potassio (K)



(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  $\lambda$**

distanza tra due punti identici di onde adiacenti  
(nm)

**frequenza  $\nu$**

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** ( $\lambda$ ) e la **frequenza** ( $\nu$ ) 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.

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

Minore frequenza—Maggiore lunghezza d'onda

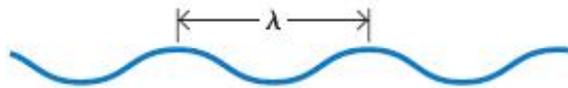


Maggiore frequenza—Minore lunghezza d'onda



(a)

Maggiore lunghezza d'onda

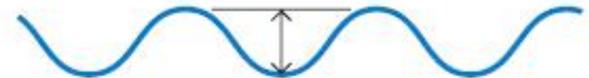


(b)

Minore ampiezza



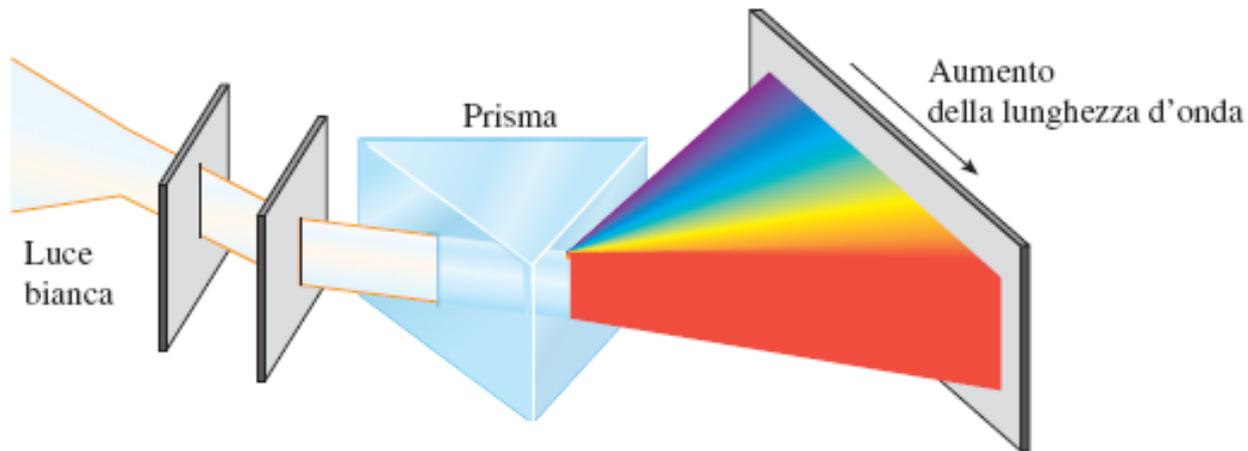
Maggiore ampiezza



(c)

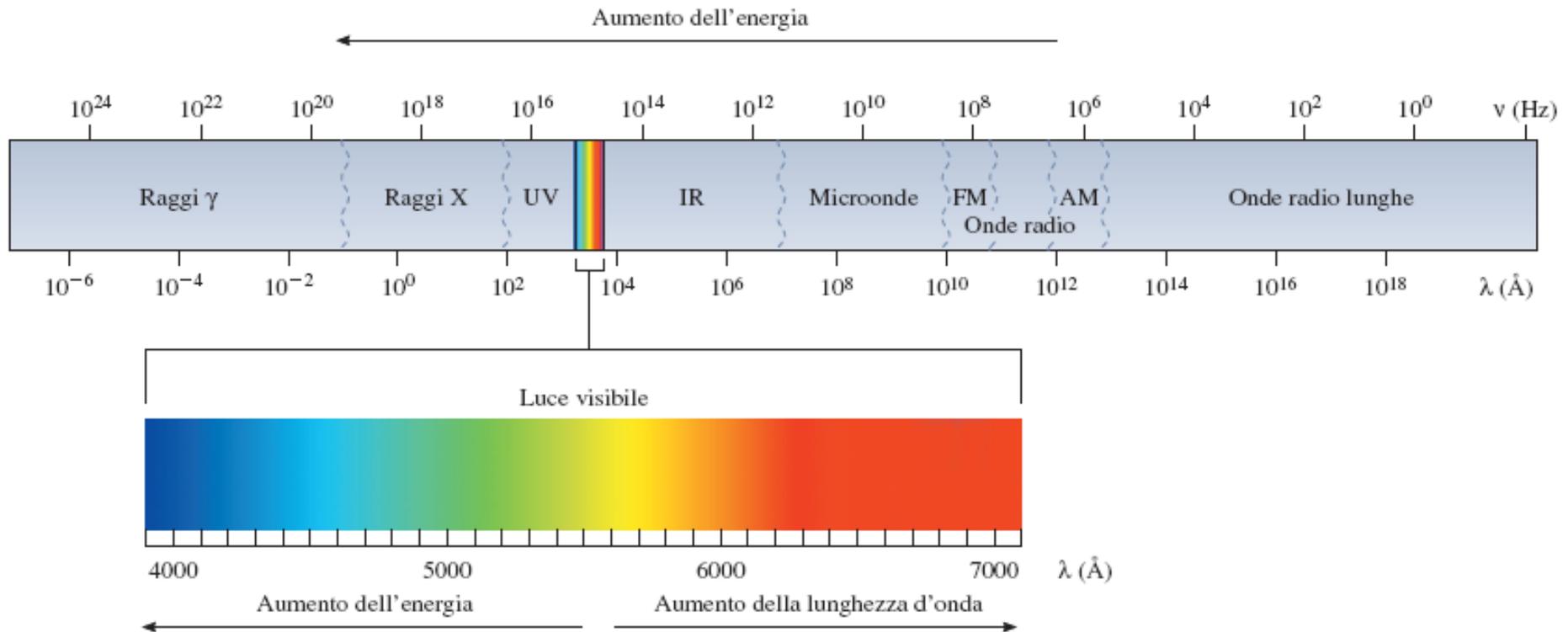
# LA RADIAZIONE ELETTROMAGNETICA

La luce del sole (luce bianca) è composta da radiazioni elettromagnetiche a diverse  $\lambda$  e  $\nu$  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  $\lambda$  e  $\nu$ .



## 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.*

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

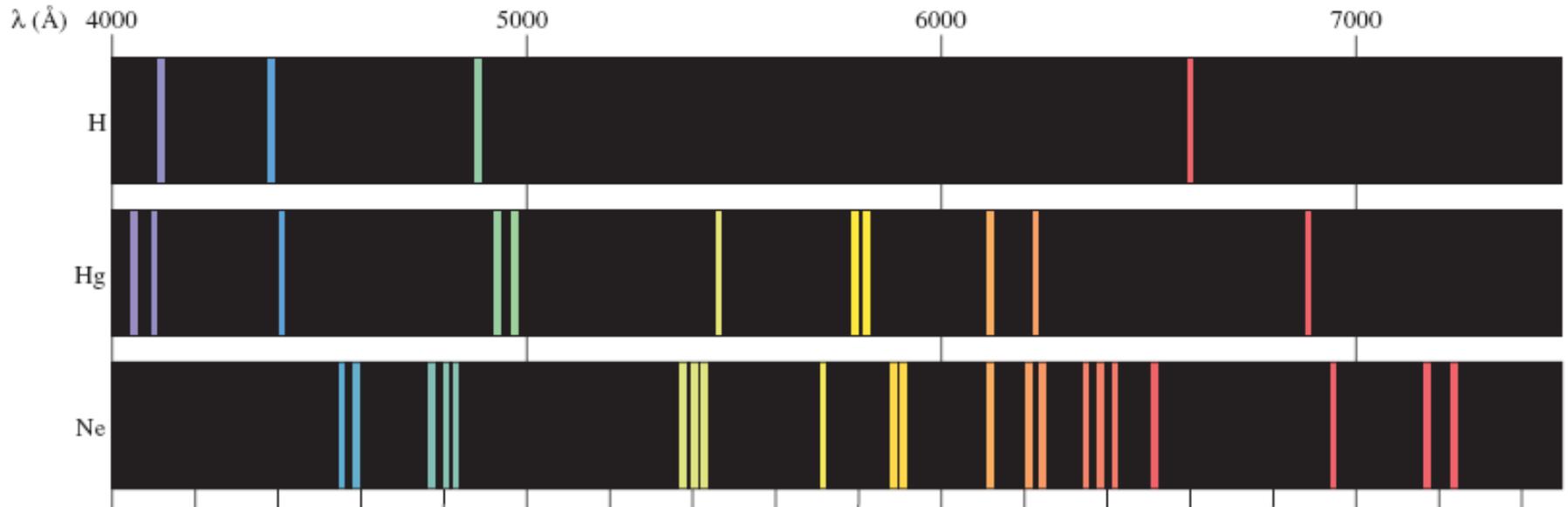
Equazione di Planck

$$h = \text{costante di Planck} = 6.63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

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

# 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

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

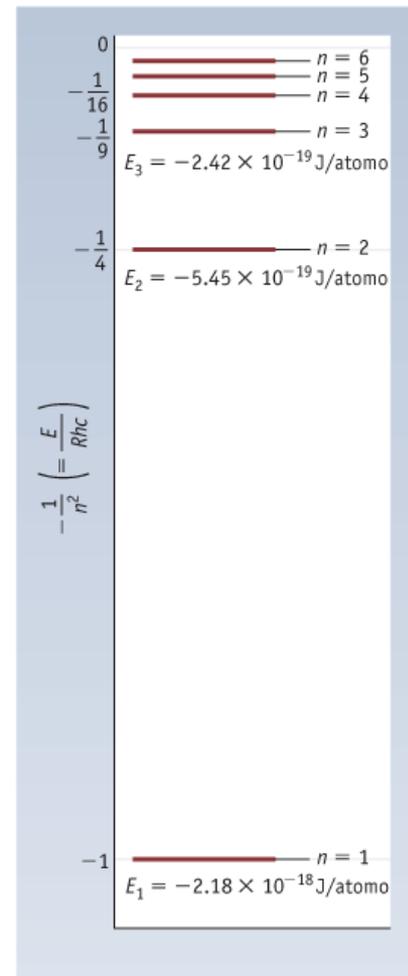
$$R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

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

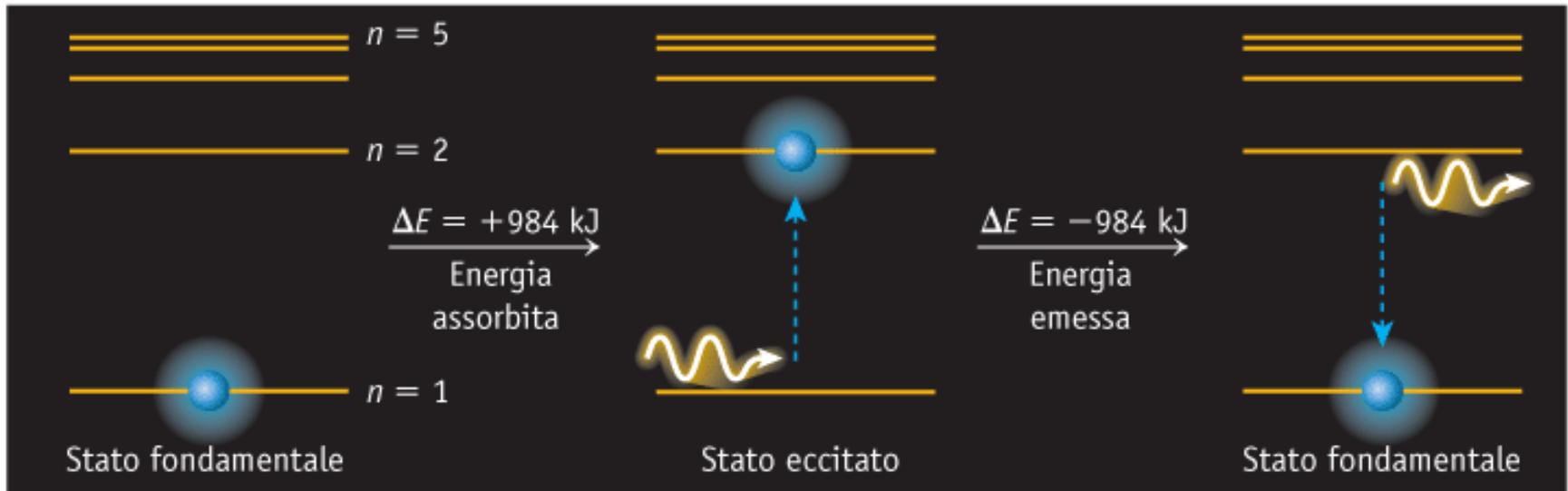
## Energia totale dell'elettrone nel livello n

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

- 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.



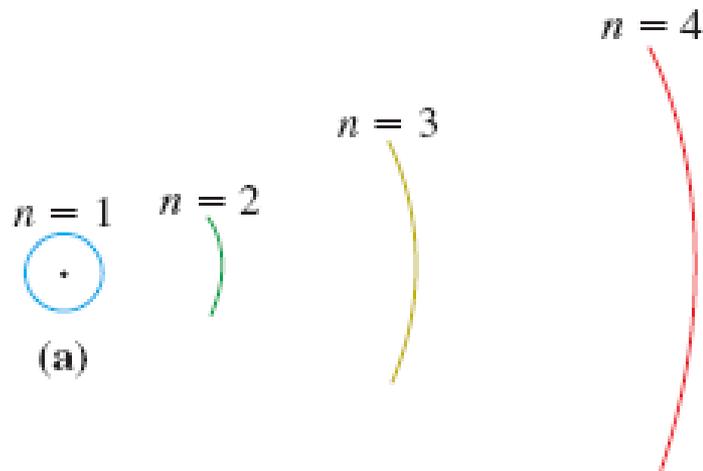
# IL MODELLO ATOMICO DI BOHR



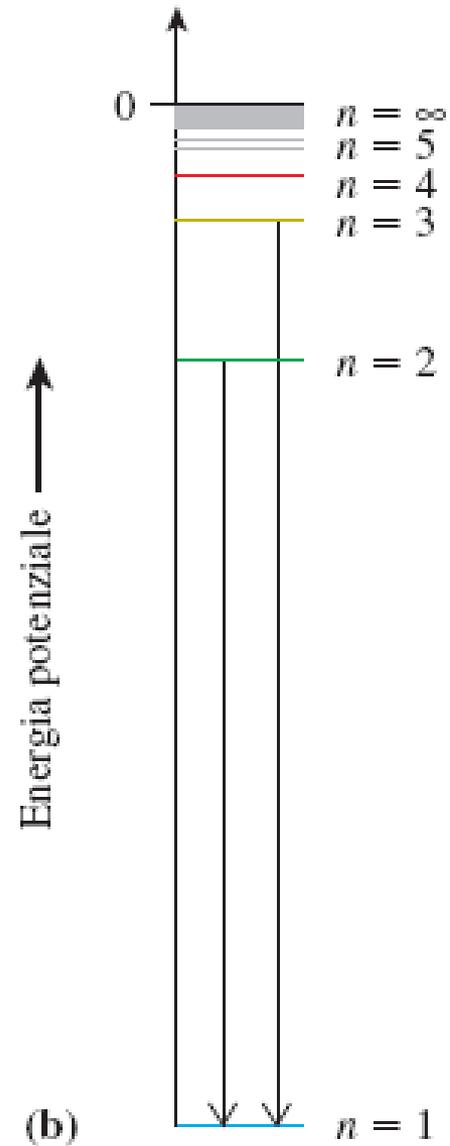
Quando un elettrone eccitato passa ad uno stato energetico inferiore emette energia sottoforma di un fotone di luce:

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

# IL MODELLO ATOMICO DI BOHR



(a)



(b)

# IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

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

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

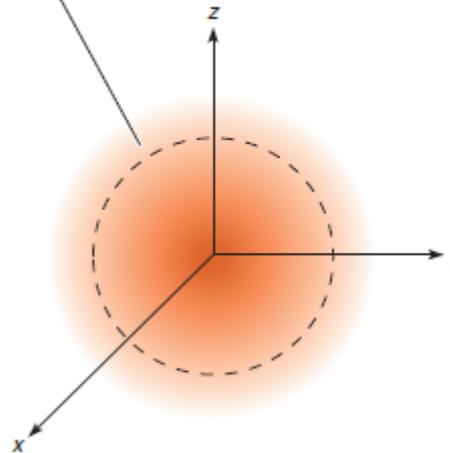
## L'equazione di Schrödinger

$$H\Psi = E\Psi$$

## Il principio di Indeterminazione di Heisenberg

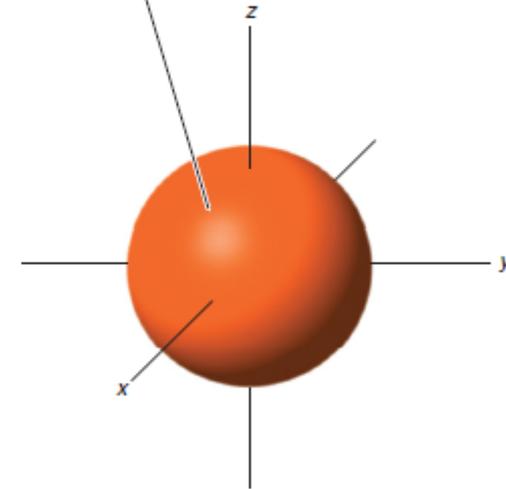
E' impossibile conoscere contemporaneamente con precisione la posizione e l'energia di un elettrone.

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)

# 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**.

# 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  $n = 4$

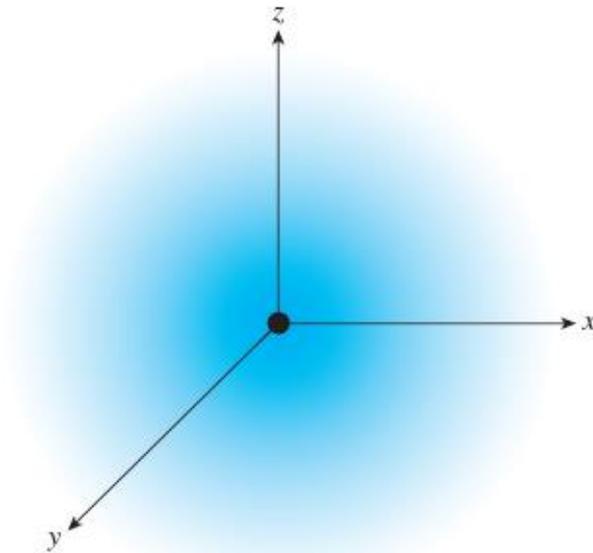
$n$	$\ell$	$m_\ell$	$m_s$	Numero massimo di elettroni in un sottolivello = $4\ell + 2$	Numero massimo di elettroni per un livello energetico = $2n^2$
1	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ per ogni valore di $m_\ell$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

# GLI ORBITALI ATOMICI

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

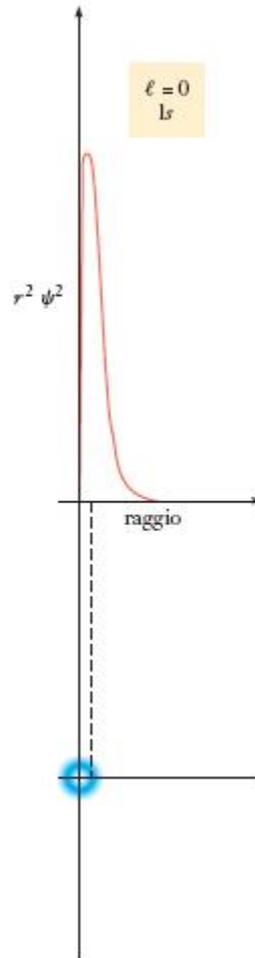
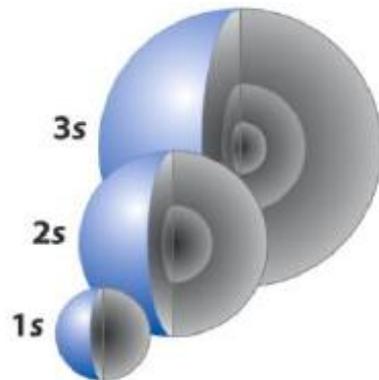
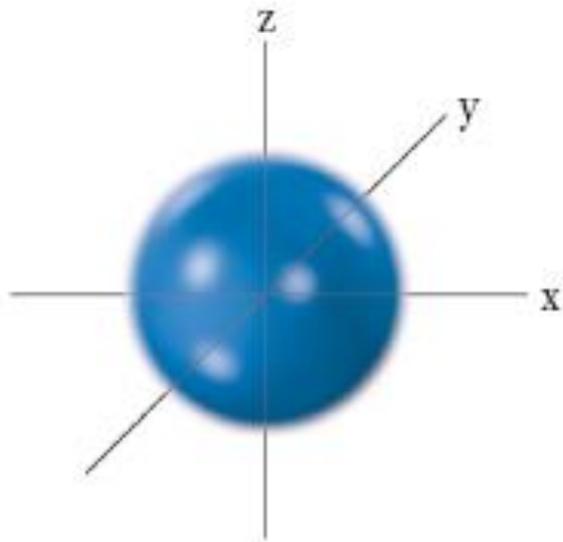
La collocazione dell'elettrone in un atomo si descrive tramite una nube di posizioni probabili. Le sagome più importanti di tali nubi sono quelle corrispondenti agli orbitali sferici, *s*, a quelli bilobati, *p* e agli orbitali *d*.

**Ad ogni orbitale corrisponde un definito livello energetico**

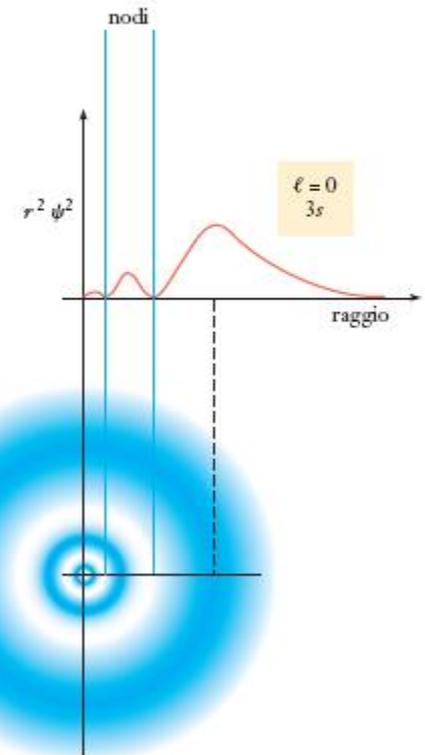
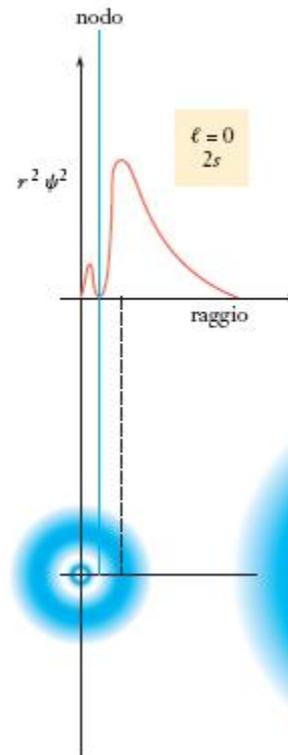


# L'ORBIALE s

**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**

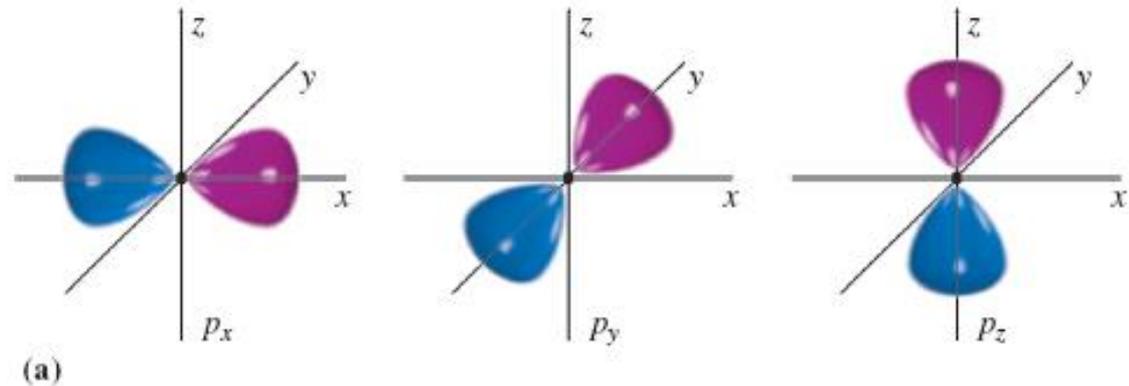
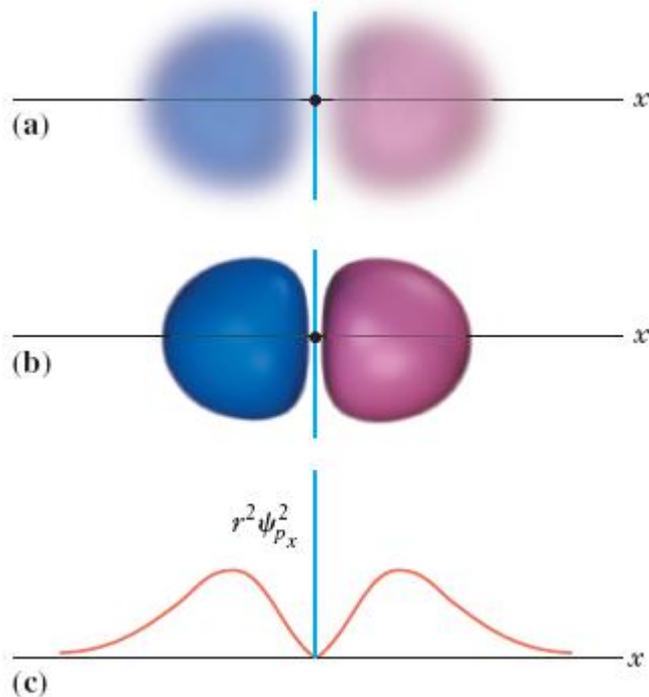


# GLI ORBITALI p

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

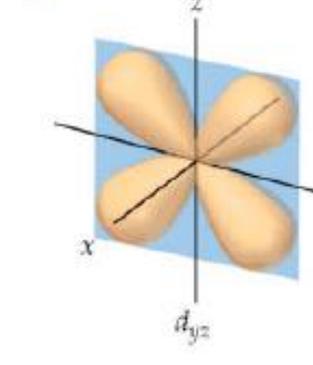
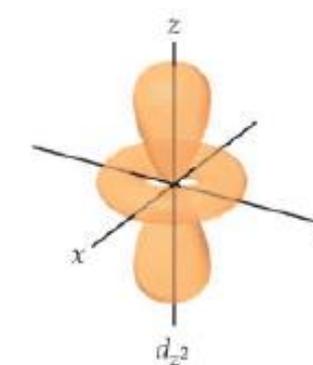
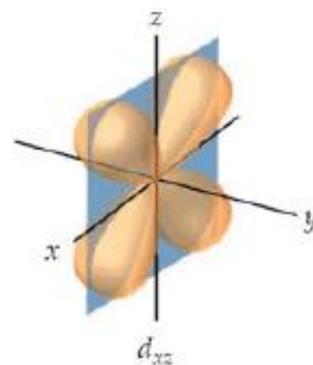
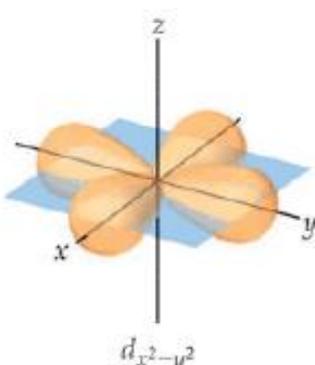
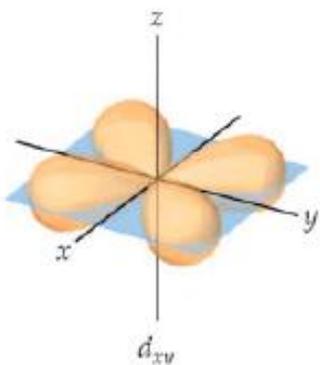
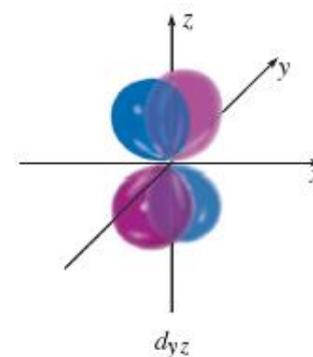
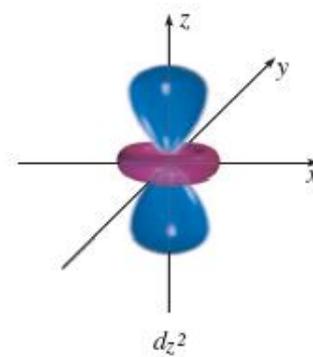
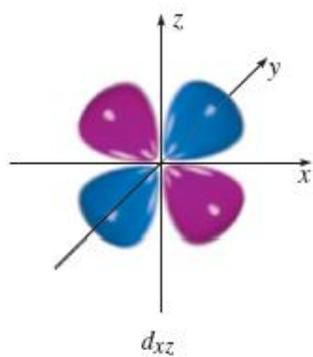
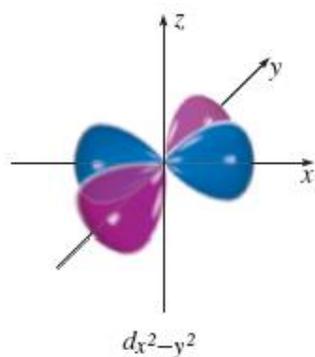
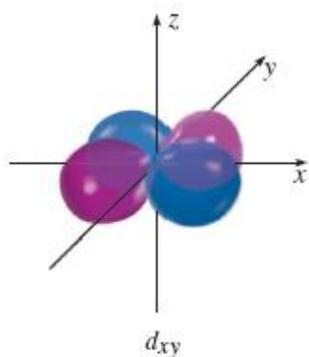


# GLI ORBITALI d

orbitale

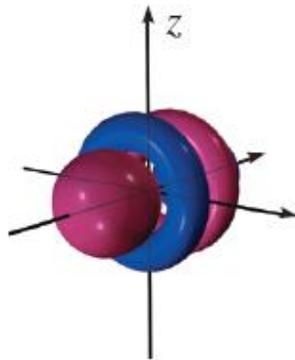
*d*

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

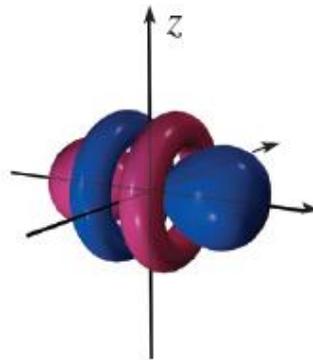


# GLI ORBITALI f

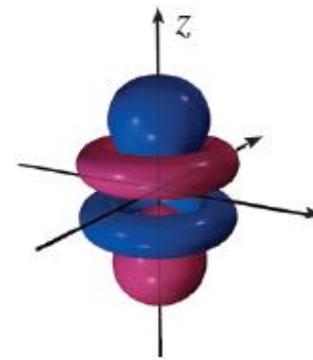
orbitale  $f$  { Anche gli orbitali  $f$  sono provvisti di piani nodali in cui la probabilità di trovare gli elettroni è nulla. Per una data energia esistono sette orbitali  $f$



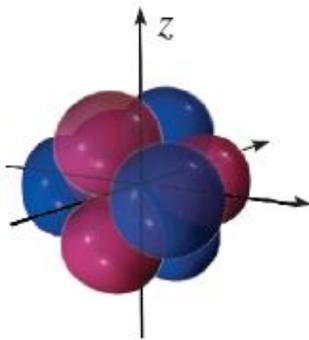
$$f_y^3 - \frac{3}{5} y r^2$$



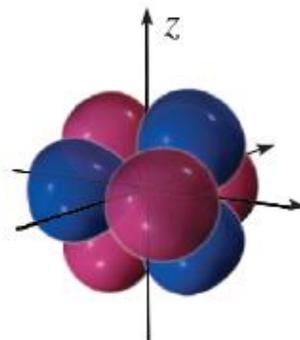
$$f_y^3 - \frac{3}{5} x r^2$$



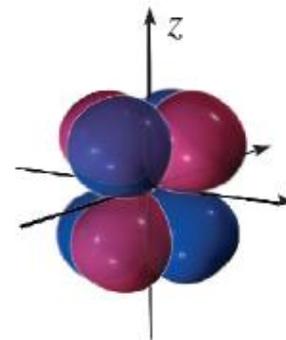
$$f_y^3 - \frac{3}{5} z r^2$$



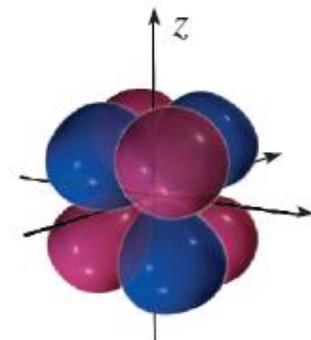
$$f_y (x^2 - z^2)$$



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



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



$$f_{xyz}$$

# IL MODELLO QUANTO-MECCANICO

L'equazione di **Schrödinger**

$$H\Psi = E\Psi$$

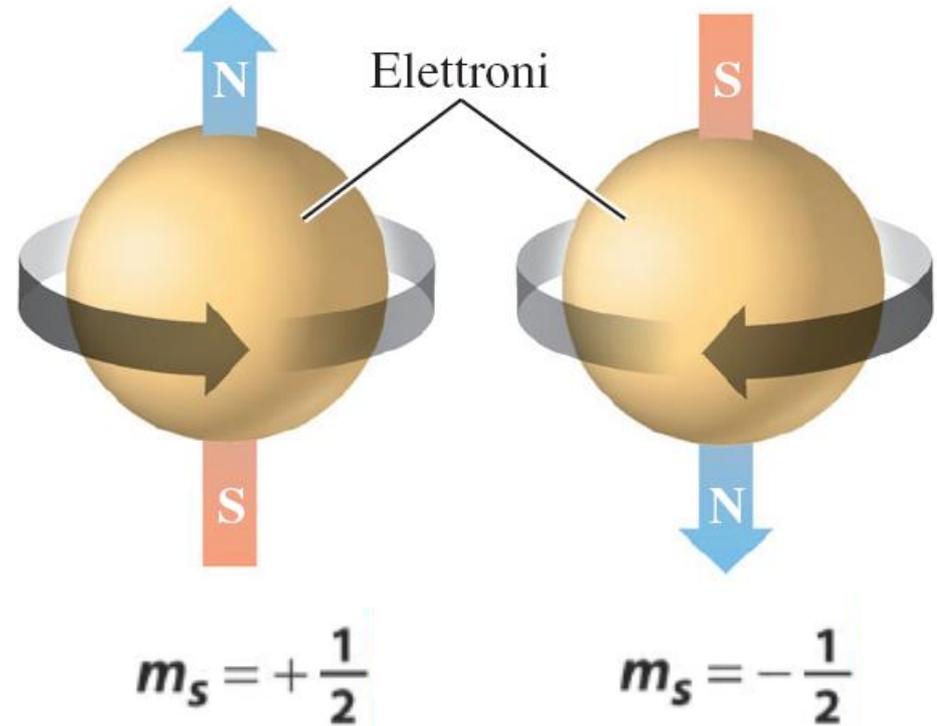
- Ogni soluzione dell'equazione di Schrödinger descrive un **possibile stato energetico** dell'elettrone dentro l'atomo;
- Ogni soluzione dell'equazione di Schrödinger è definita da un insieme di **numeri quantici**;
- Le soluzioni dell'equazione di Schrödinger danno informazioni anche sulla **forma** e l'**orientazione** delle probabilità di densità elettronica che sono espresse in termini dei cosiddetti **orbitali atomici**;
- **Gli orbitali atomici sono definiti dai numeri quantici**;
- Un **orbitale atomico** è una regione di spazio in cui si ha un'**elevata probabilità** di trovare un elettrone.

# I NUMERI QUANTICI

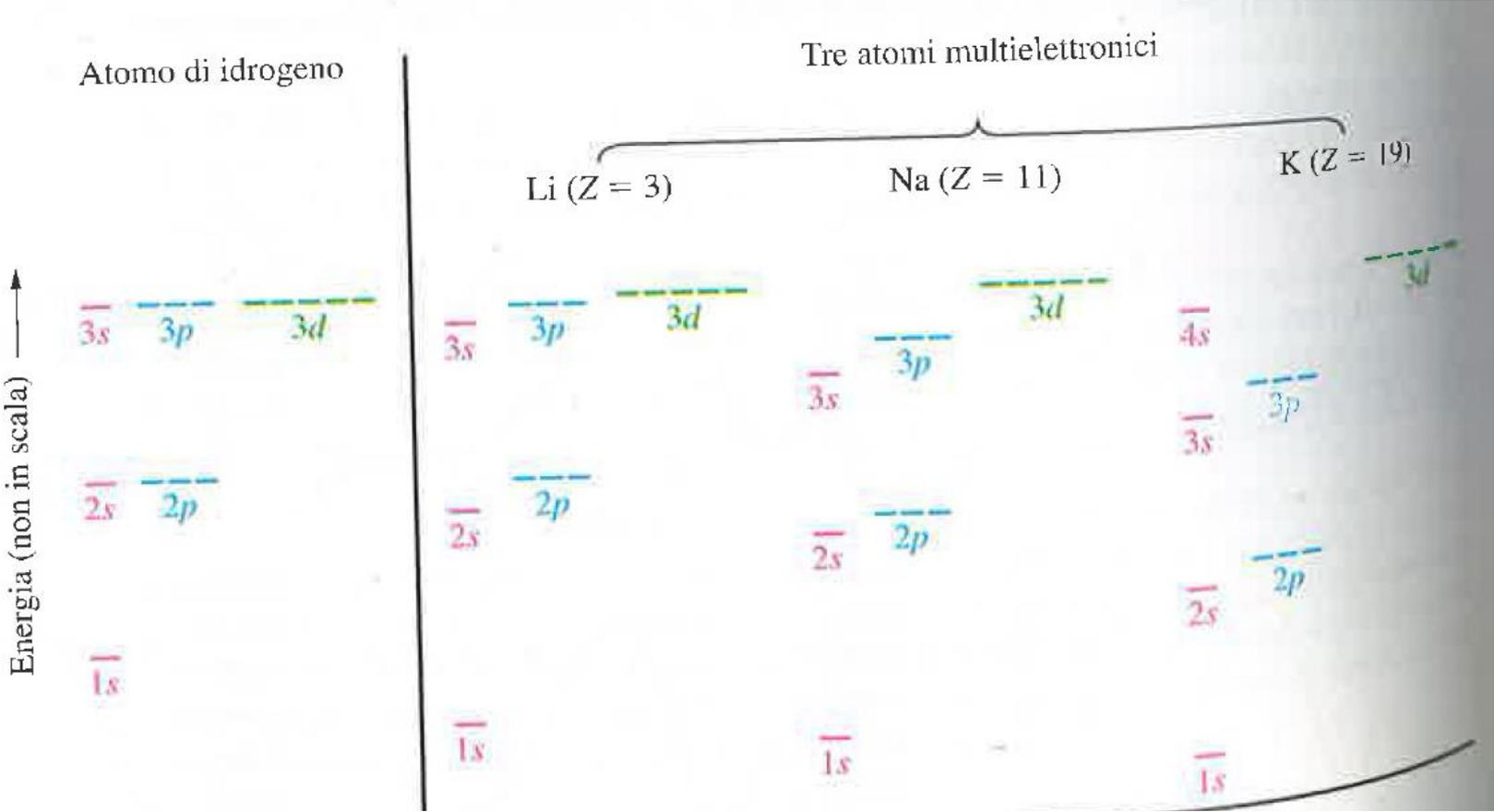
numero quantico di spin  $m_s$ : si riferisce alla rotazione su se stesso di un elettrone

$$m_s = \pm 1/2$$

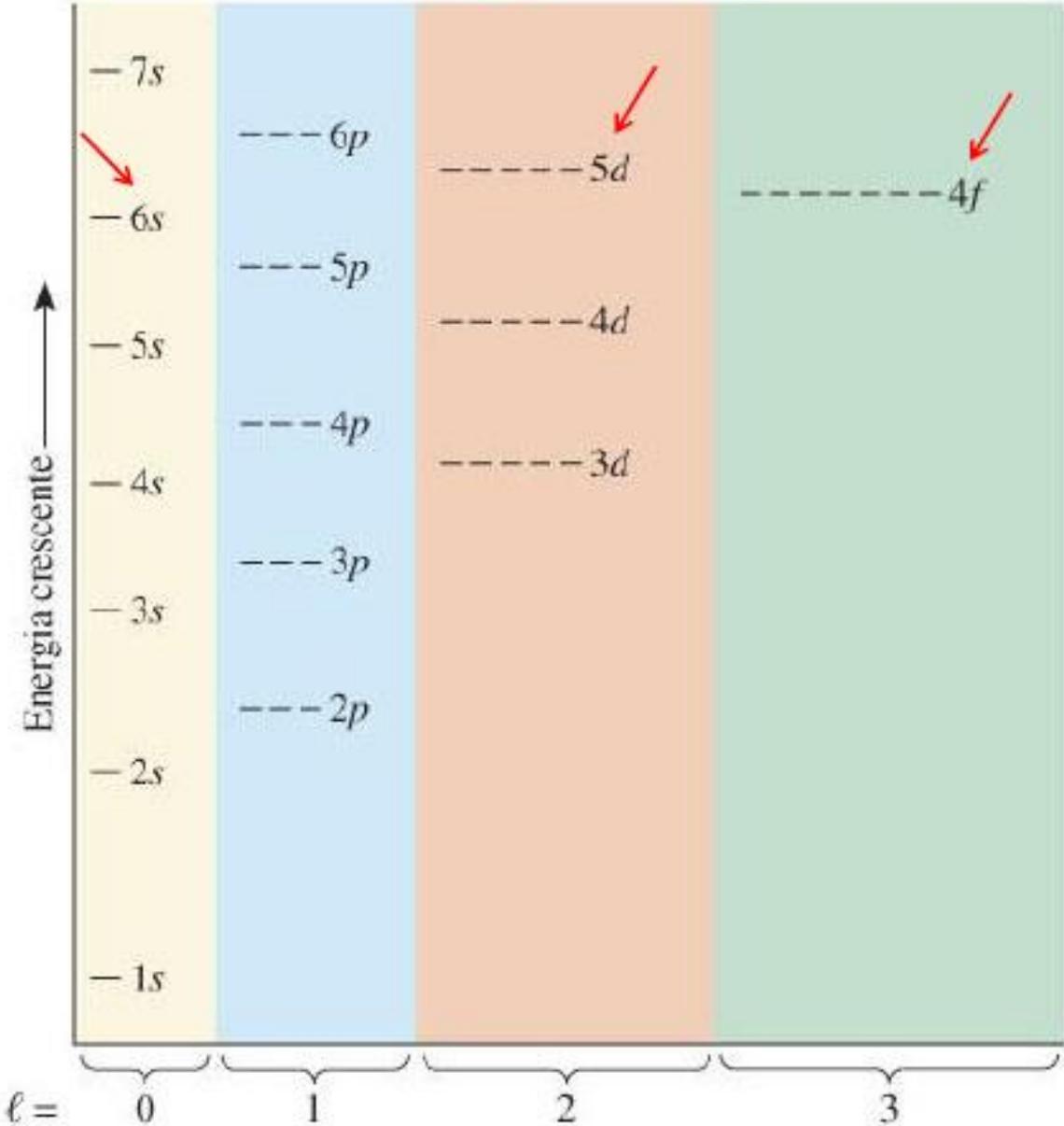
L'elettrone è in grado di ruotare su se stesso in senso orario o in senso antiorario alla stessa velocità (**spin**).  
 $m_s$  può essere  $+1/2$  o  $-1/2$



# L'ENERGIA DEGLI ORBITALI



# L'ENERGIA DEGLI ORBITALI



# CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

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

# CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Nello **stato fondamentale** di un atomo multielettronico gli elettroni occupano gli orbitali atomici in maniera tale che l'energia totale dell'atomo sia la minima possibile

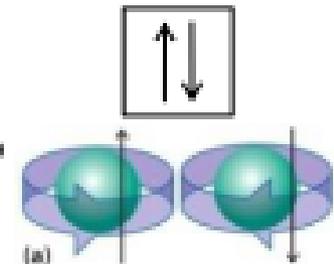
## Principio di Aufbau

- ✓ Inserire il numero appropriato di protoni e neutroni nel nucleo come specificato dal numero atomico ( $Z$ ) e dal numero di massa ( $A$ )
- ✓ Inserire il numero necessario di elettroni negli orbitali in modo che si abbia la minima energia totale possibile



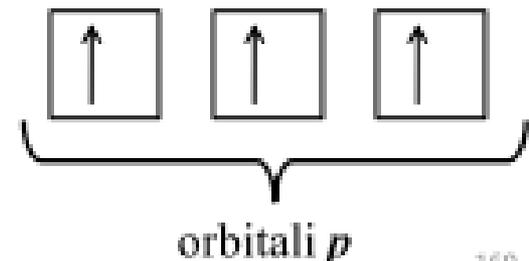
## Principio di esclusione di Pauli

Non è possibile che più di due elettroni occupino il medesimo orbitale. Quando lo fanno i loro spin debbono appaiarsi



## Regala di Hund

Gli elettroni occupano tutti gli orbitali di un determinato sottolivello prima di accoppiarsi. Questi elettroni spaiati hanno spin paralleli

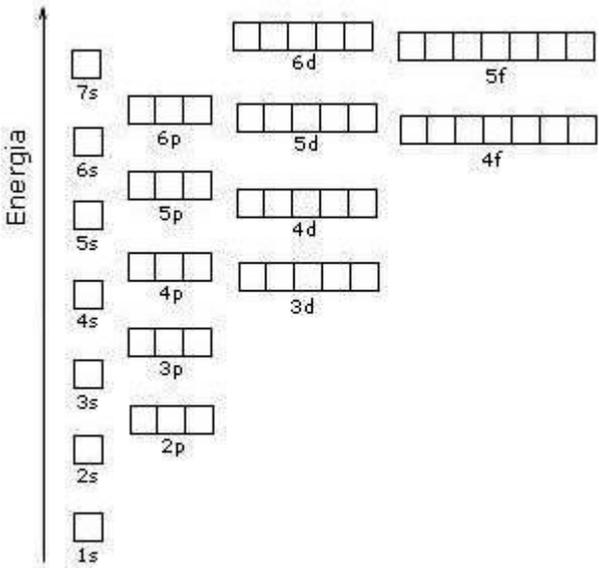


# 1. Principio della costruzione progressiva:

si occupano prima gli orbitali a più bassa energia e poi quelli a energia più elevata.

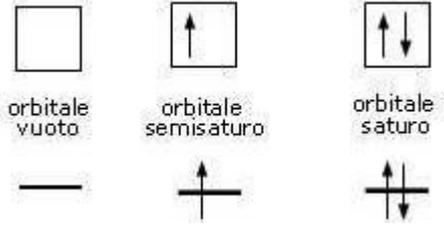
Il contenuto energetico degli orbitali e quindi la sequenza di riempimento è rappresentata nello schema seguente (ogni orbitale è rappresentato da un quadratino

**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

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



**TABELLA 4-5** *La tavola periodica*

Metalli alcalini		Metalli di transizione										Alogeni					Gas nobili
1A (1)	2A (2)	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8, 9, 10)			1B (11)	2B (12)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
1 H												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
2 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3 Na	12 Mg											31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
4 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
5 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
6 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	113 (Uut)	114 (Uuq)	115 (Uup)	116 (Uuh)	--	118 (Uuo)
7 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 (Uub)	--	--	--	--	--	--
		* 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
<ol style="list-style-type: none"><li>1. Elevata conducibilità elettrica, che diminuisce all'aumentare della temperatura</li><li>2. Elevata conducibilità termica</li><li>3. Grigio metallici o lucentezza argentea*</li><li>4. Quasi tutti solidi†</li><li>5. Malleabili (possono essere ridotti in lamine)</li><li>6. Duttili (possono essere ridotti in fili)</li></ol>	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Bassa conducibilità elettrica (eccetto il carbonio nella forma della grafite)</li><li>2. Buoni isolanti termici (eccetto il carbonio)</li><li>3. Nessuna lucentezza metallica</li><li>4. Solidi, liquidi, o gas</li><li>5. Fragili allo stato solido</li><li>6. Non duttili</li></ol>

\* 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
<ol style="list-style-type: none"><li>1. I gusci esterni contengono pochi elettroni – generalmente tre o meno</li><li>2. Formano cationi (ioni positivi) per perdita di elettroni</li><li>3. Formano composti ionici con i non metalli</li><li>4. Lo stato solido è caratterizzato dal legame metallico</li></ol>	<ol style="list-style-type: none"><li>1. I gusci esterni contengono quattro o più elettroni*</li><li>2. Formano anioni (ioni negativi) per acquisto di elettroni†</li><li>3. Formano composti ionici con i metalli† e composti molecolari (covalenti) con i non metalli</li><li>4. Molecole legate covalentemente; i gas nobili sono monoatomici</li></ol>

\* 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

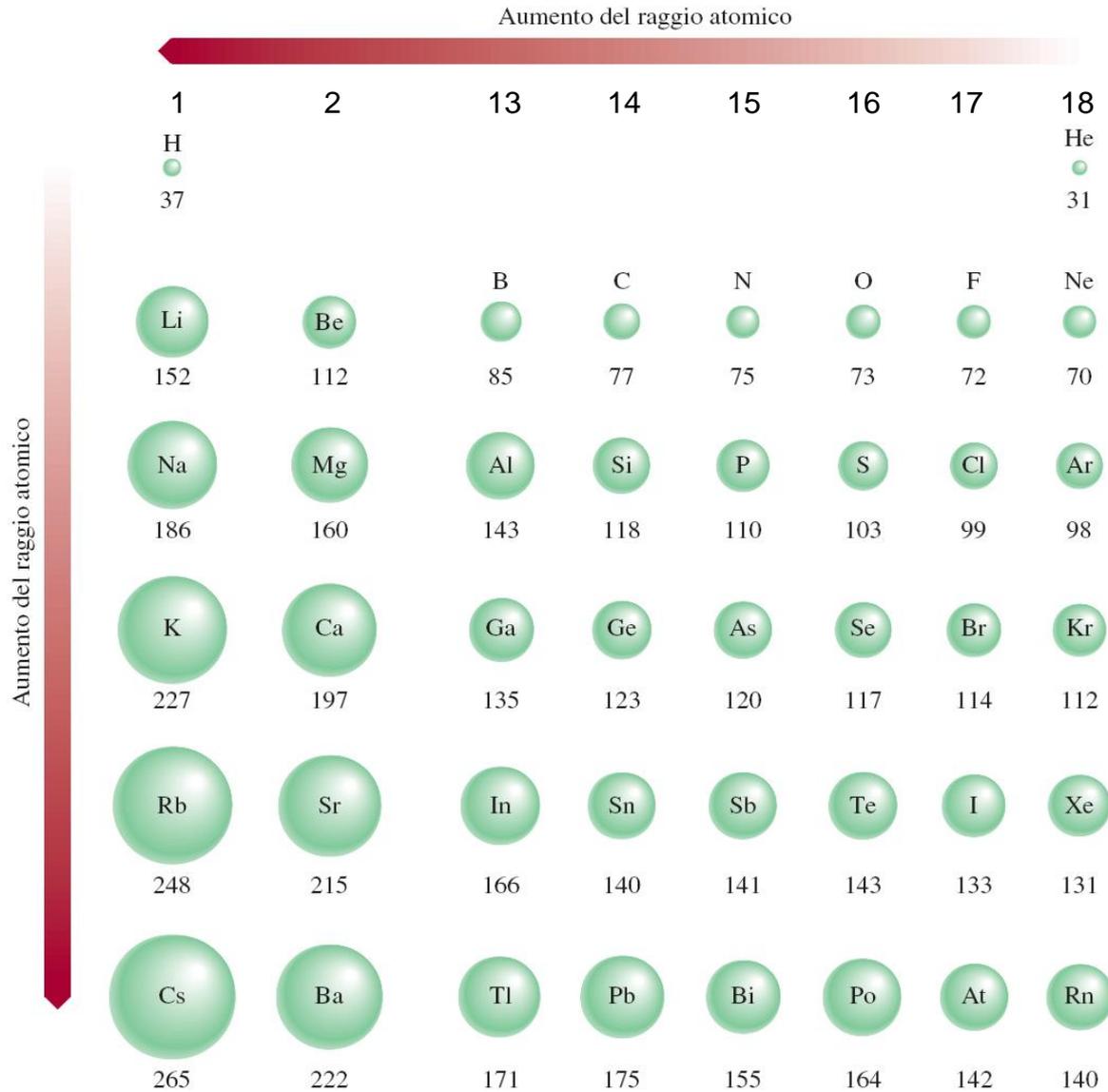
Energia di ionizzazione (EI)

Affinità elettronica (EA)

Elettronegatività

# RAGGIO ATOMICO

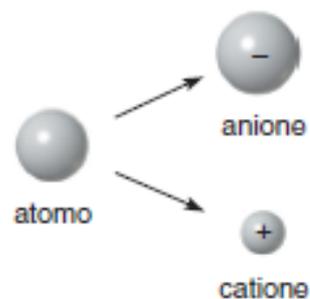
Misurato in pm

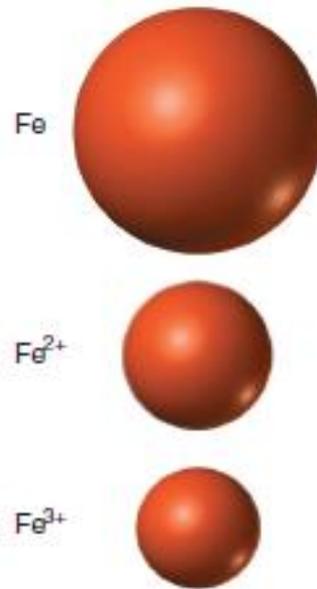


# RAGGIO ATOMICO e RAGGIO IONICO

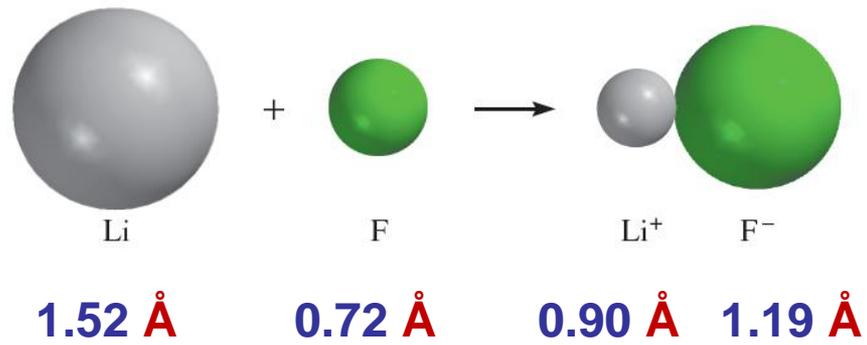
Misurato in Å

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





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



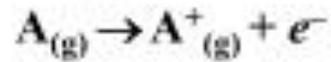
# IONI ISOELETTRONICI

Una serie isoelettronica di ioni

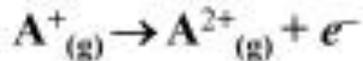
						
Raggio ionico (Å)	1.71	1.26	1.19	1.16	0.85	0.68
Num. di elettroni	10	10	10	10	10	10
Carica nucleare	7+	8+	9+	11+	12+	13+

# ENERGIA DI IONIZZAZIONE

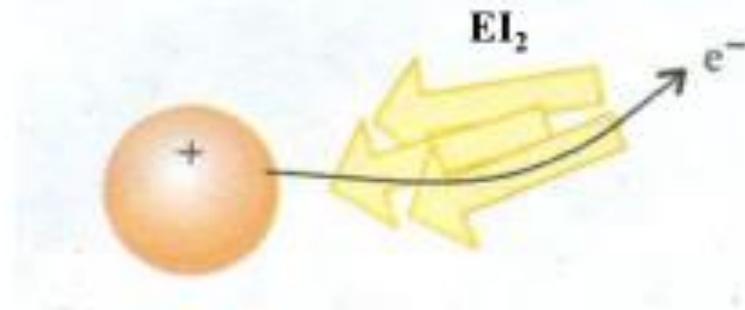
**Energia di prima ionizzazione (EI)** = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un atomo gassoso isolato per formare uno ione con carica 1+



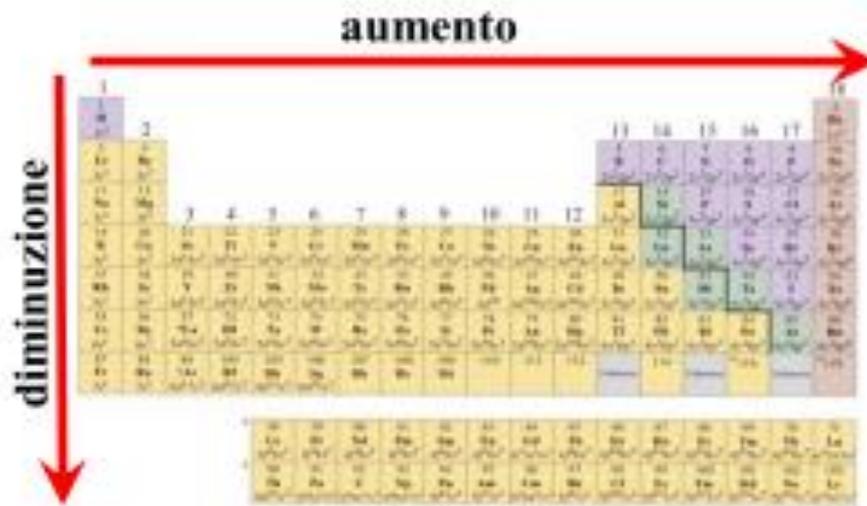
**Energia di seconda ionizzazione (EI<sub>2</sub>)** = la minima quantità di energia necessaria a rimuovere l'elettrone più debolmente legato da un catione a carica unitaria per formare uno ione con carica 2+



$$EI \ll EI_2$$



# 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

Diminuzione  
(valori più negativi)



Aumento  
(valori meno negativi)



Affinità elettronica

**<https://youtu.be/sMt5Dcex0kg>**

**<https://youtu.be/gOvfzoeJrkQ>**