

Lezione 10

Configurazione elettronica e periodicità chimica

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H 1.00794																	2 He 4.0026
2	3 Li 6.941	4 Be 9.01218											5 B 10.811	6 C 12.0107	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.1797
3	11 Na 22.9898	12 Mg 24.305											13 Al 26.9815	14 Si 28.0855	15 P 30.9738	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
4	19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.9559	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.9332	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.63	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
5	37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.9059	40 Zr 91.224	41 Nb 92.9064	42 Mo 95.96	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.906	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.904	54 Xe 131.293
6	55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57-71 La 138.905	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.084	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po [210]	85 At [210]	86 Rn [222]
7	87 Fr [223]	88 Ra [226]	89-103 Ac [227]	104 Rf [261]	105 Db [268]	106 Sg [269]	107 Bh [270]	108 Hs [269]	109 Mt [278]	110 Ds [281]	111 Rg [281]	112 Cn [285]	113 Uut [286]	114 Fl [289]	115 Uup [288]	116 Lv [293]	117 Uus [294]	118 Uuo [294]
				57 La 138.905	58 Ce 140.116	59 Pr 140.908	60 Nd 144.242	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.5	67 Ho 164.93	68 Er 167.259	69 Tm 168.934	70 Yb 173.054	71 Lu 174.967
				89 Ac [227]	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.029	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [262]

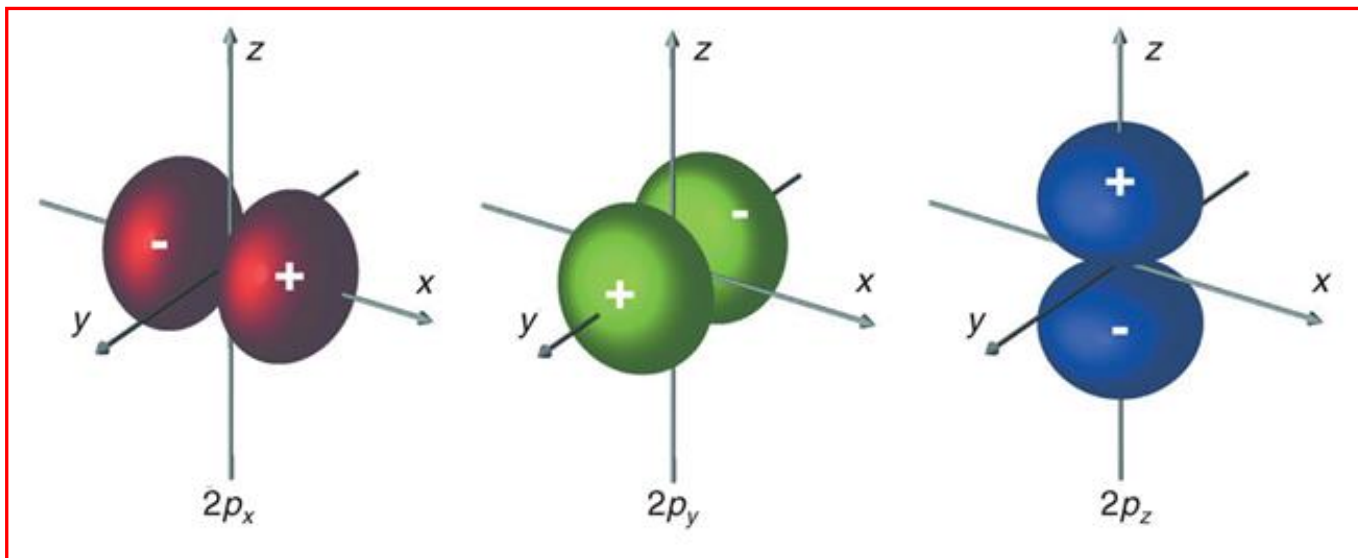
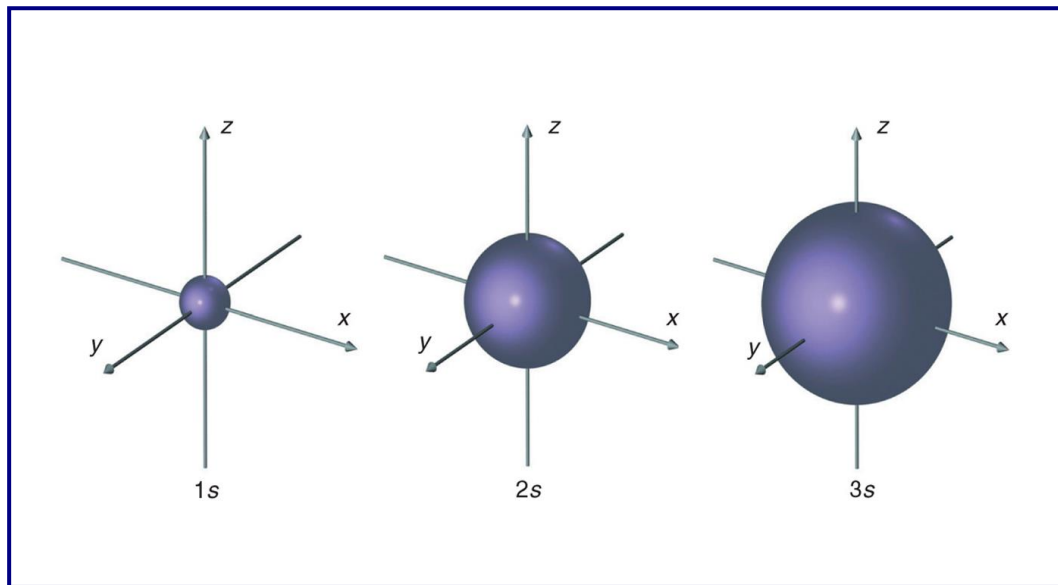
Lezione 10 Configurazione elettronica e periodicità chimica

- Atomi polielettronici
- Configurazione elettronica degli atomi – Principio di Aufbau
- Configurazione elettronica e tavola periodica
- Periodicità di alcune proprietà atomiche (dimensioni, energia di ionizzazione, affinità elettronica)
- Struttura atomica e reattività chimica

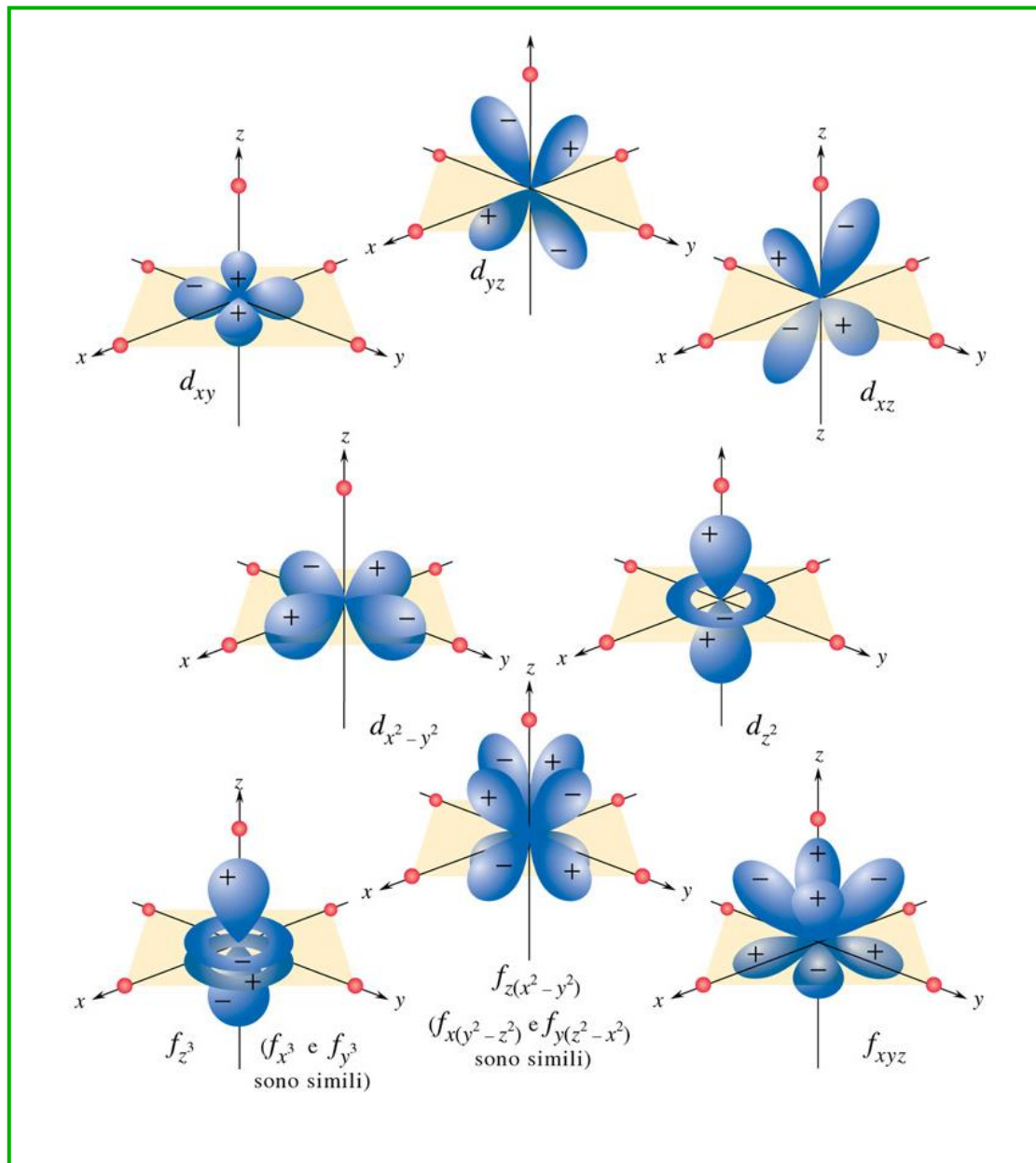
Orbitali dell'atomo di idrogeno

n	l	m	orbitali	simbolo orbitali	n. totale orbitali
1	0	0	$\Psi_{1,0,0}$	1s	1
2	0	0	$\Psi_{2,0,0}$	2s	4
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{2,1,1}, \Psi_{2,1,0}, \Psi_{2,1,-1}$	2p	
3	0	0	$\Psi_{3,0,0}$	3s	9
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{3,1,1}, \Psi_{3,1,0}, \Psi_{3,1,-1}$	3p	
	2	+2, +1, 0, -1, -2	$\Psi_{3,2,2}, \Psi_{3,2,1}, \Psi_{3,2,0}, \Psi_{3,2,-1}, \Psi_{3,2,-2}$	3d	
4	0	0	$\Psi_{4,0,0}$	4s	16
	1	+1, 0, -1	$\Psi_{4,1,1}, \Psi_{4,1,0}, \Psi_{4,1,-1}$	4p	
	2	+2, +1, 0, -1, -2	$\Psi_{4,2,2}, \Psi_{4,2,1}, \Psi_{4,2,0}, \Psi_{4,2,-1}, \Psi_{4,2,-2}$	4d	
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	$\Psi_{4,3,3}, \Psi_{4,3,2}, \Psi_{4,3,1}, \Psi_{4,3,0}, \Psi_{4,3,-1}, \Psi_{4,3,-2}, \Psi_{4,3,-3}$	4f	

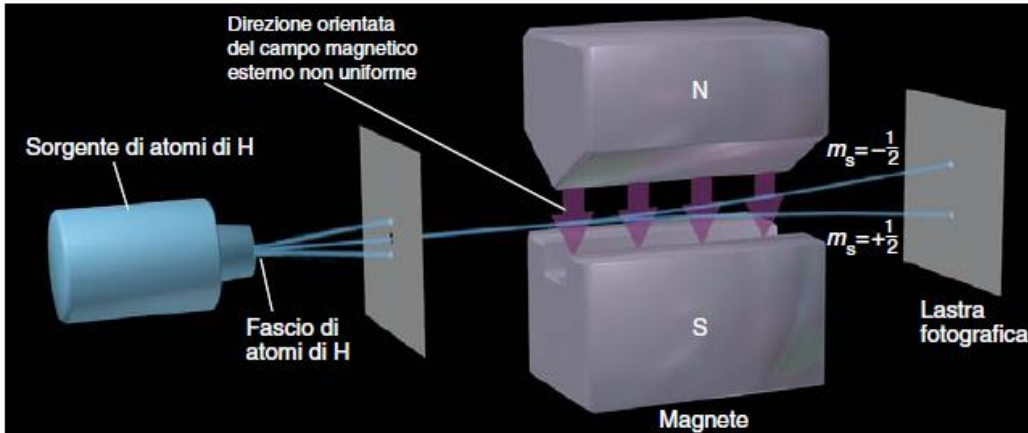
Orbitali s e orbitali p



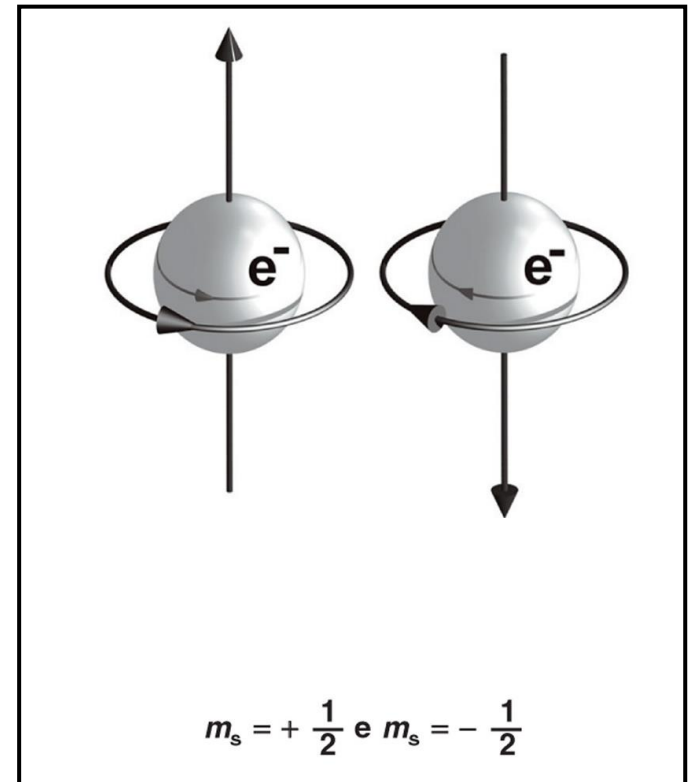
Orbitali d e f



Lo spin elettronico



- Numero quantico di spin m_s
- Due valori: $+\frac{1}{2}$ e $-\frac{1}{2}$



Numeri quantici degli elettroni negli atomi

Nome	Simbolo	Valori permessi	Proprietà
principale	n	interi positivi (1, 2, 3, ...)	Energia (dimensione) dell' orbitale
momento angolare	l	interi da 0 a $n-1$	Forma dell' orbitale (i valori 0, 1, 2 e 3 corrispondono agli orbitali s, p, d e f, rispettivamente)
magnetico	m_l	interi da $-l$ a 0 a $+l$	Orientazione dell' orbitale
spin	m_s	$+1/2$ o $-1/2$	Direzione orientata dello spin dell' elettrone

Il principio di esclusione di Pauli

In un atomo due elettroni non possono avere la stessa serie di numeri quantici **n , l , m_l , m_s**



- Un elettrone in un orbitale definito dai tre numeri quantici **n , l , m_l** , può assumere due valori di **m_s**
- Un orbitale può essere occupato da uno o due elettroni.
- Un orbitale pieno è occupato da due elettroni con spin **antiparalleli**, uno con **$m_s = +\frac{1}{2}$** , l'altro con **$m_s = -\frac{1}{2}$** .

- Ogni livello principale **n** contiene n sottolivelli **l**.
- Ogni sottolivello **l** contiene $2l+1$ orbitali **m_l** .

$l = 0$	orbitale s	1 orbitale	$m_l = 0$
$l = 1$	orbitale p	3 orbitali	$m_l = -1, 0, +1$
$l = 2$	orbitale d	5 orbitali	$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
$l = 3$	orbitale f	7 orbitali	$m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

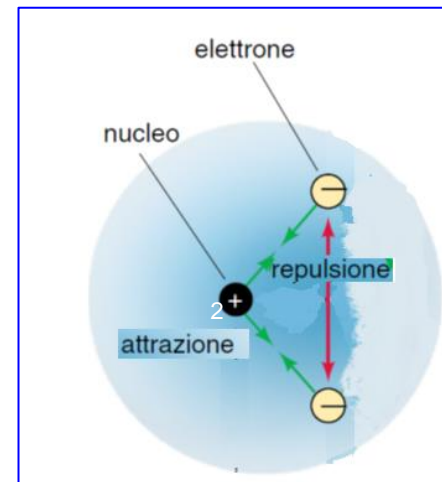
- Ogni orbitale può contenere 2 elettroni con spin opposti

orbitale s	1 orbitale	2 elettroni
orbitali p	3 orbitali	6 elettroni
orbitali d	5 orbitali	10 elettroni
orbitali f	7 orbitali	14 elettroni

Atomi polielettronici

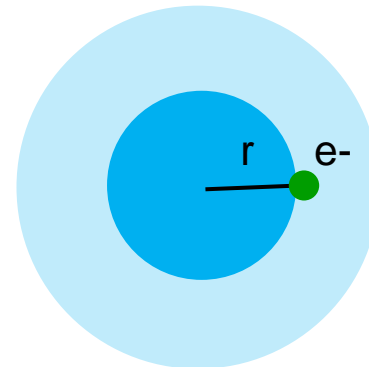
Atomi polielettronici

- Oltre all'attrazione del protone si ha la mutua repulsione degli elettroni
- Ogni elettrone si muove nel campo attrattivo del nucleo e risente di una carica repulsiva media da parte degli altri elettroni
- Gli elettroni vengono considerati singolarmente in un intorno definito dal nucleo e dagli altri elettroni
- Si ricavano orbitali dello stesso tipo di quelli ricavati per l'atomo di idrogeno (**orbitali idrogenoidi**)
- L'energia degli orbitali è determinata da:
 - Effetto della carica nucleare (Z) - La forza di attrazione del nucleo aumenta all'aumentare del numero atomico
 - Effetto delle repulsioni interelettroniche sull'energia dell'orbitale - Gli elettroni presenti negli orbitali più vicini al nucleo riducono la capacità del nucleo di attrarre gli elettroni più lontani (**schermatura**).
- La carica nucleare effettivamente sentita da un elettrone è ridotta dalla presenza degli altri elettroni: è detta **carica nucleare efficace Z_{eff}**



$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

- Carica nucleare efficace $Z_{\text{eff}} = Z - S$
- La carica negativa repulsiva degli elettroni riduce la reale carica attrattiva del nucleo
-
- L'elettrone a distanza r risente di una repulsione da parte della carica totale contenuta all'interno della sfera di raggio r (dovuta al nucleo e agli elettroni più interni); la carica dovuta agli elettroni più esterni non ha nessun effetto



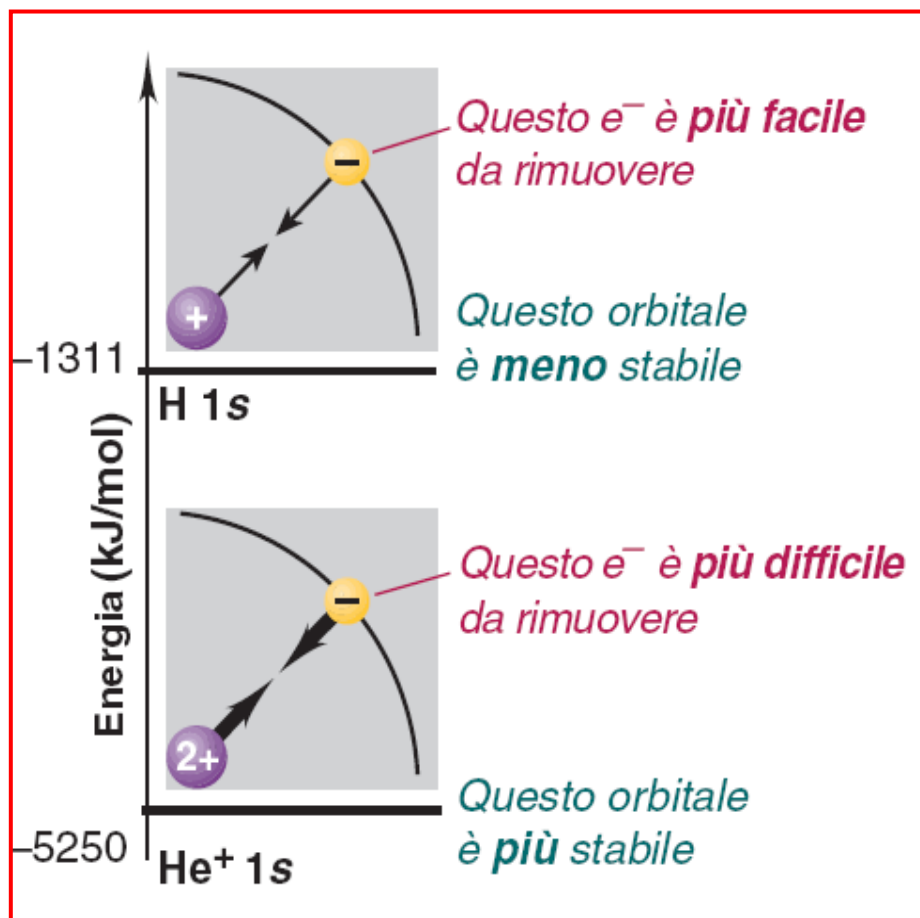
- Elettroni dello stesso sottolivello schermano meno degli elettroni degli orbitali interni
- A parità di livello principale, la schermatura è più efficace nell'ordine **ns > np > nd > nf**
- A differenza dell'atomo di idrogeno in cui i sottolivelli ns, np, nd, nf hanno la stessa energia (sono degeneri) per gli atomi polielettronici in un dato livello **l'energia dei sottolivelli cresce nell'ordine: ns < np < nd < nf**

Fattori che influenzano l'energia degli orbitali atomici

- Le energie degli orbitali atomici sono influenzate da
 - Carica nucleare (Z) e
 - Schermatura da parte degli altri elettroni.
- Una **carica nucleare maggiore** aumenta le interazioni nucleo-elettrone e abbassa l'energia di un sottolivello.
- La **schermatura** da parte degli altri elettroni riduce la carica nucleare a una **carica nucleare effettiva** (Z_{eff}).
- Anche la **forma dell'orbitale** influenza l'energia dei sottolivelli
 - Gli elettroni nello **stesso** livello energetico si schermano reciprocamente.
 - Gli elettroni in orbitali **interni** schermano gli elettroni esterni più efficacemente.
 - Maggiore è la distanza dal nucleo di un elettrone, minore è Z_{eff}

- **Effetto della carica nucleare (Z_{eff})**

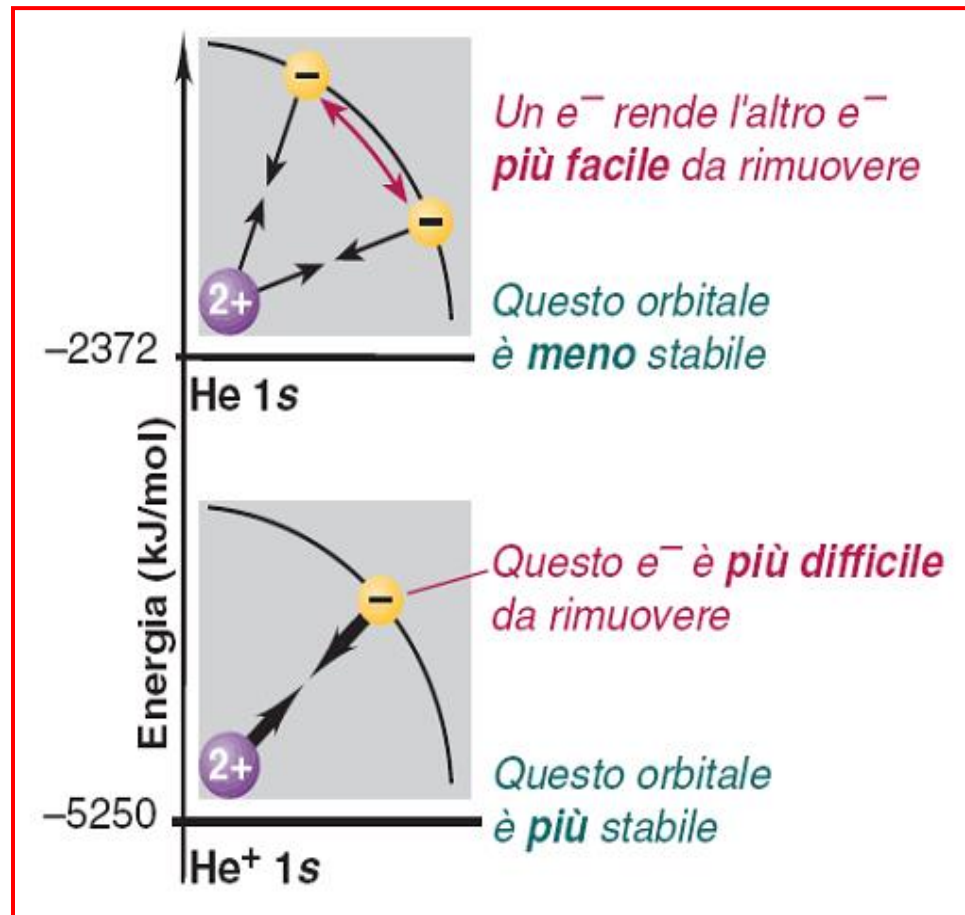
La carica nucleare più elevata abbassa l'energia dell'orbitale (stabilizza il sistema) aumentando le attrazioni nucleo-elettrone.



- **Effetto delle repulsioni interelettroniche (Schermatura)**

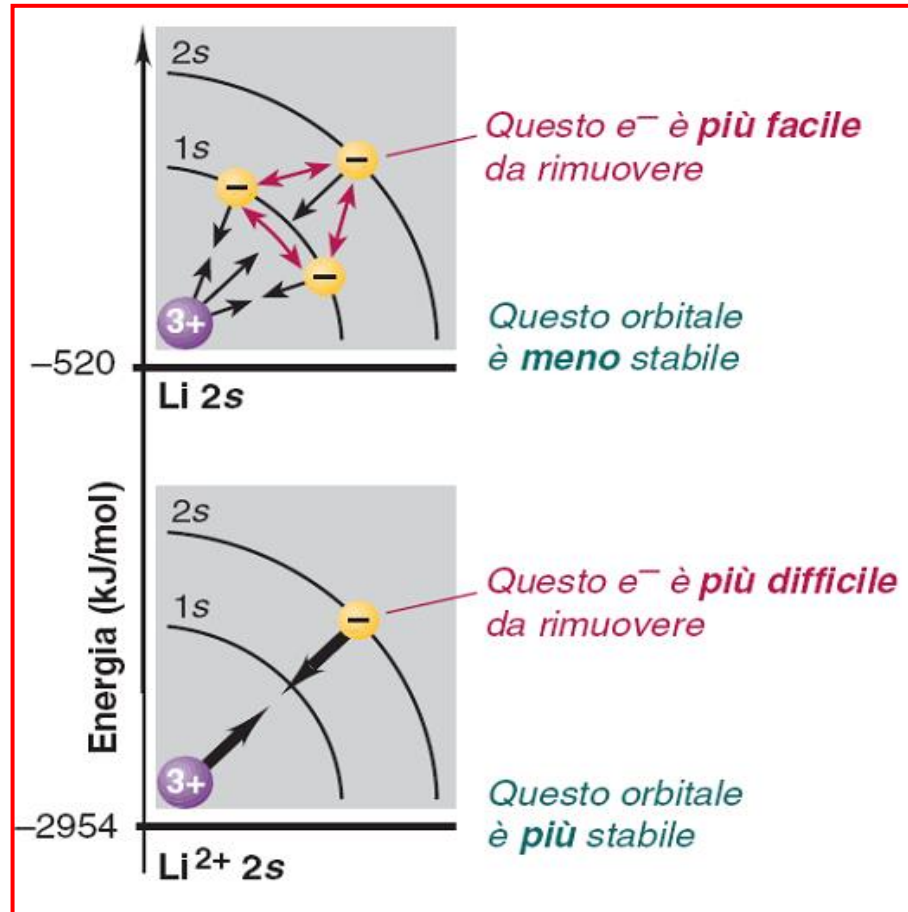
- **Elettrone addizionale nello stesso orbitale**

Un elettrone addizionale innalza l'energia dell'orbitale mediante repulsioni interelettroniche.



- Elettroni addizionali negli orbitali interni

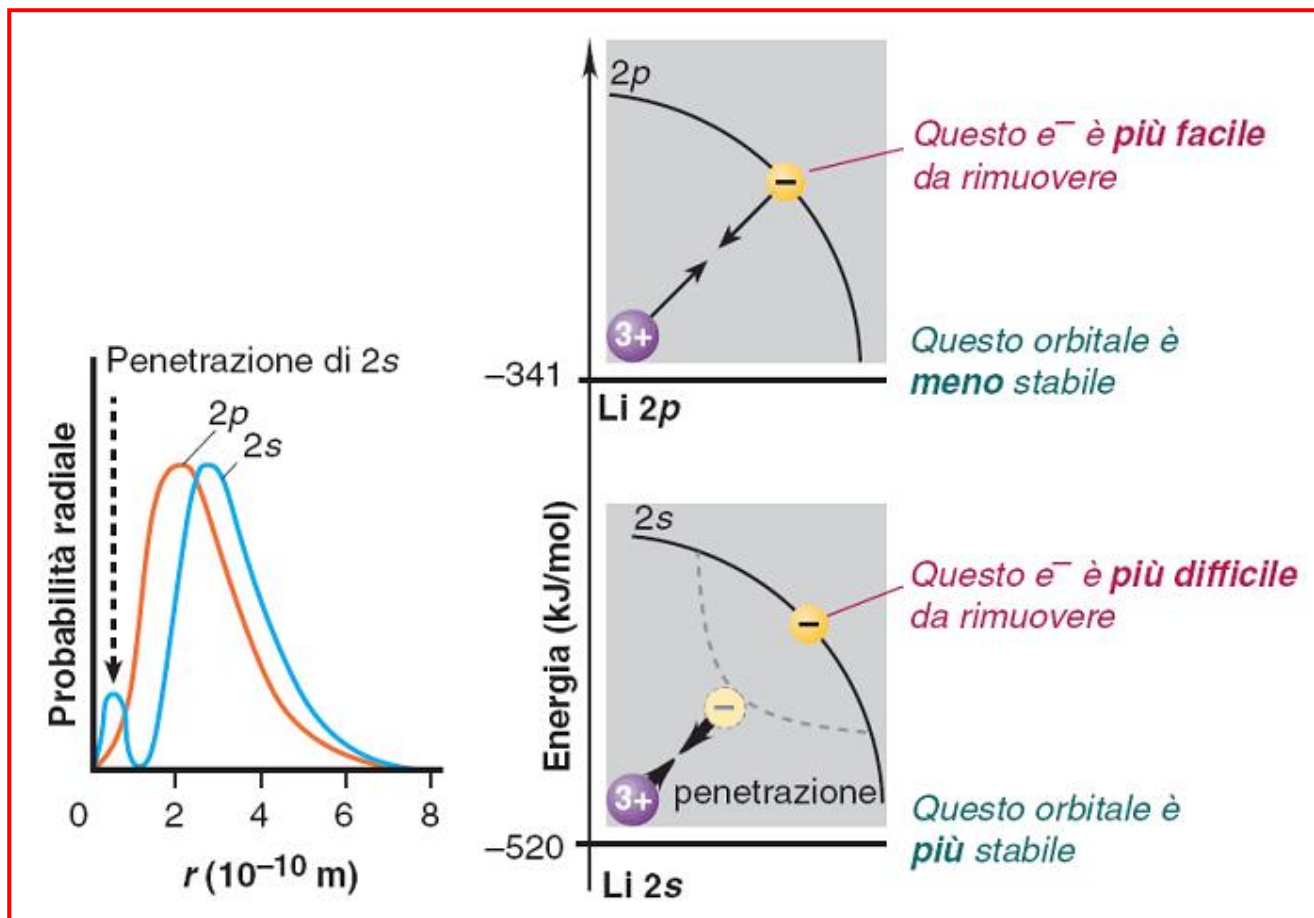
Gli elettroni interni schermano gli elettroni esterni più efficacemente di quanto non facciano gli elettroni presenti nello stesso sottolivello.



• Effetto della forma dell'orbitale

Un elettrone 2s trascorre la maggior parte del tempo più lontano dal nucleo di un orbitale 2p, ma penetra in prossimità del nucleo per una piccola frazione di tempo

→ aumenta l'attrazione verso il nucleo dell'elettrone 2s e, quindi, abbassa l'energia dell'orbitale



Livelli e sottolivelli

- Ogni livello energetico principale **n** contiene n sottolivelli **l** di diversa energia
- Ogni sottolivello **l** contiene $2l+1$ orbitali **m_l** .

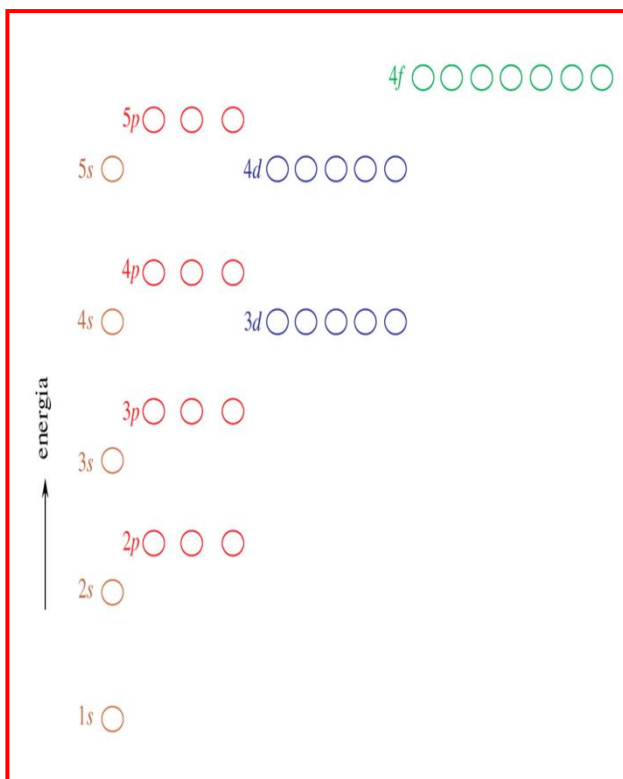
$l = 0$	orbitale s	1 orbitale	$m_l = 0$
$l = 1$	orbitale p	3 orbitali	$m_l = -1, 0, +1$
$l = 2$	orbitale d	5 orbitali	$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
$l = 3$	orbitale f	7 orbitali	$m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

- Per un dato valore di n , minore è il valore di l , più bassa è l'energia dei sottolivelli.

Ordine delle energie dei sottolivelli: $s < p < d < f$

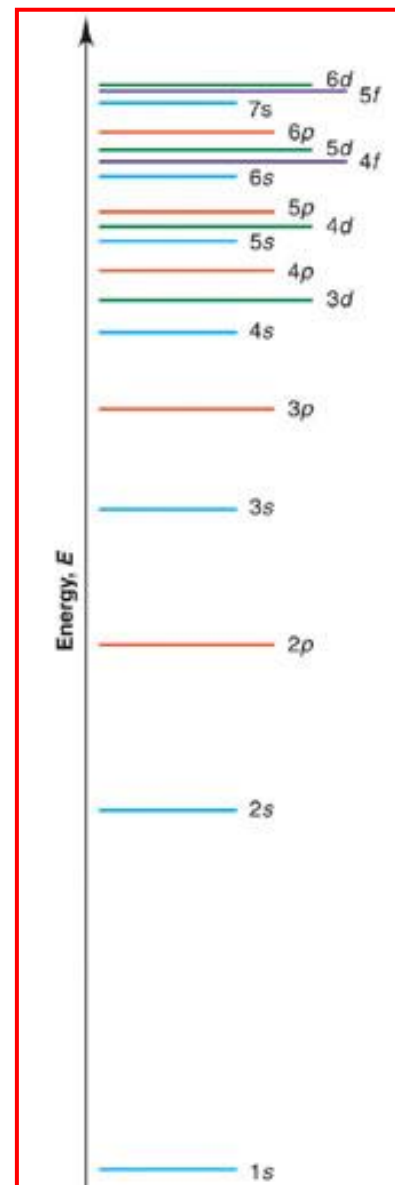
- Ogni orbitale può contenere 2 elettroni con spin opposti

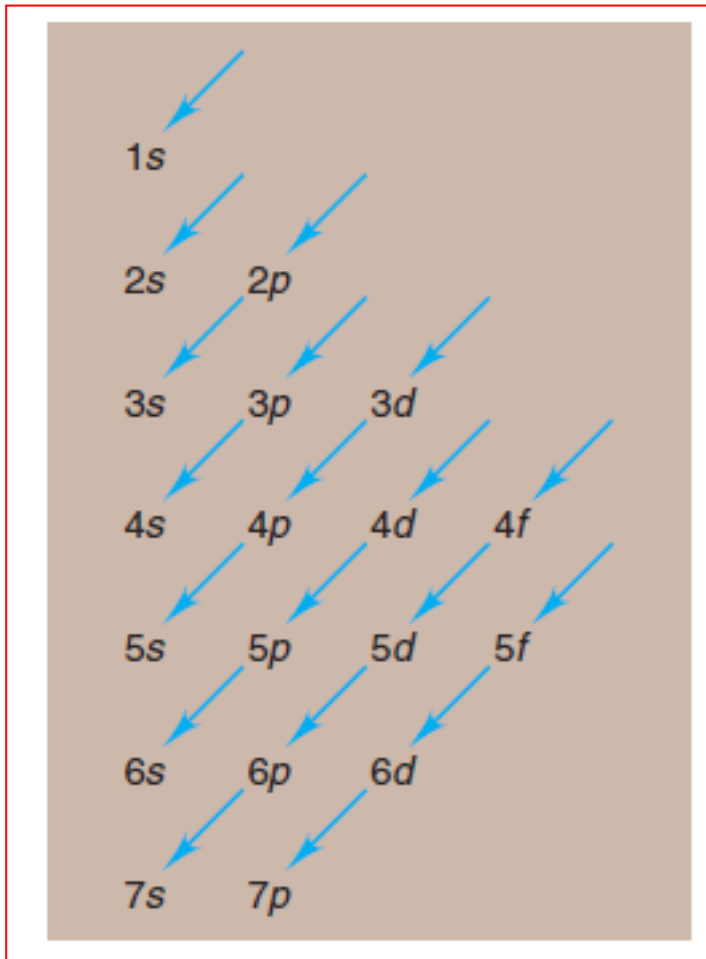
Disposizione dei sottolivelli degli elettroni in ordine crescente di energia



Le energie relative dei sottolivelli aumentano all'aumentare del numero quantico principale n ($1 < 2 < 3$, ecc.) e all'aumentare del numero quantico del momento angolare l ($s < p < d < f$).

All'aumentare di n , le energie dei sottolivelli si ravvicinano.





- Il valore di n è costante orizzontalmente.
- Il valore di l è costante verticalmente.
- Il valore di $n + l$ è costante lungo le diagonali.

Configurazione elettronica - Principio di Aufbau

Configurazione elettronica - Principio di Aufbau

- **Configurazione elettronica di stato fondamentale (ground state)**: definisce gli orbitali (livelli e sottolivelli) occupati dagli elettroni di un atomo nello stato di minima energia
- E' possibile prevedere le configurazioni di stato fondamentale mediante il **principio di riempimento progressivo degli orbitali (Aufbau)**
- Gli elettroni occupano gli orbitali in modo da minimizzare l'energia dell'atomo. Si riempiono per primi gli orbitali con valori n e l più bassi
- In un atomo non possono esistere due elettroni aventi tutti e quattro i numeri quantici uguali - **Principio di esclusione di Pauli**
- Quando sono disponibili orbitali di identica energia (degeneri) gli elettroni li occupano singolarmente in modo da avere il massimo spin totale (il massimo numero di elettroni con spin parallelo) – **Regola di Hund**

Regola di Hund

- Quando sono disponibili orbitali di identica energia (degeneri) gli elettroni li occupano singolarmente in modo da avere il massimo numero di elettroni con spin parallelo (massimo spin totale)
- In tutti gli orbitali pieni gli elettroni hanno spin opposti
- Negli orbitali semipieni gli elettroni hanno spin parallelo
- Il numero di orbitali semipieni in un sottolivello è il massimo possibile

Numero di elettroni	Configurazione	e^- spaiati
1	\uparrow _____ _____	1
2	\uparrow \uparrow _____	2
3	\uparrow \uparrow \uparrow	3
4	$\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow	2
5	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow	1
6	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$	0

Molteplicità: $n+1$

numero di elettroni spaiati + 1

Regola di Hund

Esempio: configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^2$

Tre possibili configurazioni per gli elettroni 2p



Due elettroni nella stessa regione dello spazio si respingono

Sono favoriti gli elettroni in orbitali diversi (diverse regioni dello spazio)

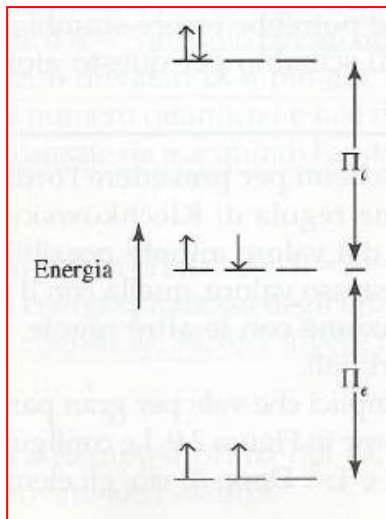
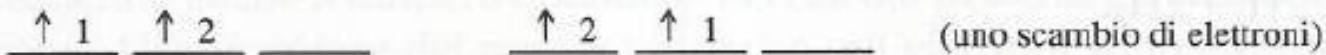
Energia di repulsione coulombiana Π_C

E' positiva e quasi costante per ogni coppia di elettroni

Energia di scambio Π_e

Dipende dal numero di possibili scambi tra due elettroni con la stessa energia e lo stesso spin

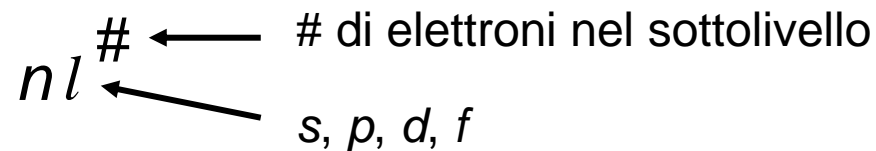
Maggiore è il numero di possibili scambi minore è l'energia dello stato



Energia di accoppiamento: $\Pi = \Pi_C + \Pi_e$

Descrizione della configurazione elettronica e diagrammi degli orbitali

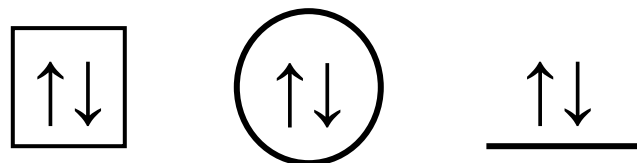
- Ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni con spin antiparallelo.
- La configurazione elettronica si descrive con una notazione abbreviata:



Esempio: He $1s^2$

- Nei diagrammi degli orbitali si usa una casella, un cerchio, una linea per ogni orbitale nel livello energetico.

Una freccia rappresenta l'elettrone e il suo spin.



${}_1\text{H}$

$$Z = 1$$

$$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$$

Configurazione elettronica:

$1s^1$

${}_2\text{He}$

$$Z = 2$$

$$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$$

$$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$$

Configurazione elettronica

$1s^2$



${}^3\text{Li}$

$Z = 3$

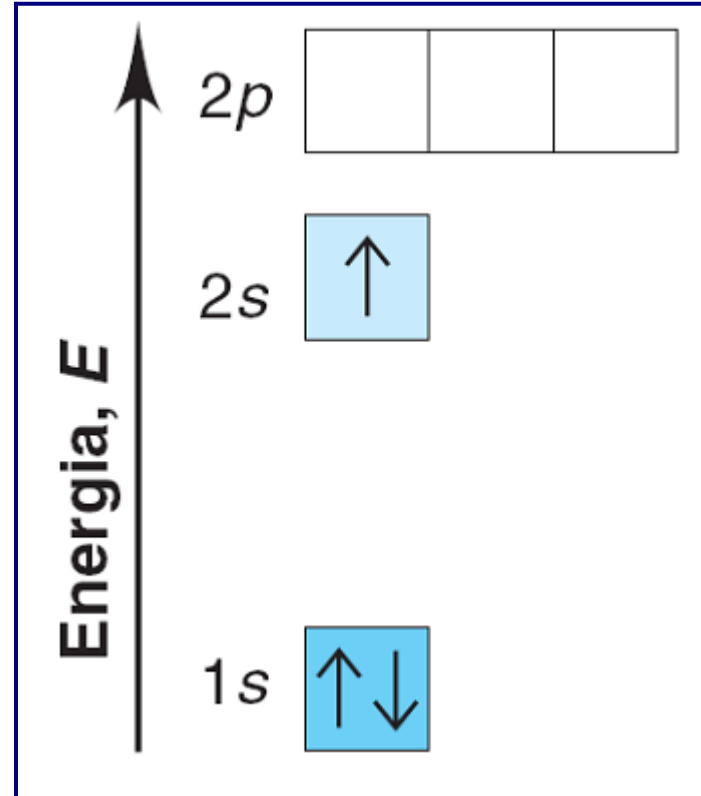
$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$

$n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$

$n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = \pm\frac{1}{2}$

Configurazione elettronica

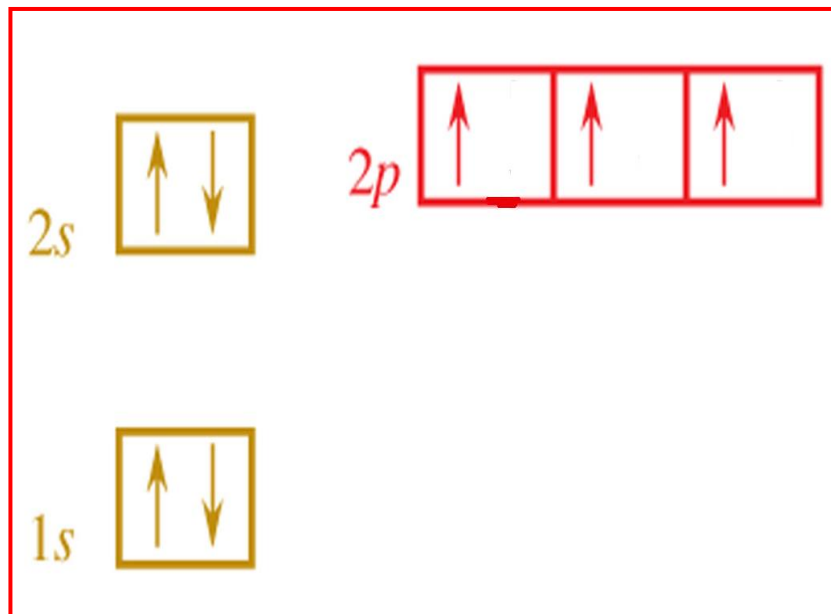
$1s^2 2s^1$



${}^7\text{N}$

Configurazione elettronica

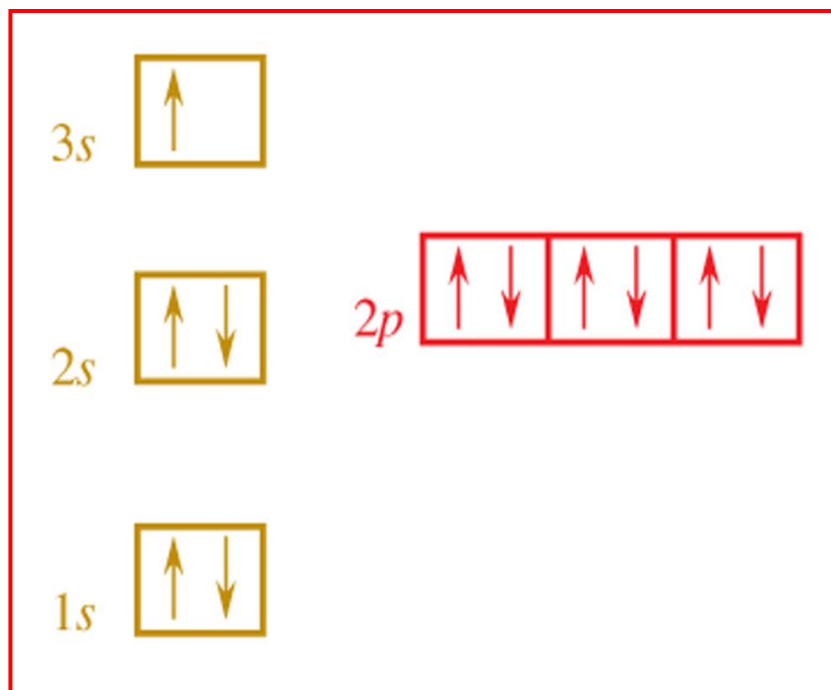
$1s^2 2s^2 2p^3$





















${}^{11}\text{Na}$

Configurazione elettronica

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

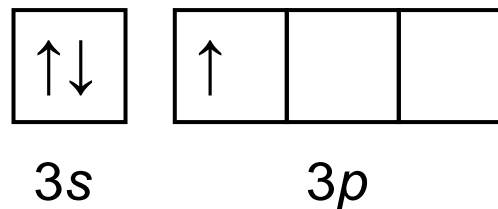
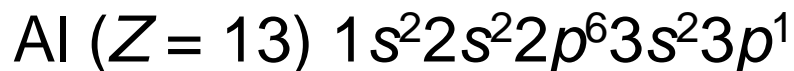


	1A(1)							8A(18)
Periodo 1	1 H $1s^1$ 							2 He $1s^2$ 
	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)		
Periodo 2	3 Li $1s^2 2s^1$ 	4 Be $1s^2 2s^2$ 	5 B $1s^2 2s^2 2p^1$ 	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$ 	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$ 	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$ 	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$ 	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ 

Numero atomico /elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 3s e 3p)	Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
11/Na	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
12/Mg	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
13/Al	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
14/Si	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^2$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
15/P	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
16/S	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
17/Cl	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
18/Ar	$3s$ 	$[1s^2 2s^2 2p^6] 3s^2 3p^6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

Diagrammi parziali degli orbitali e configurazioni condensate

- Un **diagramma parziale degli orbitali** mostra solo il sottolivello pieno di maggiore energia



- Nella **configurazione elettronica condensata** la configurazione elettronica del gas nobile precedente è rappresentata con il simbolo del suo elemento tra parentesi quadre ed è seguita dalla configurazione elettronica del livello energetico che viene riempito.

Al



Configurazioni elettroniche condensate dello stato fondamentale dei primi tre periodi

		1A (1)						8A (18)	
Periodo	1	1 H $1s^1$	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	2 He $1s^2$
	2	3 Li $[\text{He}] 2s^1$	4 Be $[\text{He}] 2s^2$	5 B $[\text{He}] 2s^2 2p^1$	6 C $[\text{He}] 2s^2 2p^2$	7 N $[\text{He}] 2s^2 2p^3$	8 O $[\text{He}] 2s^2 2p^4$	9 F $[\text{He}] 2s^2 2p^5$	10 Ne $[\text{He}] 2s^2 2p^6$
	3	11 Na $[\text{Ne}] 3s^1$	12 Mg $[\text{Ne}] 3s^2$	13 Al $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	14 Si $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	15 P $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	16 S $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	17 Cl $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	18 Ar $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

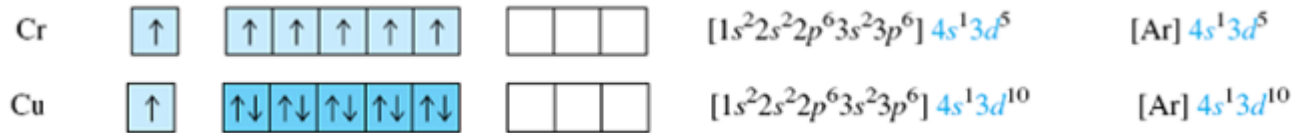
Numero atomico	Elemento	Diagramma parziale degli orbitali (soltanto i sottolivelli 4s, 3d e 4p)			Configurazione elettronica completa	Configurazione elettronica condensata
19	K	4s ↑	3d □ □ □ □ □	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1$	[Ar] $4s^1$
20	Ca	4s ↑↓	3d □ □ □ □ □	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2$	[Ar] $4s^2$
21	Sc	4s ↑↓	3d ↑ □ □ □ □	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^1$	[Ar] $4s^2 3d^1$
22	Ti	4s ↑↓	3d ↑ ↑ □ □ □	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^2$	[Ar] $4s^2 3d^2$
23	V	4s ↑↓	3d ↑ ↑ ↑ □ □	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^3$	[Ar] $4s^2 3d^3$
24	Cr	4s ↑	3d ↑ ↑ ↑ ↑ ↑	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^5$	[Ar] $4s^1 3d^5$
25	Mn	4s ↑↓	3d ↑ ↑ ↑ ↑ ↑	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^5$	[Ar] $4s^2 3d^5$
26	Fe	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^6$	[Ar] $4s^2 3d^6$
27	Co	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^7$	[Ar] $4s^2 3d^7$
28	Ni	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^8$	[Ar] $4s^2 3d^8$
29	Cu	4s ↑	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^1 3d^{10}$	[Ar] $4s^1 3d^{10}$
30	Zn	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p □ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10}$	[Ar] $4s^2 3d^{10}$
31	Ga	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑ □ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^1$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑ ↑ □	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^2$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑ ↑ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^3$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑↓ ↑ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑↓ ↑↓ ↑	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	4s ↑↓	3d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	4p ↑↓ ↑↓ ↑↓	$[1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	[Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^6$

Configurazione elettronica degli elementi

Element	Z	Configuration	Element	Z	Configuration
H	1	1s ¹	Cs	55	[Xe]6s ¹
He	2	1s ²	Ba	56	[Xe]6s ²
Li	3	[He]2s ¹	La	57	*[Xe]6s ² 5d ¹
Be	4	[He]2s ²	Ce	58	[Xe]6s ² 4f ¹
B	5	[He]2s ² 2p ¹	Pr	59	[Xe]6s ² 4f ³
C	6	[He]2s ² 2p ²	Nd	60	[Xe]6s ² 4f ⁴
N	7	[He]2s ² 2p ³	Pm	61	[Xe]6s ² 4f ⁵
O	8	[He]2s ² 2p ⁴	Sm	62	[Xe]6s ² 4f ⁶
F	9	[He]2s ² 2p ⁵	Eu	63	[Xe]6s ² 4f ⁷
Ne	10	[He]2s ² 2p ⁶	Gd	64	*[Xe]6s ² 4f ⁷ 5d ¹
Na	11	[Ne]3s ¹	Tb	65	[Xe]6s ² 4f ⁹
Mg	12	[Ne]3s ²	Dy	66	[Xe]6s ² 4f ¹⁰
Al	13	[Ne]3s ² 3p ¹	Ho	67	[Xe]6s ² 4f ¹¹
Si	14	[Ne]3s ² 3p ²	Er	68	[Xe]6s ² 4f ¹²
P	15	[Ne]3s ² 3p ³	Tm	69	[Xe]6s ² 4f ¹³
S	16	[Ne]3s ² 3p ⁴	Yb	70	[Xe]6s ² 4f ¹⁴
Cl	17	[Ne]3s ² 3p ⁵	Lu	71	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹
Ar	18	[Ne]3s ² 3p ⁶	Hf	72	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ²
K	19	[Ar]4s ¹	Ta	73	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ³
Ca	20	[Ar]4s ²	W	74	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴
Sc	21	[Ar]4s ² 3d ¹	Re	75	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵
Ti	22	[Ar]4s ² 3d ²	Os	76	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁶
V	23	[Ar]4s ² 3d ³	Ir	77	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷
Cr	24	*[Ar]4s ¹ 3d ⁵	Pt	78	*[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹
Mn	25	[Ar]4s ² 3d ⁵	Au	79	*[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
Fe	26	[Ar]4s ² 3d ⁶	Hg	80	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰
Co	27	[Ar]4s ² 3d ⁷	Tl	81	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹
Ni	28	[Ar]4s ² 3d ⁸	Pb	82	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²
Cu	29	*[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	Bi	83	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³
Zn	30	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	Po	84	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴
Ga	31	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	At	85	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵
Ge	32	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	Rn	86	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶
As	33	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	Fr	87	[Rn]7s ¹
Se	34	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	Ra	88	[Rn]7s ²
Br	35	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	Ac	89	*[Rn]7s ² 6d ¹
Kr	36	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	Th	90	*[Rn]7s ² 6d ²
Rb	37	[Kr]5s ¹	Pa	91	*[Rn]7s ² 5f ² 6d ¹
Sr	38	[Kr]5s ²	U	92	*[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹
Y	39	[Kr]5s ² 4d ¹	Np	93	*[Rn]7s ² 5f ⁴ 6d ¹
Zr	40	[Kr]5s ² 4d ²	Pu	94	[Rn]7s ² 5f ⁶
Nb	41	*[Kr]5s ¹ 4d ⁴	Am	95	[Rn]7s ² 5f ⁷
Mo	42	*[Kr]5s ¹ 4d ⁵	Cm	96	*[Rn]7s ² 5f ⁷ 6d ¹
Tc	43	[Kr]5s ² 4d ⁵	Bk	97	[Rn]7s ² 5f ⁹
Ru	44	*[Kr]5s ¹ 4d ⁷	Cf	98	*[Rn]7s ² 5f ⁹ 6d ¹
Rh	45	*[Kr]5s ¹ 4d ⁸	Es	99	[Rn]7s ² 5f ¹¹
Pd	46	*[Kr]4d ¹⁰	Fm	100	[Rn]7s ² 5f ¹²
Ag	47	*[Kr]5s ¹ 4d ¹⁰	Md	101	[Rn]7s ² 5f ¹³
Cd	48	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	No	102	[Rn]7s ² 5f ¹⁴
In	49	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	Lr	103	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹
Sn	50	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	Rf	104	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 7p ¹
Sb	51	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	Db	105	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ²
Te	52	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	Sg	106	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ³
I	53	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	Bh	107	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁴
Xe	54	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	Hs	108	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵
			Mt	109	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁶
			Uun	110	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁷
			Uuu	111	[Rn]7s ¹ 5f ¹⁴ 6d ⁹
			Uub	112	[Rn]7s ¹ 5f ¹⁴ 6d ¹⁰

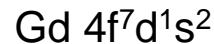
Configurazione elettronica di stato fondamentale. Eccezioni

- Cr (Z=24) e Cu (Z=29) nella prima serie di trans. e alcuni elementi della seconda e terza serie di transizione (Mo e Ag, Au) e hanno una configurazione con **un elettrone d in più ed un s in meno**



Energia totale inferiore dei sottolivelli d semi-pieni e pieni **d⁵, d¹⁰**

- Alcuni lantanidi e attinidi hanno una configurazione con **un elettrone f in più ed un d in meno**



Energia totale inferiore dei sottogusci f semi-pieni e pieni **f⁷, f¹⁴**

- **Elettroni interni (o *elettroni di core*):** sono quelli nel gas nobile precedente e di ogni serie di transizione completa. Sono gli elettroni dei *livelli energetici inferiori di un atomo*.
- **Elettroni esterni:** sono quelli nel *livello energetico più alto* (valore di n *più alto*). *Trascorrono la maggior parte del loro tempo alla massima distanza dal nucleo*.
- **Elettroni di valenza:** sono quelli che intervengono nella formazione dei composti.
 - Negli **elementi dei gruppi principali**, gli elettroni di valenza sono gli elettroni esterni.
 - Negli **elementi di transizione**, nella formazione del legame intervengono spesso anche alcuni elettroni d interni, $(n-1)d$, che sono annoverati tra gli elettroni di valenza.

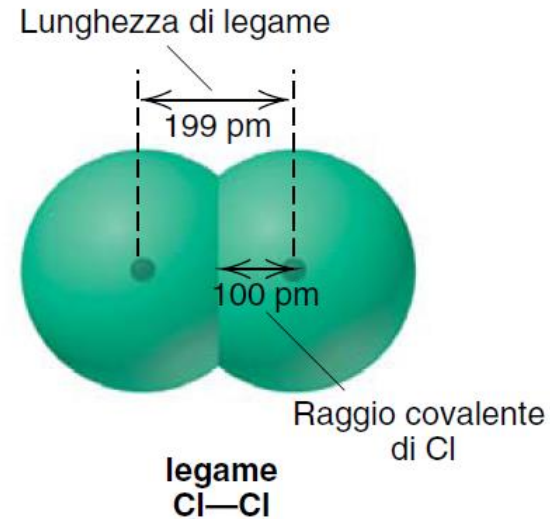
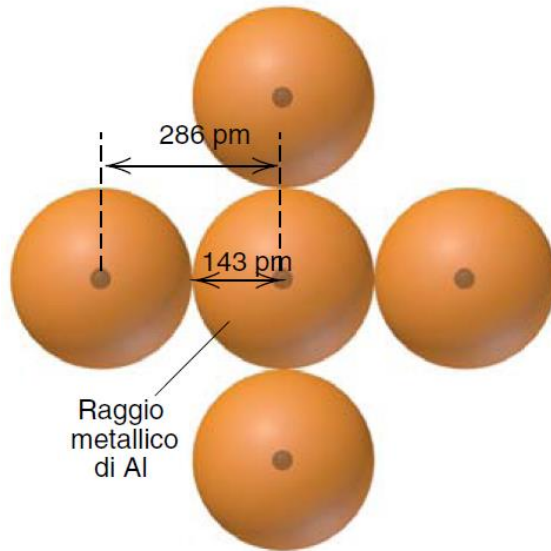
La tavola periodica

Elementi dei gruppi principali (blocco s)		Elementi dei gruppi principali (blocco p)																	
		1A (1)											8A (18)						
ns^1		ns^2np^6																	
Numero del periodo: più alto livello energetico occupato	1	1 H $1s^1$	2A (2)	Elementi di transizione (blocco d)										2 He $1s^2$					
	2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
	3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$
	4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $4s^2 3d^1$	22 Ti $4s^2 3d^2$	23 V $4s^2 3d^3$	24 Cr $4s^1 3d^5$	25 Mn $4s^2 3d^5$	26 Fe $4s^2 3d^6$	27 Co $4s^2 3d^7$	28 Ni $4s^2 3d^8$	29 Cu $4s^1 3d^{10}$	30 Zn $4s^2 3d^{10}$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$
	5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $5s^2 4d^1$	40 Zr $5s^2 4d^2$	41 Nb $5s^1 4d^4$	42 Mo $5s^1 4d^5$	43 Tc $5s^2 4d^5$	44 Ru $5s^1 4d^7$	45 Rh $5s^1 4d^8$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $5s^1 4d^{10}$	48 Cd $5s^2 4d^{10}$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$
	6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $6s^2 5d^1$	72 Hf $6s^2 5d^2$	73 Ta $6s^2 5d^3$	74 W $6s^2 5d^4$	75 Re $6s^2 5d^5$	76 Os $6s^2 5d^6$	77 Ir $6s^2 5d^7$	78 Pt $6s^1 5d^9$	79 Au $6s^1 5d^{10}$	80 Hg $6s^2 5d^{10}$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$
	7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $7s^2 6d^1$	104 Rf $7s^2 6d^2$	105 Db $7s^2 6d^3$	106 Sg $7s^2 6d^4$	107 Bh $7s^2 6d^5$	108 Hs $7s^2 6d^6$	109 Mt $7s^2 6d^7$	110 Ds $7s^2 6d^8$	111 Uuu $7s^2 6d^9$	112 Uub $7s^2 6d^{10}$	113 Uut $7s^2 7p^1$	114 Uuq $7s^2 7p^2$	115 Uup $7s^2 7p^3$	116 Uuh $7s^2 7p^4$		
				Elementi di transizione interna (blocco f)															
6	*Lantanidi	58 Ce $6s^2 4f^1 5d^1$	59 Pr $6s^2 4f^3$	60 Nd $6s^2 4f^4$	61 Pm $6s^2 4f^5$	62 Sm $6s^2 4f^6$	63 Eu $6s^2 4f^7$	64 Gd $6s^2 4f^7 5d^1$	65 Tb $6s^2 4f^9$	66 Dy $6s^2 4f^{10}$	67 Ho $6s^2 4f^{11}$	68 Er $6s^2 4f^{12}$	69 Tm $6s^2 4f^{13}$	70 Yb $6s^2 4f^{14}$	71 Lu $6s^2 4f^{14} 5d^1$				
7	**Attinidi	90 Th $7s^2 6d^2$	91 Pa $7s^2 5f^2 6d^1$	92 U $7s^2 5f^3 6d^1$	93 Np $7s^2 5f^4 6d^1$	94 Pu $7s^2 5f^6$	95 Am $7s^2 5f^7$	96 Cm $7s^2 5f^7 6d^1$	97 Bk $7s^2 5f^9$	98 Cf $7s^2 5f^{10}$	99 Es $7s^2 5f^{11}$	100 Fm $7s^2 5f^{12}$	101 Md $7s^2 5f^{13}$	102 No $7s^2 5f^{14}$	103 Lr $7s^2 5f^{14} 6d^1$				

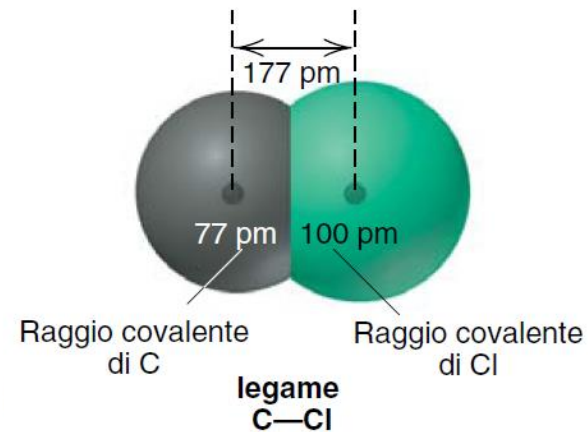
Periodicità di alcune proprietà atomiche

Raggio atomico

Raggio metallico e raggio covalente



- Conoscendo le distanze tra i nuclei e il raggio covalente di uno degli atomi, si può calcolare il raggio ignoto dell'altro elemento

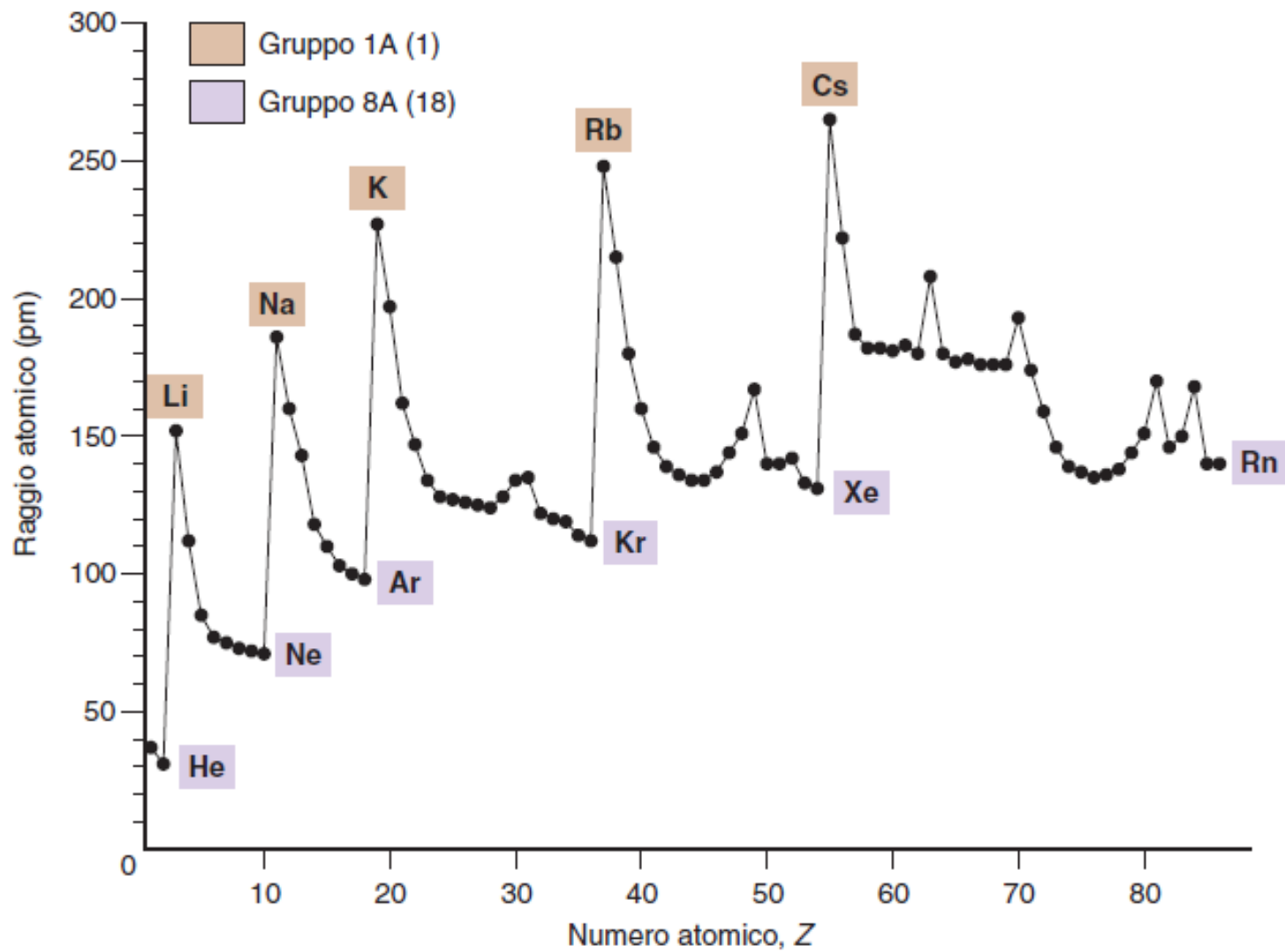


	1A (1)								8A (18)
1	H 37 •	2A (2)							He 31 •
2	Li 152 ●	Be 112 ●							
3	Na 186 ●	Mg 160 ●							
4	K 227 ●	Ca 197 ●							
5	Rb 248 ●	Sr 215 ●							
6	Cs 265 ●	Ba 222 ●							
7	Fr (270) ●	Ra (220) ●							

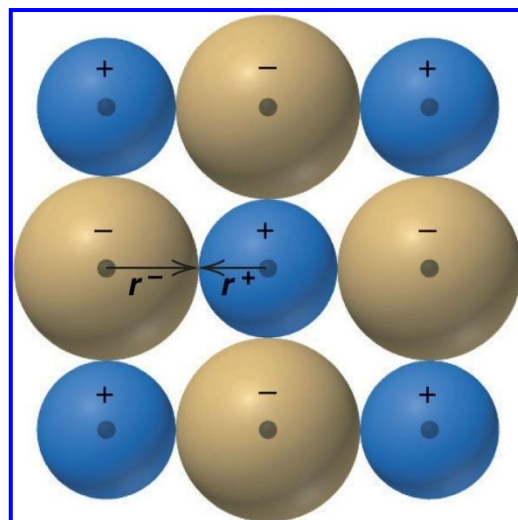
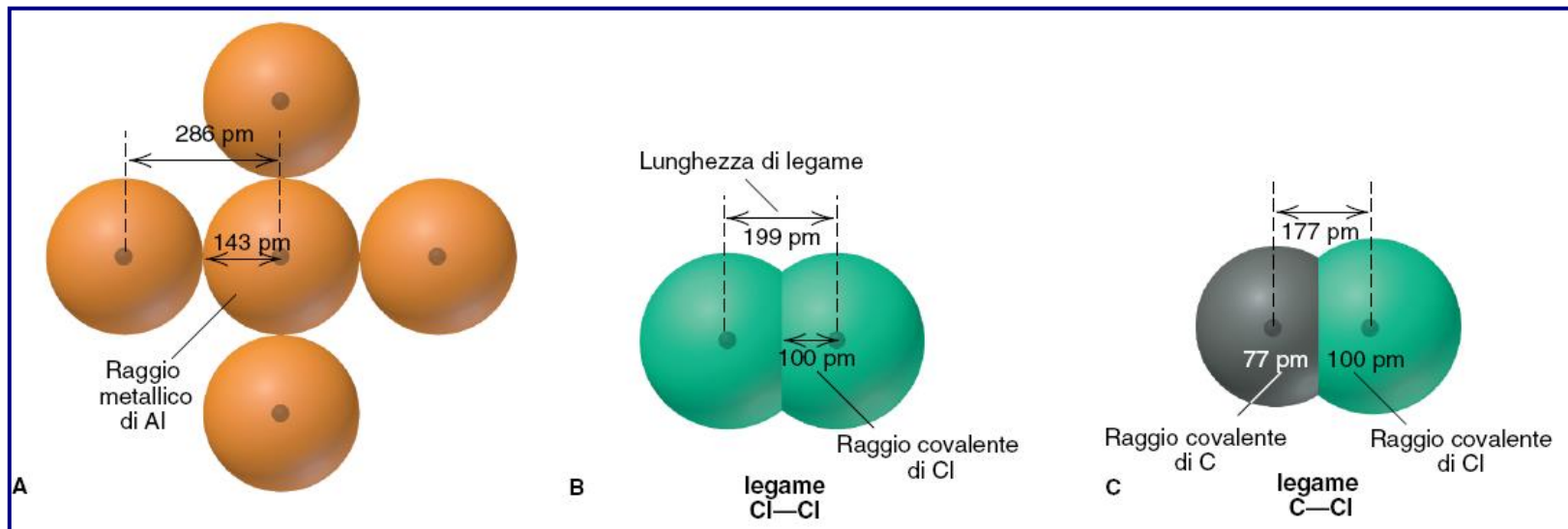
3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	
B 85 ●	C 77 ●	N 75 ●	O 73 ●	F 72 ●	Ne 71 ●
Al 143 ●	Si 118 ●	P 110 ●	S 103 ●	Cl 100 ●	Ar 98 ●
Ga 135 ●	Ge 122 ●	As 120 ●	Se 119 ●	Br 114 ●	Kr 112 ●
In 167 ●	Sn 140 ●	Sb 140 ●	Te 142 ●	I 133 ●	Xe 131 ●
Tl 170 ●	Pb 146 ●	Bi 150 ●	Po 168 ●	At (140) ●	Rn(140) ●

	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8)	8B (9)	(10)	1B (11)	2B (12)
4	Sc 162 ●	Ti 147 ●	V 134 ●	Cr 128 ●	Mn 127 ●	Fe 126 ●	Co 125 ●	Ni 124 ●	Cu 128 ●	Zn 134 ●
5	Y 180 ●	Zr 160 ●	Nb 146 ●	Mo 139 ●	Tc 136 ●	Ru 134 ●	Rh 134 ●	Pd 137 ●	Ag 144 ●	Cd 151 ●
6	La 187 ●	Hf 159 ●	Ta 146 ●	W 139 ●	Re 137 ●	Os 135 ●	Ir 136 ●	Pt 138 ●	Au 144 ●	Hg 151 ●

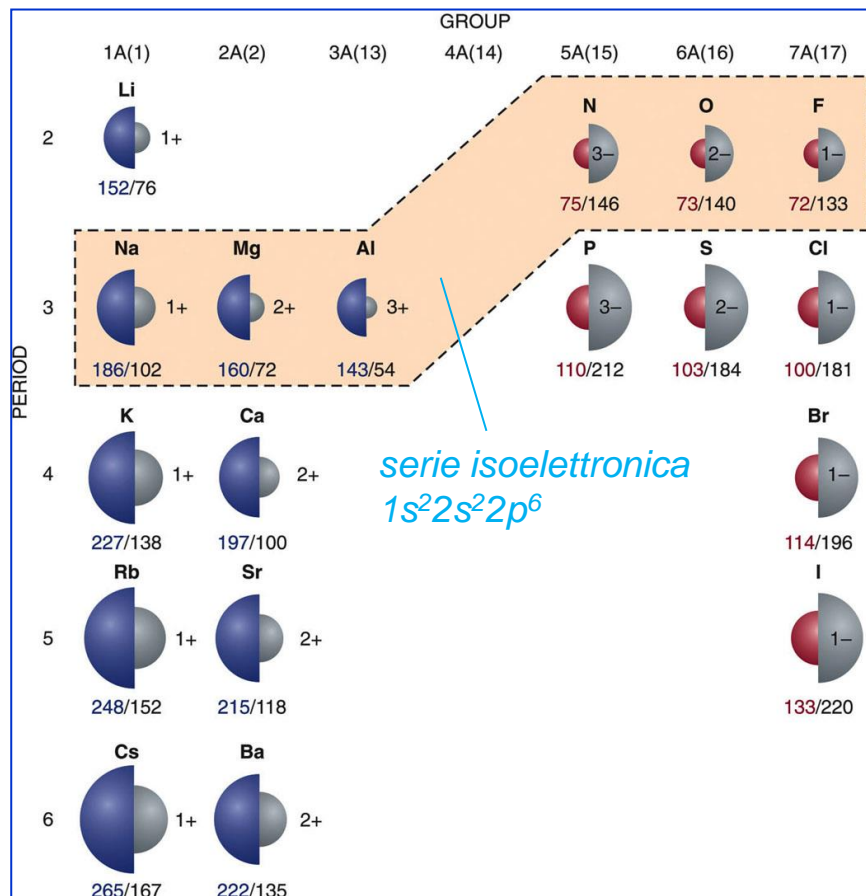
- Il raggio atomico **augmenta** all' aumentare del numero quantico principale n .
- Il raggio atomico **diminuisce** all' aumentare della carica nucleare effettiva, Z_{eff} .
- Per **gli elementi dei gruppi principali**: il raggio atomico **augmenta** lungo un gruppo del sistema periodico e **diminuisce** lungo un periodo
- Eccezione
raggio Al > Ga e raggio Si ~ Ge
(gli elementi p del periodo 4 sono preceduti dai 10 elementi d poco schermanti, Z_{eff} è maggiore, gli elettroni di valenza sono attratti più fortemente, gli atomi sono più compatti)



Raggio ionico e raggio atomico

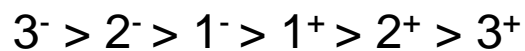


Raggi atomici e raggi ionici degli elementi dei gruppi principali (in picometri)



- I cationi sono **più piccoli** dell'atomo da cui derivano mentre gli anioni sono **più grandi**.
- Il raggio ionico **aumenta lungo un gruppo** con l'aumentare di n .
- La dimensione di un catione **diminuisce** all'aumentare della **carica**.
- Una **serie isoelettronica** è una serie di ioni che hanno la stessa configurazione elettronica.

Il raggio ionico **diminuisce** all'aumentare della carica nucleare.



Carica nucleare efficace e costante di schermo

Carica nucleare efficace e costante di schermo

- La costante di schermo può essere calcolata
- Regole di Slater (1930): semplici regole empiriche per il calcolo della costante di schermo S

$$\underline{Z^*} = Z - S$$

1. La struttura elettronica dell'atomo viene scritta in ordine crescente dei numeri quantici n e l , raggruppati come segue:

(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) (5d) (e così via)

2. In questa lista, gli elettroni nei gruppi a destra non schermano quelli che si trovano alla loro sinistra.

3. La costante di schermo S degli elettroni in questi gruppi si può ora determinare. Per gli elettroni di valenza ns e np :

a. Ogni elettrone nello stesso gruppo contribuisce con 0.35 al valore di S per ogni altro elettrone nel gruppo.

b. Ogni elettrone nei gruppi $n - 1$ contribuisce ad S con 0.85.

c. Ogni elettrone nei gruppi $n - 2$ o più bassi contribuisce ad S con 1.00.

Esempi:

Li	$1s^2 2s^1$	$Z=3$ $Z^* = 3 - 1.70 = 1.30$	$S=(0.85 \times 2)=1.70$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$Z=7$ $Z^* = 7 - 3.10 = 3.90$	$S=(0.35 \times 4)+(0.85 \times 2)=3.10$
Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$Z=30$ $Z^* = 30 - 25.65 = 4.35$	$S=(0.35 \times 1)+(0.85 \times 18)+(1 \times 10)=25.65$

Z^* aumenta lungo il periodo
 Z^* aumenta lungo il gruppo

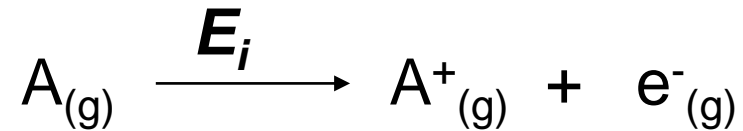
1A (1)																	8A (18)	
H 1																		He 2
Li 3	Be 4																	Ne 10
Na 11	Mg 12																	Ar 18
K 19	Ca 20																	Kr 36
Rb 37	Sr 38																	Xe 54
Cs 55	Ba 56																	Rn 86
Fr 87	Ra 88																	
		3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8)	8B (9)	(10)	1B (11)	2B (12)							
		Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30							
		Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48							
		La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80							

Calculated values of Z^* from Slater's rules for the valence ns or np electrons

Li 1.30	Be 1.95	B 2.60	C 3.25	N 3.90	O 4.55	F 5.20	Ne 5.85
Na 2.20	Mg 2.85	Al 3.50	Si 4.15	P 4.80	S 5.45	Cl 6.10	Ar 6.75
K 2.20	Ca 2.85	Ga 5.00	Ge 5.65	As 6.30	Se 6.95	Br 7.60	Kr 8.25

Energia di ionizzazione

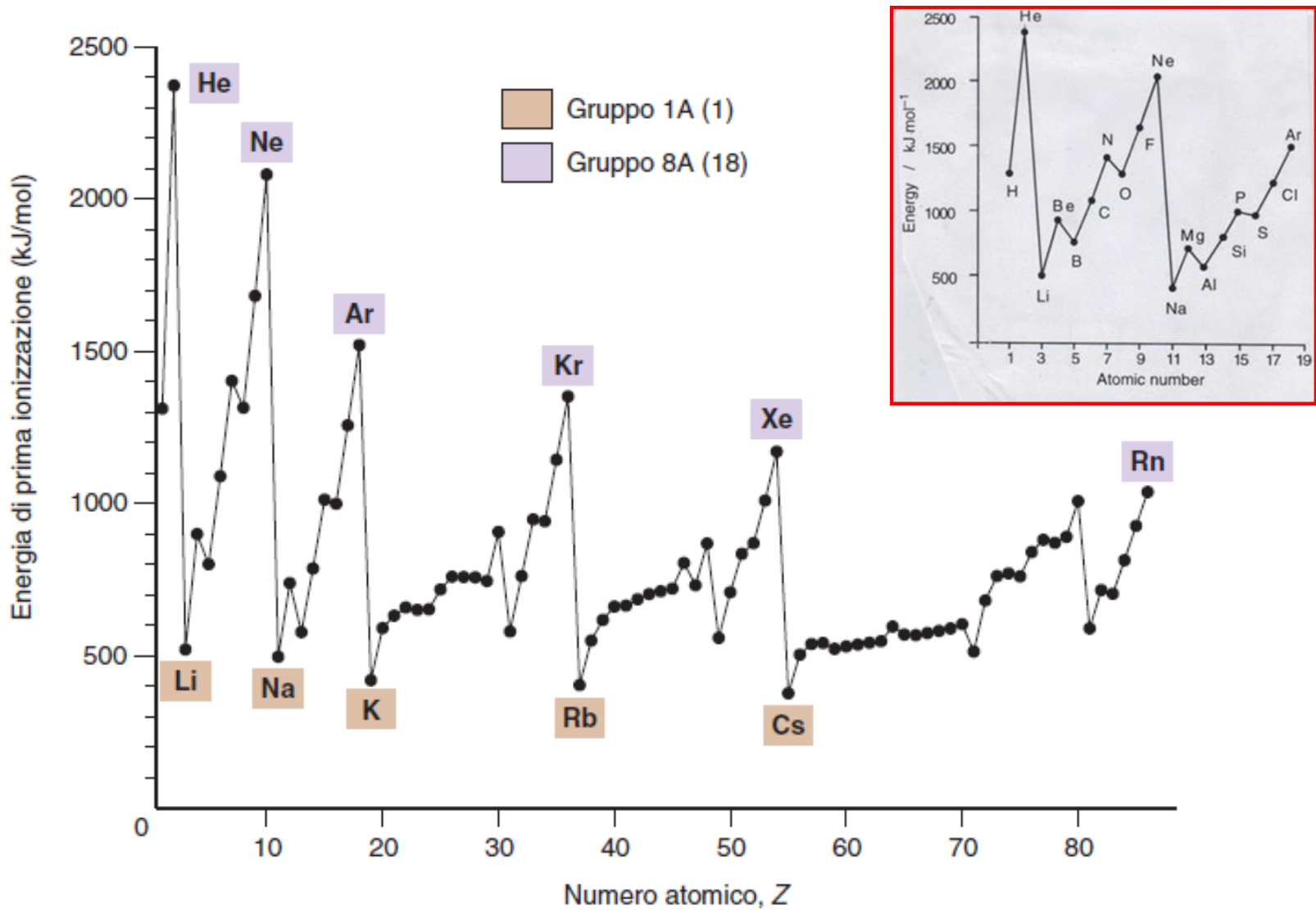
- **L'energia di ionizzazione (E_i)** è l'energia necessaria per la **rimozione completa** di 1 mol di elettroni da 1 mol di atomi o ioni allo stato gassoso.



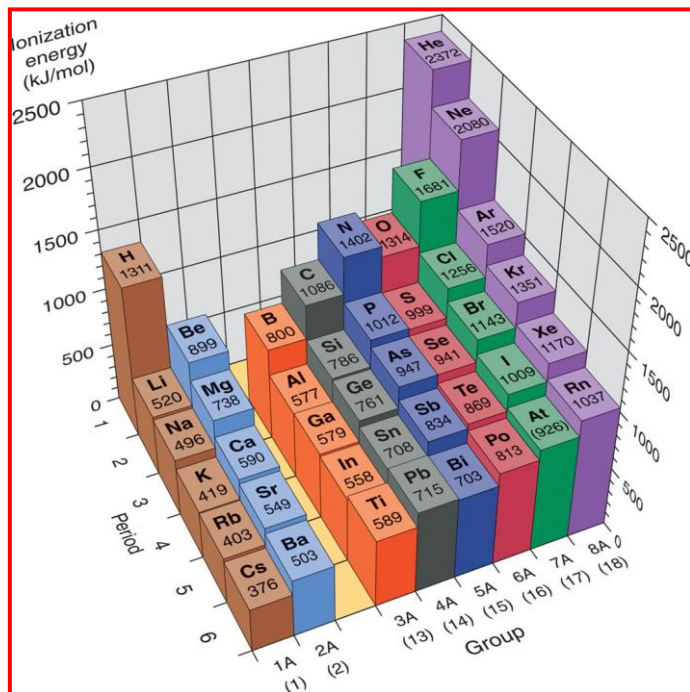
- L'energia di ionizzazione **diminuisce** lungo un gruppo e **aumenta** lungo un periodo.
- Gli atomi con **bassa E_i** tendono a formare **cationi**.
- Gli atomi con alta **E_i** tendono a formare **anioni** (tranne i gas nobili).

Energia di ionizzazione

Periodicità dell'energia di prima ionizzazione (E_{i1})



Energia di prima ionizzazione (E_{i1}) degli elementi principali



- E_{i1} aumenta lungo un periodo (aumento della carica nucleare efficace)
- E_{i1} diminuisce dall'alto verso il basso in un gruppo (gli elettroni di valenza occupano orbitali con n più grande, più lontani dal nucleo, più facili da rimuovere)

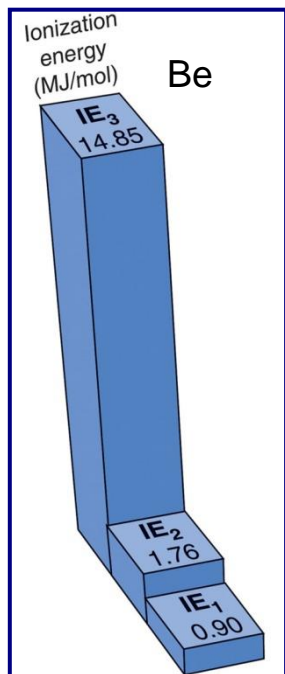
- **Periodo 4 - Al < Ga e Si ~ Ge**
(gli elementi p sono preceduti dai 10 elementi d con minori proprietà schermanti, maggiore attrazione degli elettroni di valenza da parte del nucleo)

- **Periodo 6 – In < Tl e Sn < Pb**
(gli elementi p sono preceduti dai 14 elementi f con proprietà schermanti, maggiore attrazione degli elettroni di valenza da parte del nucleo)

- **Gruppo 13 – B < Be , Al < Mg, Ga < Ca**
(l'elettrone p è schermato più efficacemente dal sottolivello ns completo, più penetrante di np)

- **Gruppi 15 e 16 – O < N , S < P, Se < As**
(la configurazione semipiena np^3 del gruppo 15 è più stabile della configurazione np^4 del gruppo 16 con un orbitale doppiamente occupato)

H 1312						He 2372	
Li 513	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 1520
K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351
Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 709	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 930	Rn 1037



Energie di ionizzazione successive

Energie di ionizzazione successive degli elementi dal litio al sodio

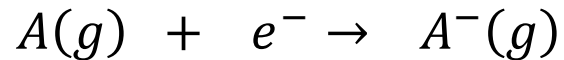
Z	Elemento	Numero di elettroni di valenza	Energia di ionizzazione (MJ/mol)*											
			E _{i1}	E _{i2}	E _{i3}	E _{i4}	E _{i5}	E _{i6}	E _{i7}	E _{i8}	E _{i9}	E _{i10}		
3	Li	1	0,52	7,30	11,81									
4	Be	2	0,90	1,76	14,85	21,01							elettroni interni	
5	B	3	0,80	2,43	3,66	25,02	32,82							
6	C	4	1,09	2,35	4,62	6,22	37,83	47,28						
7	N	5	1,40	2,86	4,58	7,48	9,44	53,27	64,36					
8	O	6	1,31	3,39	5,30	7,47	10,98	13,33	71,33	84,08				
9	F	7	1,68	3,37	6,05	8,41	11,02	15,16	17,87	92,04	106,43			
10	Ne	8	2,08	3,95	6,12	9,37	12,18	15,24	20,00	23,07	115,38	131,43		
11	Na	1	0,50	4,56	6,91	9,54	13,35	16,61	20,11	25,49	28,93	141,37		

* Megajoule per mole (MJ/mol; 1 MJ/mol = 10³ kJ/mol).

Affinità elettronica

Affinità elettronica

- L' **affinità elettronica** (E_{ea}) è la variazione di energia che accompagna l'aggiunta di 1 mol di elettroni a 1 mol di atomi o di ioni gassosi.



$$E_{ea} = E(A, g) - E(A^{-}, g)$$

- Un'affinità elettronica E_{ea} positiva indica che l'energia dell'anione A^{-} è più negativa rispetto all'atomo neutro (l'energia di acquisizione elettronica della reazione negativa)

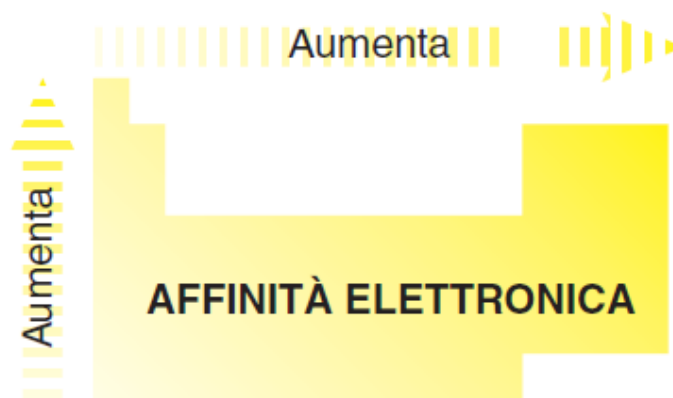
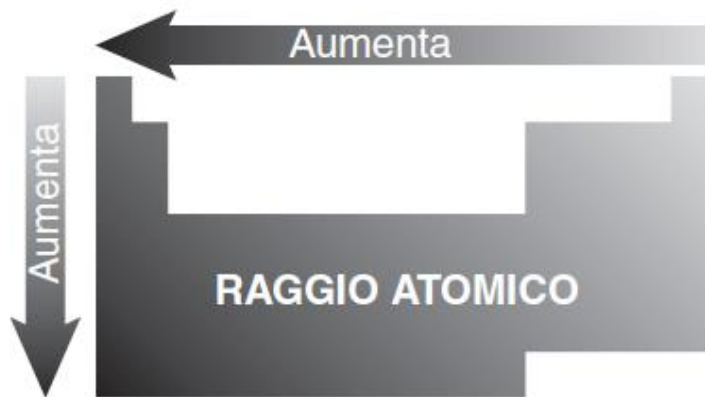
Affinità elettroniche negli elementi nei gruppi principali (kJ/mol)

1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H -72,8							He (0,0)
Li -59,6	Be (+18)	B -26,7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52,9	Mg (+21)	Al -42,5	Si -134	P -72,0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48,4	Ca (+186)	Ga -28,9	Ge -119	As -78,2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46,9	Sr (+146)	In -28,9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45,5	Ba (+46)	Tl -19,3	Pb -35,1	Bi -91,3	Po -183	At -270	Rn (+41)

- E_{ea} aumenta lungo un periodo
(aumento della carica nucleare efficace)
- E_{ea} diminuisce dall'alto verso il basso in un gruppo
(gli atomi sono più grandi, gli orbitali vuoti per ricevere l'elettrone più lontani dal nucleo)
- L'andamento delle E_a è simile a quello delle corrispondenti energie di ionizzazione ma meno regolare
- **Gas nobili** – $E_a < 0$
(elementi con gusci $ns, np, (n-1)d$ completi)
- **Gruppo 2** – $E_a < 0$
(elementi con gusci ns completi, che schermano elettroni in orbitali p)
- **Gruppi 15** – **Bassa E_a ; N: $E_a < 0$**
(orbitale doppiamente occupato rispetto alla configurazione più stabile semipiena np^3 del gruppo 15)

Tendenze di E_i e E_{ea}

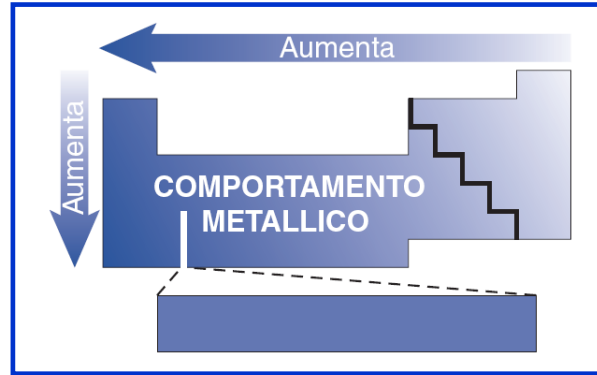
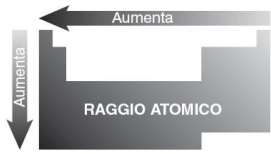
- Atomi con **bassa E_{ea}** e bassa **E_i** tendono a formare ***cationi***
Metalli [es.: Metalli alcalini e alcalino terrosi]
- Atomi con ***alta E_{ea}*** ed ***alta E_i*** tendono a formare ***anioni***
Non metalli [Es.: Gruppo 16 e 17]
- ***Gas nobili:*** hanno E_i molto elevate e E_{ea} leggermente positive
Tendono a non cedere e a non acquistare elettroni



Comportamento metallico

- I metalli sono solitamente solidi lucenti con temperature di fusione da moderate ad alte.
- I metalli sono buoni conduttori termici ed elettrici che possono essere facilmente lavorati (duttile e malleabile)
- I metalli tendono a perdere elettroni e formare cationi, ovvero sono facilmente **ossidati**.
- I metalli sono solitamente **forti agenti riducenti**.
- Molti metalli formano ossidi ionici che in soluzione acquosa si comportano come **basi**.

Metalli e non metalli



legenda

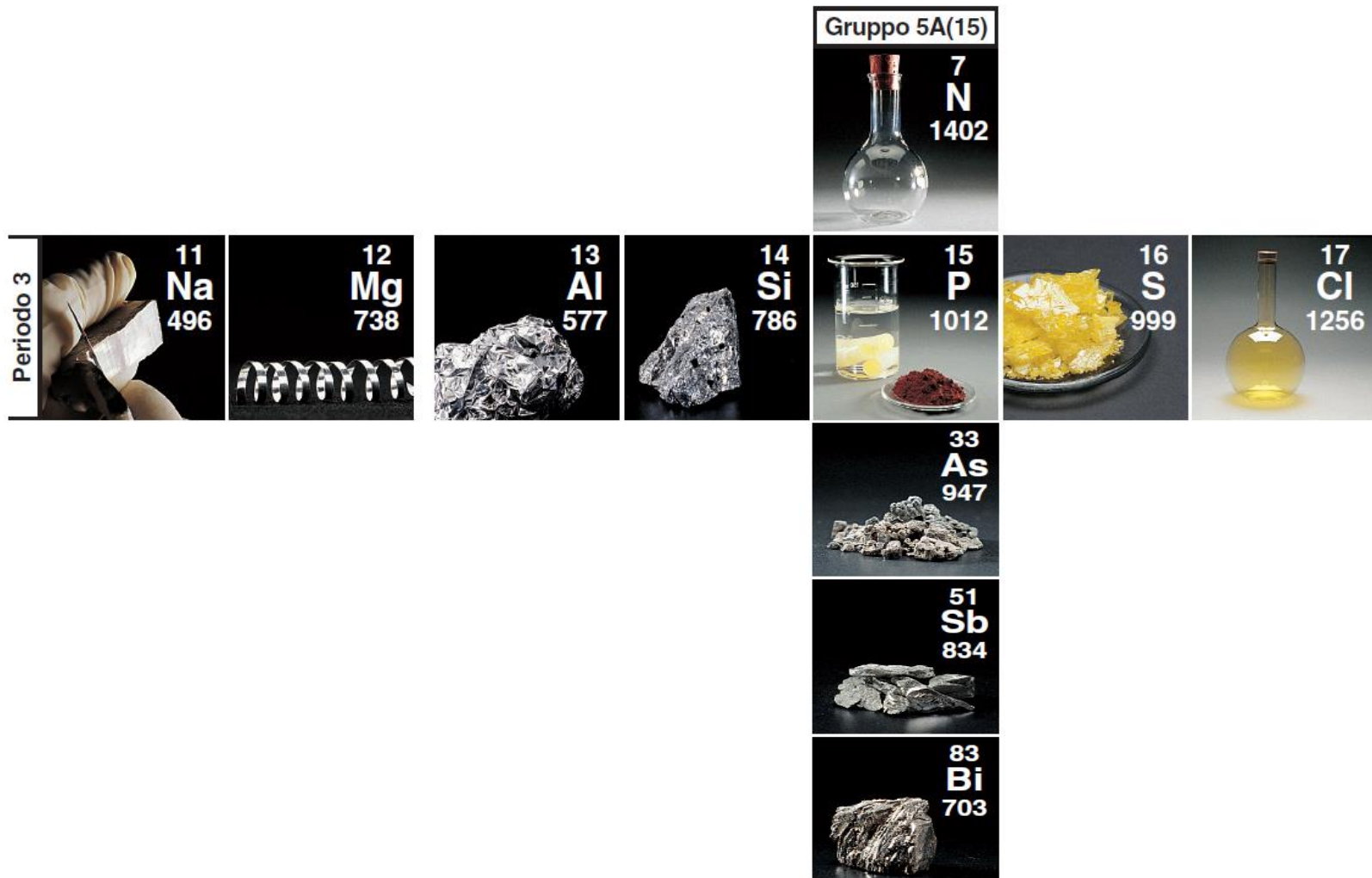
- metalli
- non metalli
- metalloidi

1A (1)	2A (2)											3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh		
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

PROPRIETÀ	ATOMO METALLICO	ATOMO NON METALLICO
raggio atomico	maggiore	minore
Z_{eff}	più basso	più alto
E_i	più basso	più alto
E_{ea}	meno negativa	più negativa

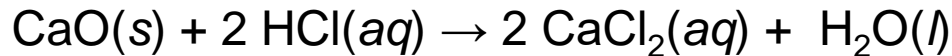
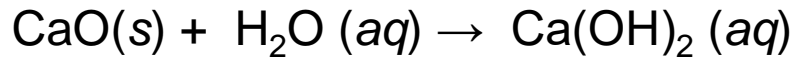
Comportamento metallico - Gruppo 5A(15) e Periodo 3

- Il comportamento metallico **diminuisce** lungo il periodo e **aumenta** lungo il gruppo

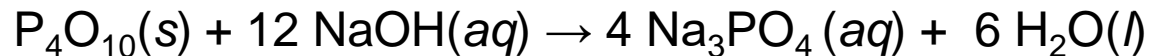
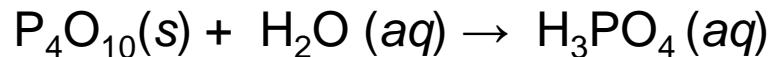


Comportamento acido-base degli ossidi

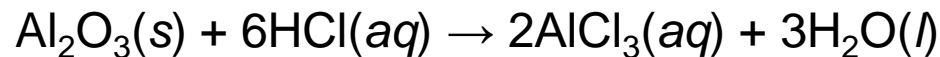
- I metalli dei gruppi principali formano **ossidi ionici**, che si comportano come **basi** in soluzione acquosa.



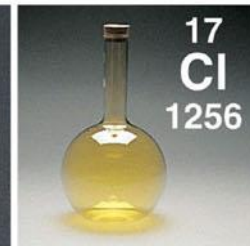
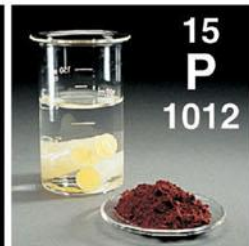
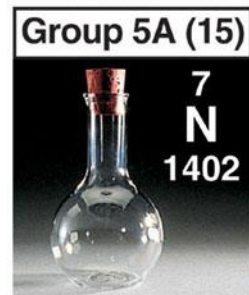
- I non metalli formano **ossidi covalenti** che si comportano come **acidi** in soluzione acquosa.



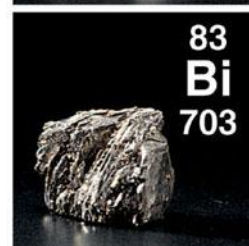
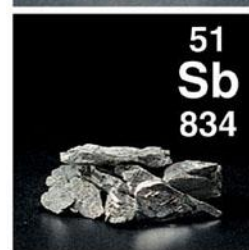
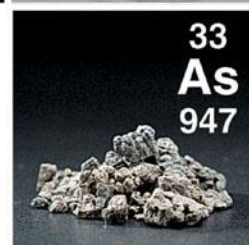
- Alcuni metalli e metalloidi formano **ossidi anfoteri**, che in acqua possono comportarsi sia come acidi che come basi:



Comportamento acido-base degli ossidi degli elementi



				5A (15)				
				N_2O_5				
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7	Ar
				As_2O_5				
				Sb_2O_5				
				Bi_2O_3				



- La basicità degli ossidi aumenta lungo un gruppo e l'acidità aumenta lungo un periodo.

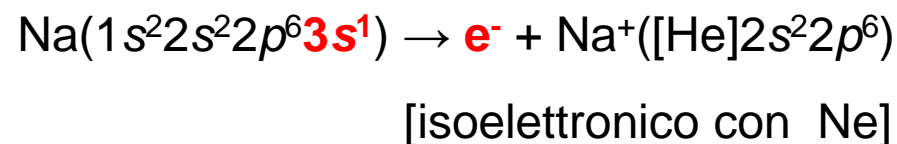
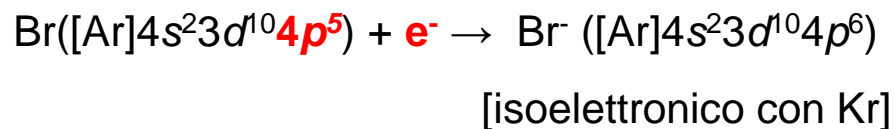
Proprietà degli ioni monoatomici

Configurazioni elettroniche degli ioni monoatomici dei gruppi principali

- Gli elementi all'inizio (Gruppi 1 e 2) o alla fine (Gruppi 16 e 17) di un periodo cedono o acquistano elettroni per raggiungere un livello esterno pieno.
- Lo ione che si forma avrà la **configurazione elettronica di un gas nobile** con cui è **isoelettronico**.

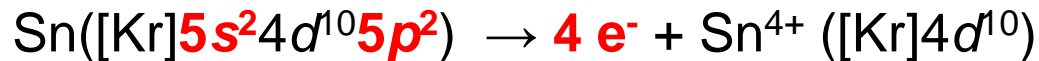
		6A (16)	7A (17)	8A (18)	1A (1)	2A (2)	
		O	F	He	Li		2
2				Ne	Na	Mg	3
		S	Cl	Ar	K	Ca	4
3				Kr	Rb	Sr	5
		Se	Br	Xe	Cs	Ba	6
4			I				
5							

→ Acquistano elettroni
← Cedono elettroni



Configurazioni elettroniche degli ioni monoatomici dei gruppi principali

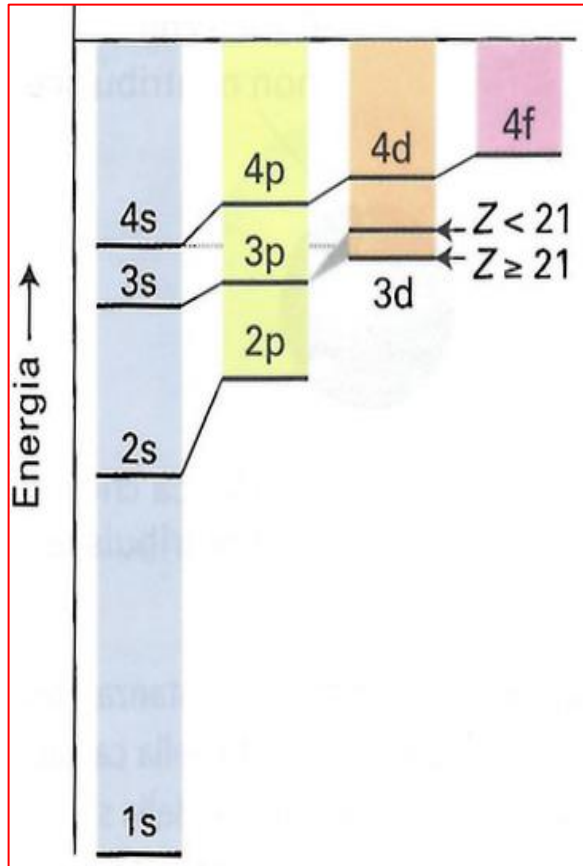
- Gli elementi metallici dei gruppi 13, 14 e 15 formano cationi con un differente processo rispetto ai gruppi 1 o 2
- Si ottiene una **configurazione pseudonobile** quando un atomo metallico perde tutti gli elettroni del suo livello più esterno.
 - Sottolivelli ns e np vuoti e di un sottolivello $(n-1)d$ pieno.



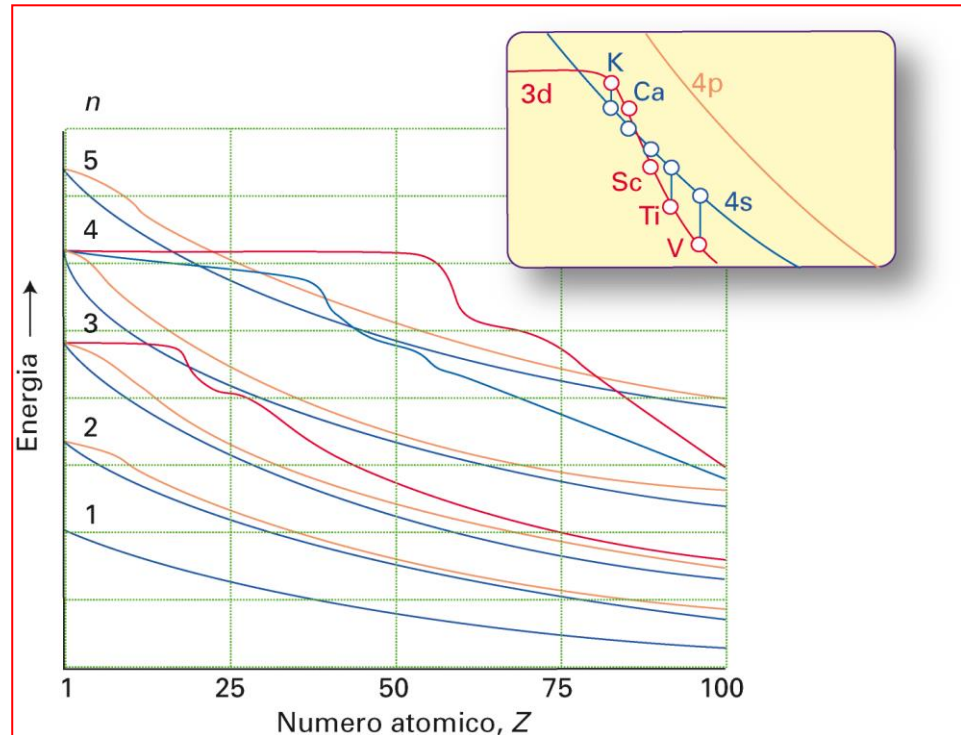
- Un metallo può perdere solo gli elettroni np per raggiungere la configurazione detta coppia inerte.
- - Sottolivello np vuoto e sottolivelli ns e $(n-1)d$ pieni



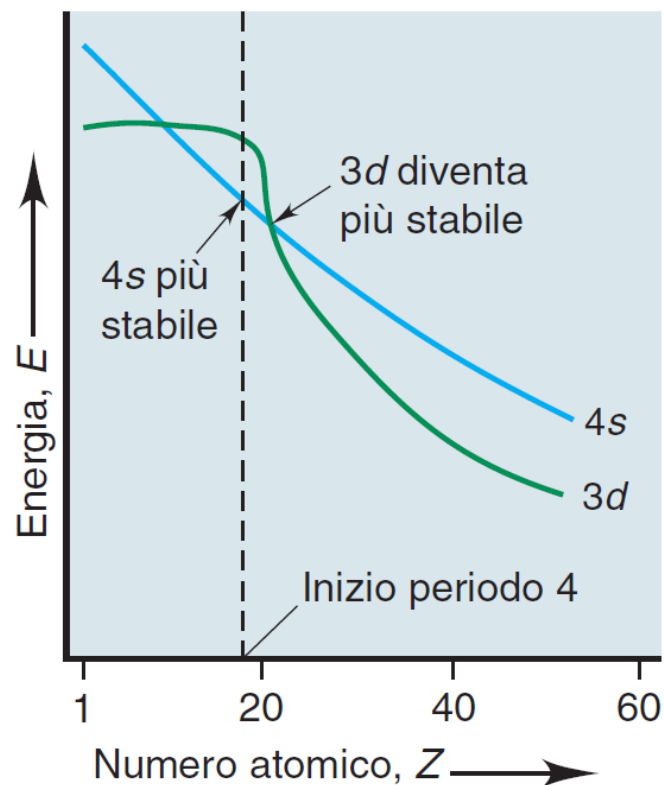
Energie degli orbitali lungo la tavola periodica



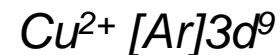
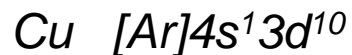
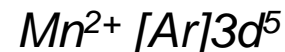
- L'energia degli orbitali dipende dalla penetrazione e dal numero di elettroni
- Quando si aggiungono gli elettroni d, la carica nucleare efficace aumenta e attrae gli elettroni $(n-1)d$ più interni, non schermati dagli ns
- $Z < 21$ - 4s hanno energia inferiore a 3d (K e Ca)
- $Z \geq 21$ - 3d energia inferiore a 4s (dallo Sc agli atomi con Z superiori gli elettroni esterni sono 4s e 4p))



Configurazioni elettroniche degli ioni monoatomici dei metalli di transizione

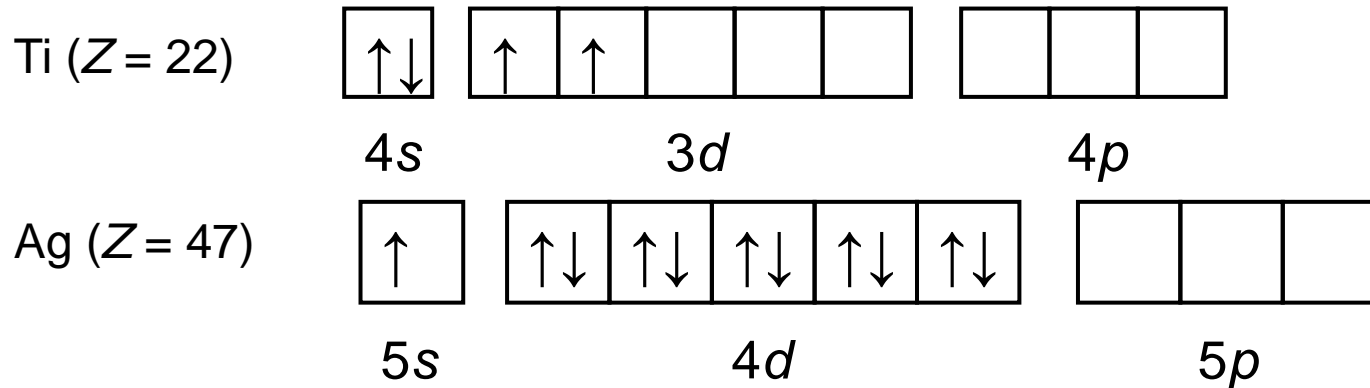


- Raggiungono raramente la configurazione del gas nobile perdendo tutti gli elettroni ns e $(n-1)d$ perché il costo energetico è troppo elevato
- Formano cationi cedendo tutti gli elettroni ns e parte degli elettroni $(n-1)d$
- Gli elettroni ns vengono ceduti prima degli elettroni $(n-1)d$ (crossover dell'energia degli orbitali $(n-1)d$ più stabili degli ns)
- *Esempio:*

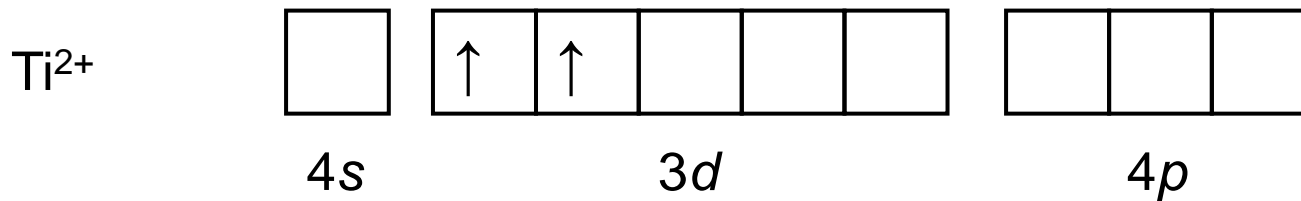


Proprietà magnetiche degli ioni dei metalli di transizione

- Una specie con uno o più elettroni spaiati è **paramagnetica**
– viene attratta da un campo magnetico.

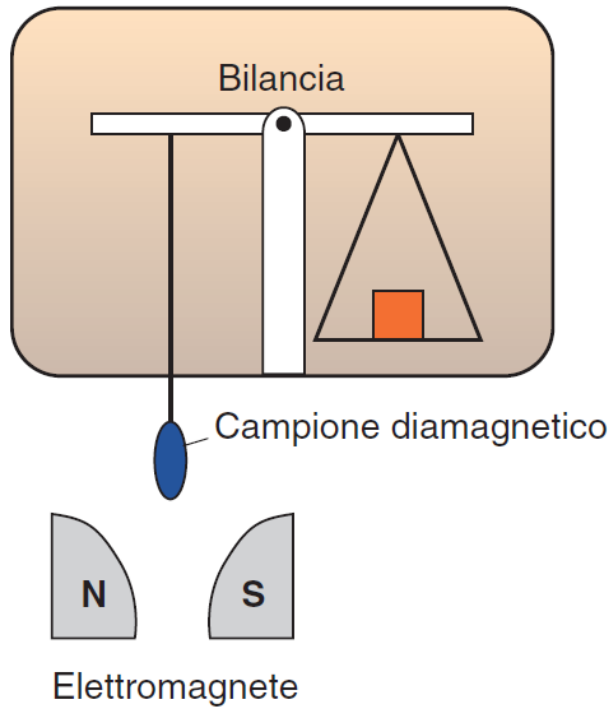


- Una specie con tutti gli elettroni appaiati è **diamagnetica**
– è leggermente respinta da un campo magnetico.
- Informazioni sulla configurazione elettronica di uno ione:

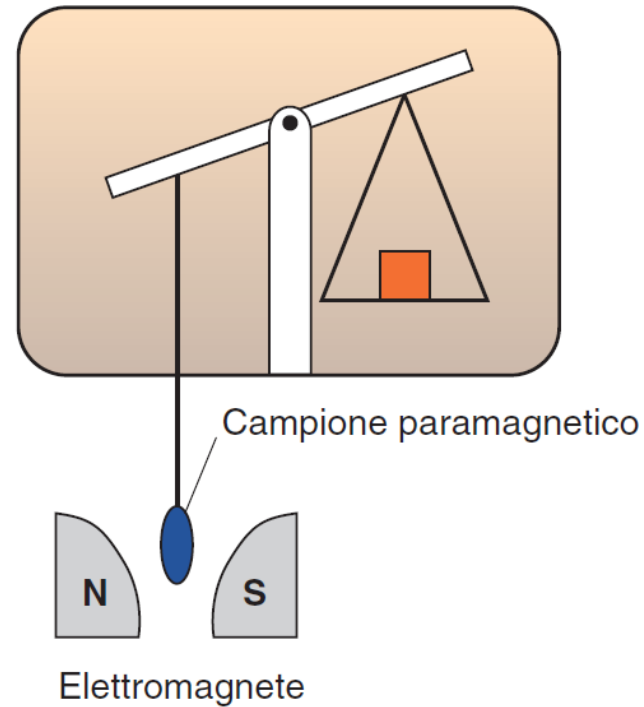


- Ti²⁺ ha 2 elettroni spaiati ed è paramagnetico (elettroni 4s ceduti prima dei 3d)

Misura del comportamento magnetico



La massa apparente di una sostanza diamagnetica non è influenzata dal campo magnetico.



La massa apparente di una sostanza paramagnetica aumenta perché è attratta dal campo magnetico.