



Scuola di Ingegneria Industriale e dell'Informazione  
Insegnamento di **Chimica Generale**  
083424 - CCS *CHI* e *MAT*

 POLITECNICO DI MILANO



# Periodicità Chimica

Andamenti in Alcune Proprietà Atomiche Periodiche (Cap. 2 e 7)

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/it/education/general-chemistry-lessons/>



## Da dove nasce il problema?

- Attualmente sono noti 115 elementi.
- La maggioranza degli elementi fu scoperta tra il 1735 e il 1843 a seguito degli avanzamenti delle tecniche di separazione dei composti. La maggior parte delle scoperte dopo il 1925 ha riguardato elementi radioattivi o preparati “artificialmente” dall’uomo.
- **Problema dei chimici:** come organizzare 115 differenti elementi in modo utile e che suggerisca o indichi qualcosa di importante? Per es. organizzare gli elementi per seguire gli andamenti nelle proprietà chimiche e fisiche? Tener conto dei soli elettroni presenti?
- I primi tentativi (Mendeleev e Meyer) organizzarono gli elementi in ordine di peso atomico crescente.
- Certi elementi mancavano dallo schema e non si evidenziava molto la “periodicità”, ma dei salti di proprietà lasciavano prevedere dei buchi.
- Solo con lo sviluppo della teoria atomica-quantistica si sviluppò un sistema più razionale su cui l’attuale Tabella Periodica si basa.



# Tipica Tabella Periodica Moderna

	1A	2A		Metalli di transizione										3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H 1																		He 2
2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10	
3	Na 11	Mg 12	3B	4B	5B	6B	7B	8B				1B	2B	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	
6	Cs 55	Ba 56	*	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	
7	Fr 87	Ra 88	Ω	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109										

- 1A Metalli alcalini
- 2A Metalli alcalino-terr.
- 3A Gruppo del Boro
- 4A Gruppo del Carbonio
- 5A Gruppo dell'azoto
- 6A Gruppo dell'ossigeno
- 7A Alogeni
- 8A Gas Nobili
- Idrogeno
- Metalli di transizione Interna

*	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
Ω	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103

# Numerazione nella Tabella Periodica

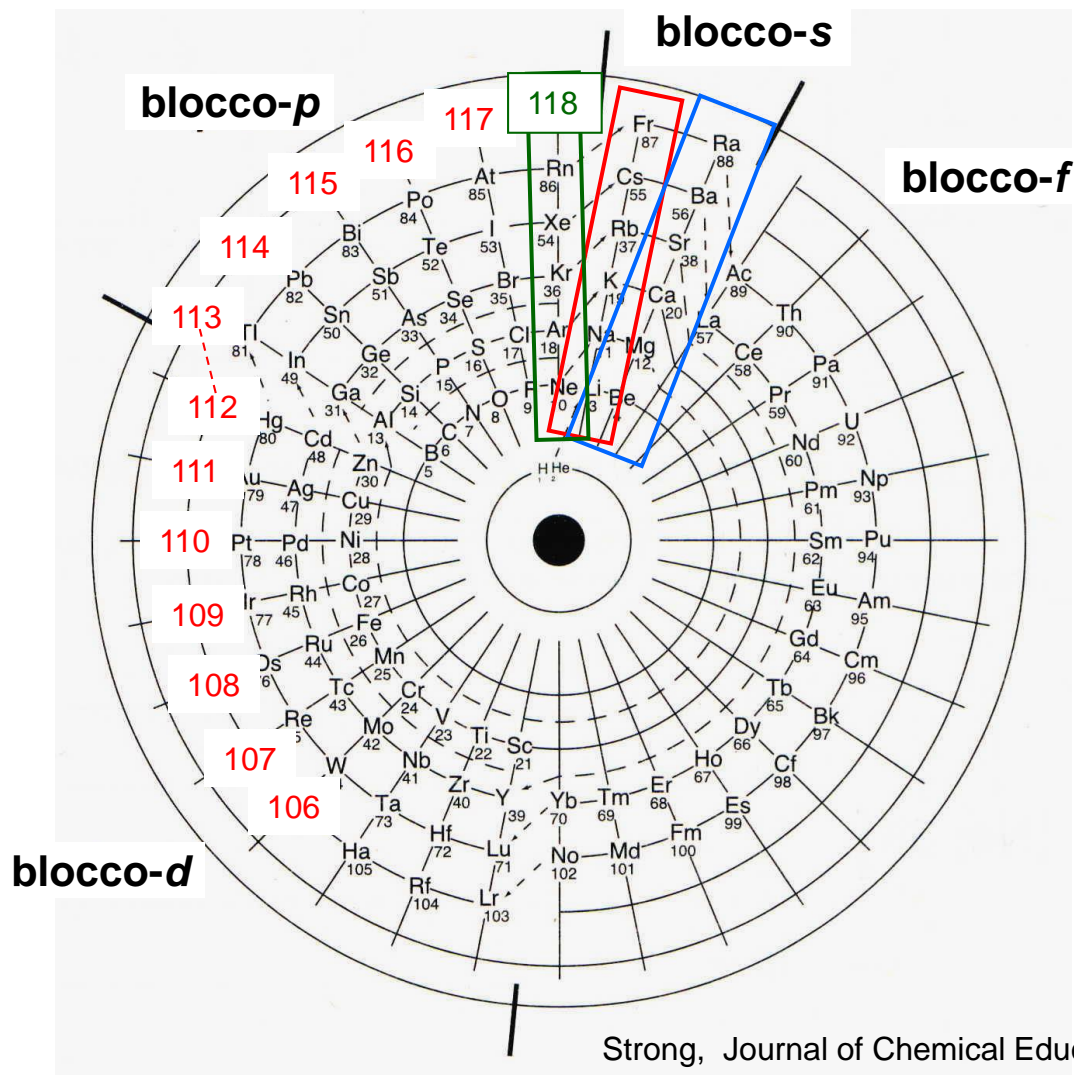
1	1	H	2											13	14	15	16	17	18	He																																						
2		Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																							
3		Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar																																							
4		K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																							
5		Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																							
6		Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																							
7		Fr	Ra	Ac	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td colspan="11"> <table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table> </td> </tr> </table>															Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>											Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																													
Th	Pa	U	<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </table>											Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																		
Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																

- Metalli Alcalini/a.t.
- Metalli di Transizione
- Metalli Post-trans.
- Anfoteri (metalloidi)
- Non metalli
- Gas inerti
- Metalli Trans. interna (Lantanidi e Attinidi)

N.B. L'alternativa di numerare i gruppi in sequenza da 1 a 18, senza distinzione tra gruppo A e gruppo B, è stata adottata più recentemente.



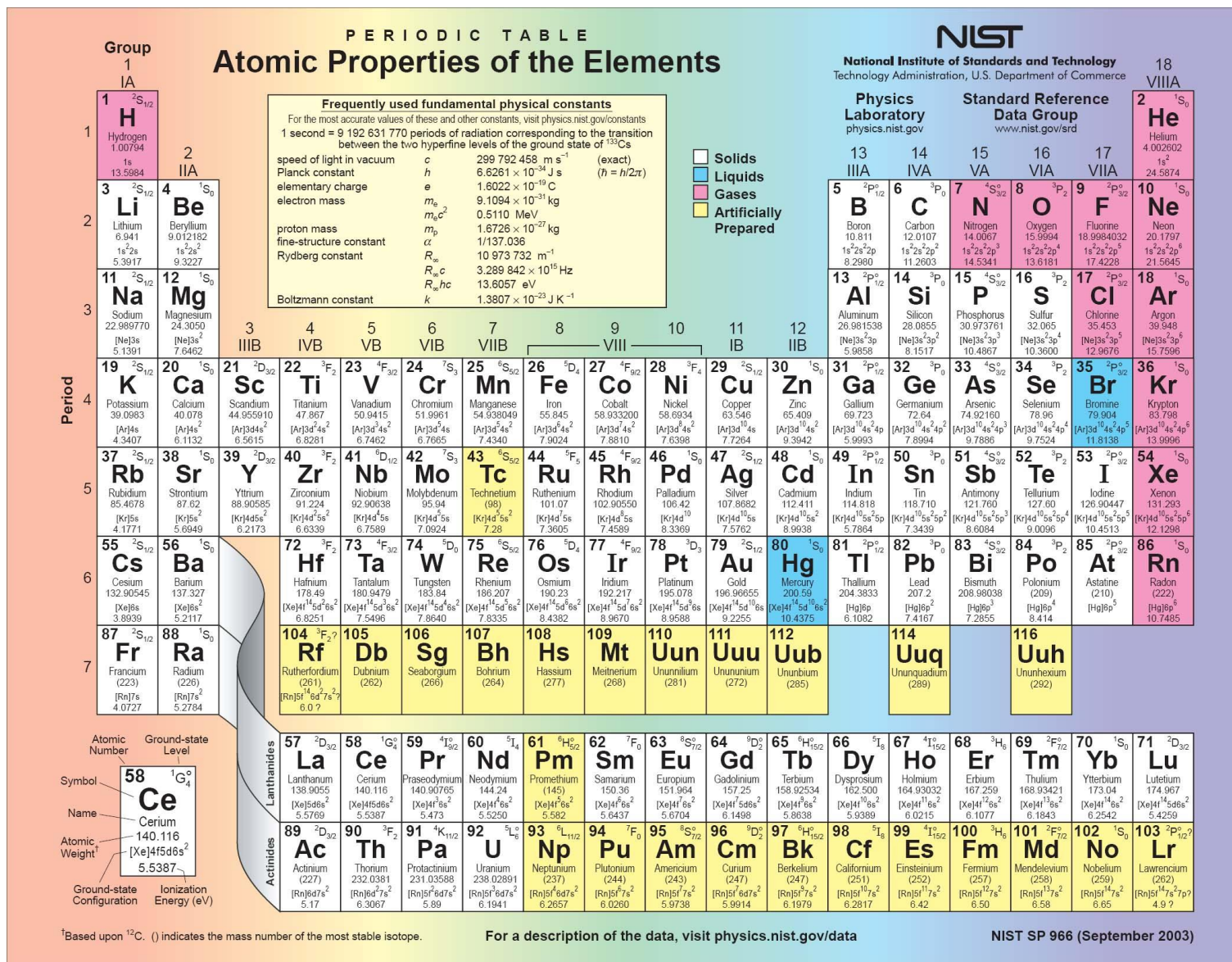
# Rappresentazione Tedesca della T.P.



Strong, Journal of Chemical Education, Sept. 1989, p. 743.  
<http://chemlab.pc.maricopa.edu/periodic/default.html>



# Tabella Periodica (secondo NIST)



## Classificazione degli Elementi

- 8 elementi del **Gruppo A**: gruppo principale o elementi rappresentativi
- 10 elementi del **Gruppo B**: elementi di transizione
- 14 **elementi di transizione interna**: lantanidi ed attinidi – inseriti tra il gruppo 3B e il gruppo 4B e disposti al di sotto del corpo principale della tabella.

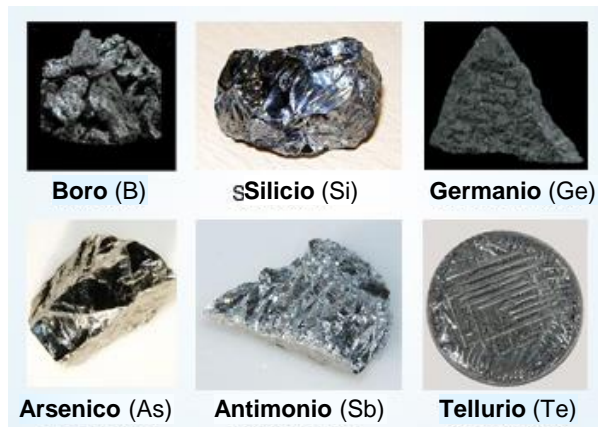
<b>Metalli</b>	<b>La maggior parte dei gruppi principali, di transizione e transizione interna. I metalli sono lucidi, conducono calore ed elettricità e sono malleabili</b>
Non-metalli	Si trovano nell'angolo superiore a destra. I non-metalli sono solidi molli e sfaldabili o gas che conducono poco sia il calore che l'elettricità.
Semimetalli	Si collocano a cavallo della linea obliqua di separazione dei metalli e non-metalli. Hanno proprietà intermedie tra metalli ed isolanti e sono tecnologicamente importanti.



# Metalli, Metalloidi e Non-metalli



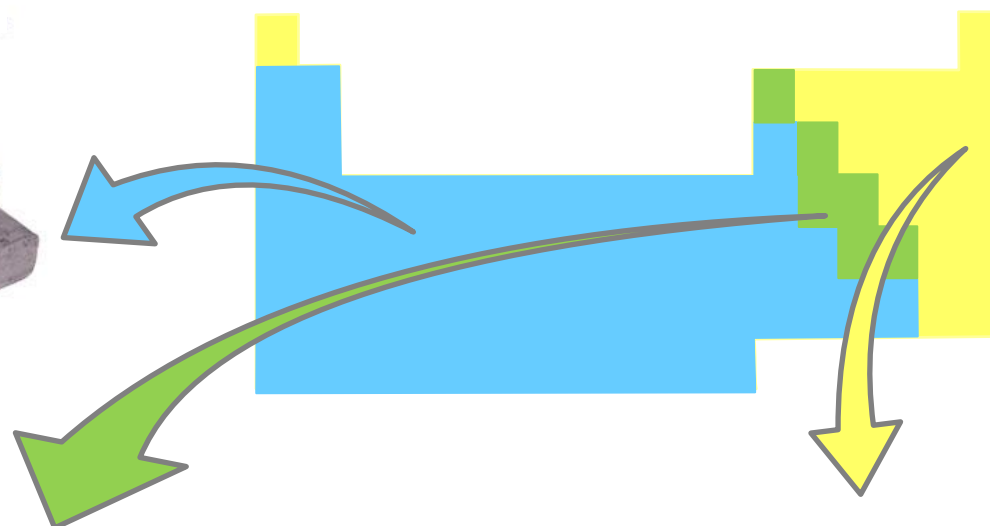
## Metalli



## Metalloidi



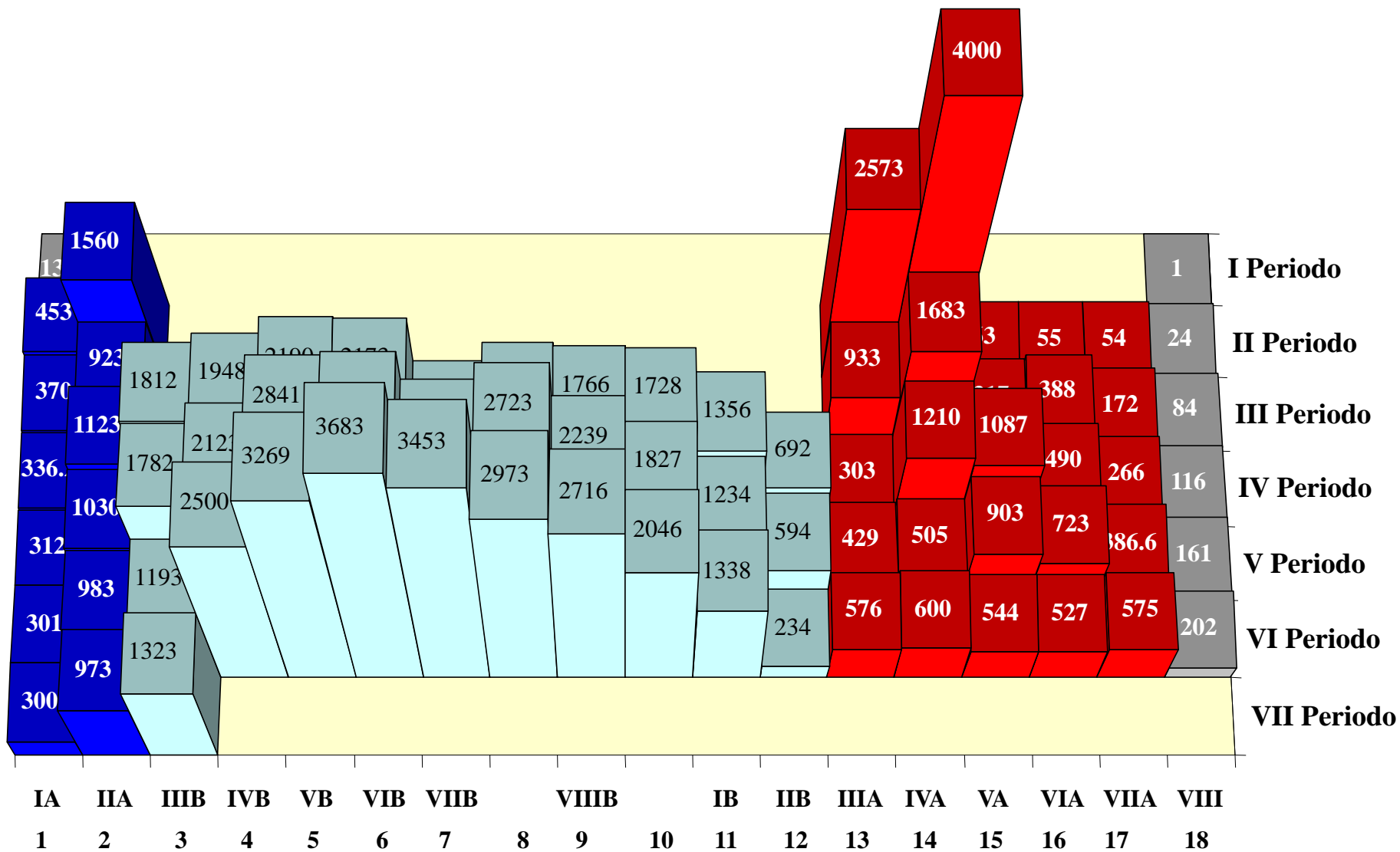
## Non-metalli





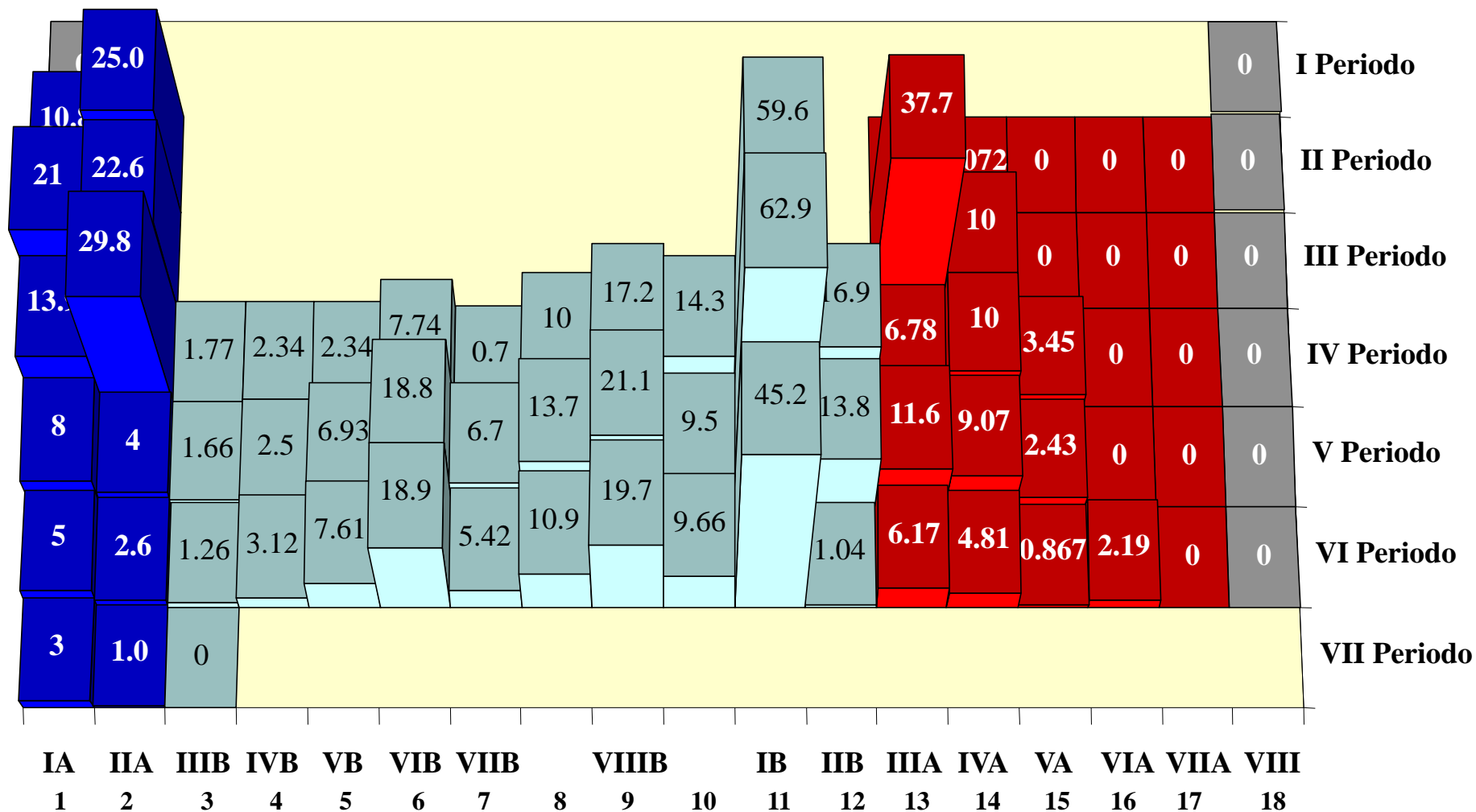


# Visualizzazioni di Proprietà degli Elementi: Andamento dei Punti di Fusione (K)





# Visualizzazioni di Proprietà degli Elementi: Andamento Conducibilità Elettrica ( $\mu\Omega^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$ )

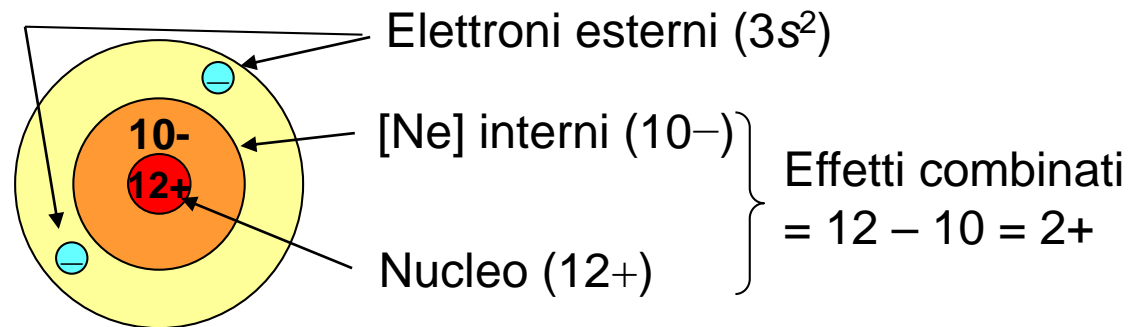




## Elettroni di Valenza vs. Interni

### Non tutti gli elettroni in un atomo sono uguali!

- **Elettroni Interni** - Gli elettroni negli strati pieni. Essi non possono intervenire nelle reazioni chimiche. Includono tutti gli elettroni dal gas nobile precedente e tutte le serie di transizione complete.
- **Elettroni Esterni** – Tutti gli elettroni nei livelli energetici più alti. Tutti gli elettroni in orbitali con lo stesso valore di  $n$ .
- **Elettroni di Valenza** - Gli elettroni fuori lo strato elettronico completo. Nei gruppi principali, gli elettroni esterni coincidono con gli elettroni di valenza. Negli elementi di transizione, sono coinvolti in legami anche alcuni elettroni  $d$  interni che sono perciò conteggiati come elettroni di valenza. **Questi elettroni sono coinvolti in reazioni chimiche.**





## Conteggio degli Elettroni di Valenza e Interni

- **Sodio** (Na) 11 elettroni in totale

Elettroni di Valenza	$[\text{Ne}] 3s^1$	un elettrone
Elettroni Interni	$1s^2 2s^2 2p^6$	dieci elettroni

- **Cloro** (Cl) 17 elettroni

Elettroni di Valenza	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	sette elettroni
Elettroni Interni	$1s^2 2s^2 2p^6$	dieci elettroni

- **Tellurio** (Te): periodo 5, gruppo 6A (16) ha 6 elettroni di valenza e 46 elettroni interni.



## Uso dei Numeri di Gruppo e Periodo

1. Tra gli elementi dei gruppi principali, il numero del gruppo uguaglia il numero di elettroni esterni.
2. Il numero del periodo fornisce il valore  $n$  del livello energetico più alto occupato.
3. Il numero totale di orbitali nell' $n$ -esimo livello (o strato) è  $n^2$ .
4. Il numero totale di elettroni contenuti nell' $n$ -esimo strato è  $2n^2$  poiché ogni orbitale può essere occupato da 2 elettroni (con spin opposti).



## *Esempio:*

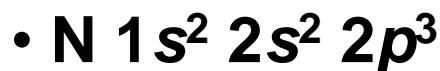
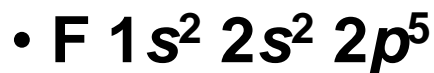
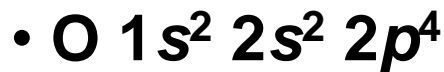
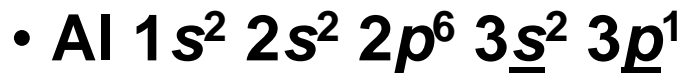
Fornire la configurazione elettronica abbreviata, numero di elettroni di valenza e numero di elettroni interni per ciascuno dei seguenti atomi:

- a) Ni
- b) Sr
- c) Po



# Configurazione Elettronica degli Ioni

- Elettroni (più esterni)



+ Elettroni



## Andamenti nelle Dimensioni Atomiche

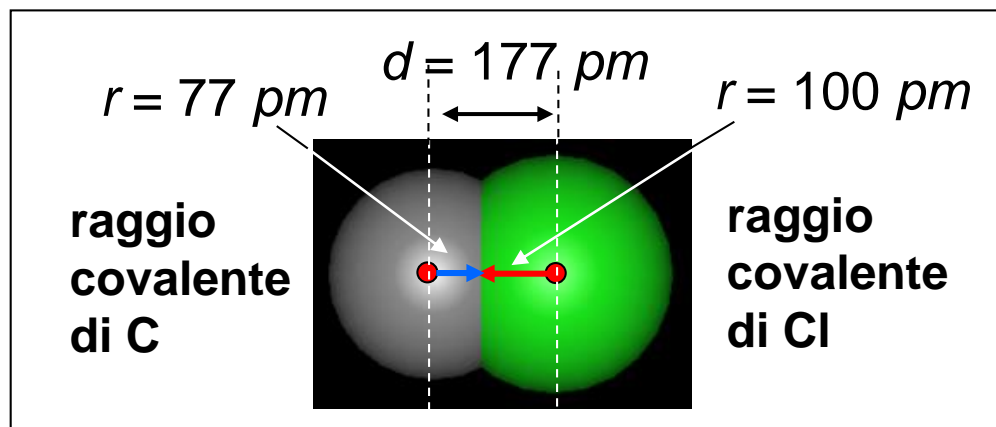
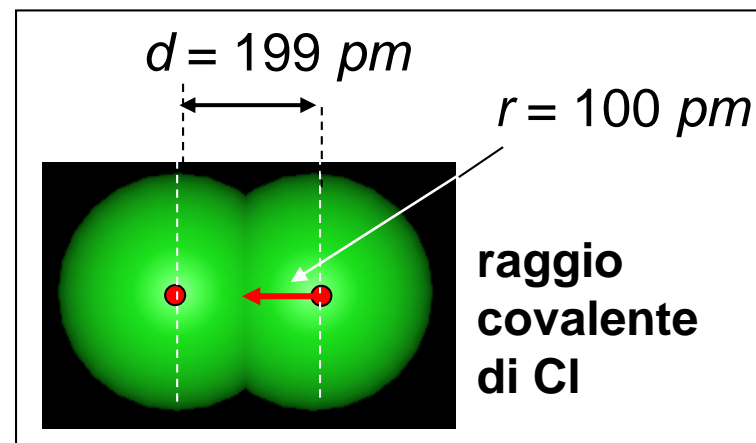
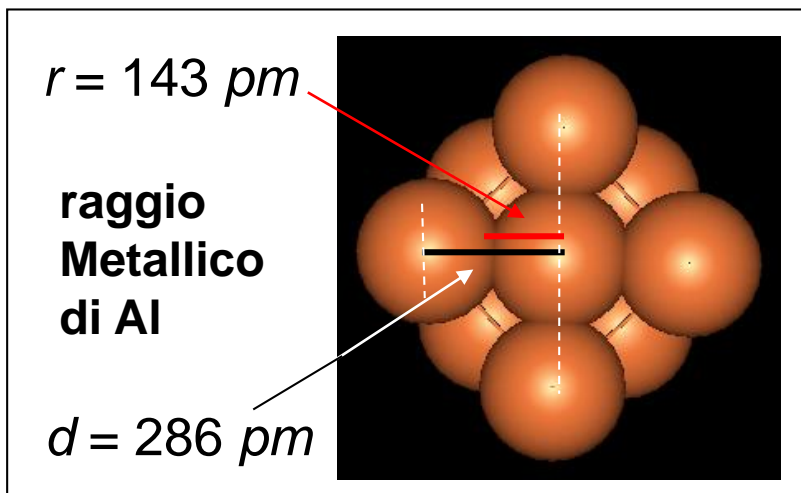
Le proprietà chimiche e fisiche dell'elemento dipendono dalla configurazione elettronica.

Le seguenti proprietà sono direttamente influenzate dalla configurazione elettronica.

- 1) **Dimensione Atomica**, definita nella diapositiva successiva.
- 2) **Energia di Ionizzazione** – la quantità di energia richiesta per rimuovere una mole di elettroni da una mole di atomi neutri in fase gassosa.
- 3) **Affinità Elettronica** – la quantità di energia liberata quando una mole di atomi neutri in fase gassosa acquista una mole di elettroni.



# Definizione di Raggi Metallici e Covalenti

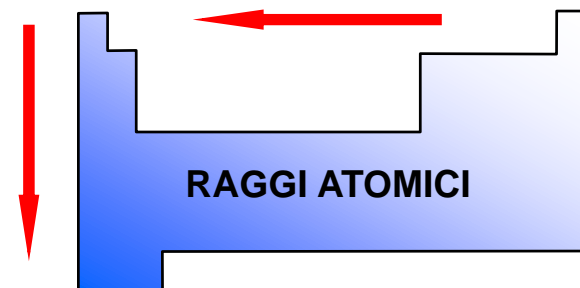


Misure:  
analisi  
ai raggi X

# Raggi Atomici (Å) degli Elementi s e p

H 0.37								He 0.5
Li 1.52	Be 1.11	B 0.88	C 0.77	N 0.70	O 0.66	F 0.84		Ne 0.70
Na 1.86	Mg 1.60	Al 1.43	Si 1.17	P 1.10	S 1.04	Cl 0.99		Ar 0.94
K 2.31	Ca 1.97	Ga 1.22	Ge 1.22	As 1.21	Se 1.17	Se 1.14		Kr 1.09
Rb 2.44	Sr 2.15	In 1.62	Sn 1.40	Sb 1.41	Te 1.37	I 1.33		Xe 1.30
Cs 2.62	Ba 2.17	Tl 1.71	Pb 1.75	Bi 1.46	Po 1.5	As 1.4		Rn 1.4

## Andamenti Periodici



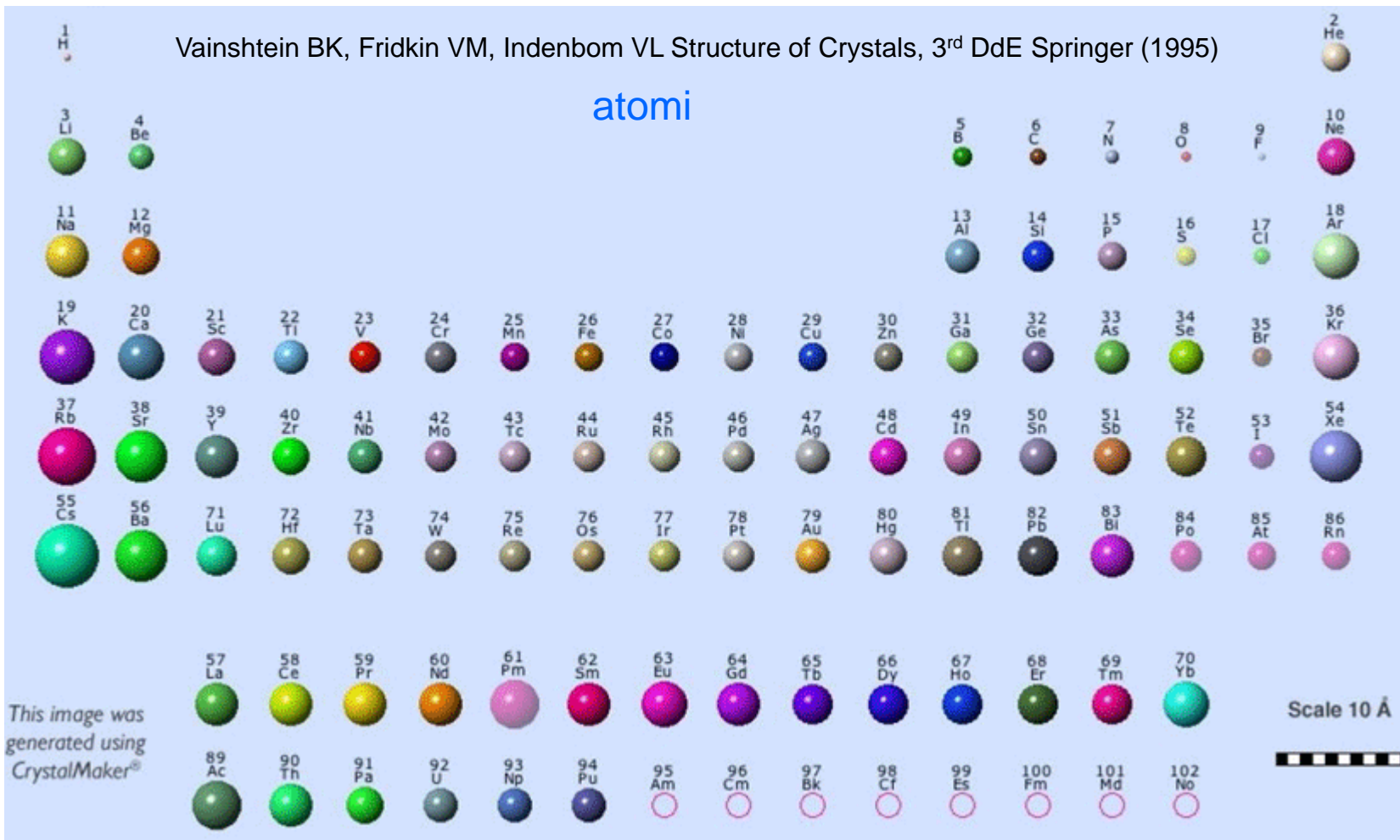
In una certa serie,  $n$  non varia, ma  $Z_{\text{eff}}$  aumenta significativamente.

Li = 1.3, Be = 1.95, B = 2.6, C = 3.25, N = 3.90, O = 4.55, F = 5.20, Ne = 5.85

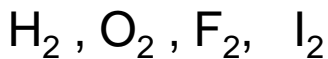
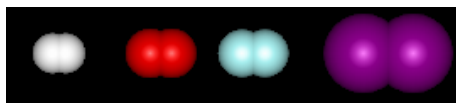
Poiché lo schermo è poco efficace, si ha un brusco calo del raggio.



# Dimensioni Atomiche di Elementi e di Molecole Biatomiche Rappresentative



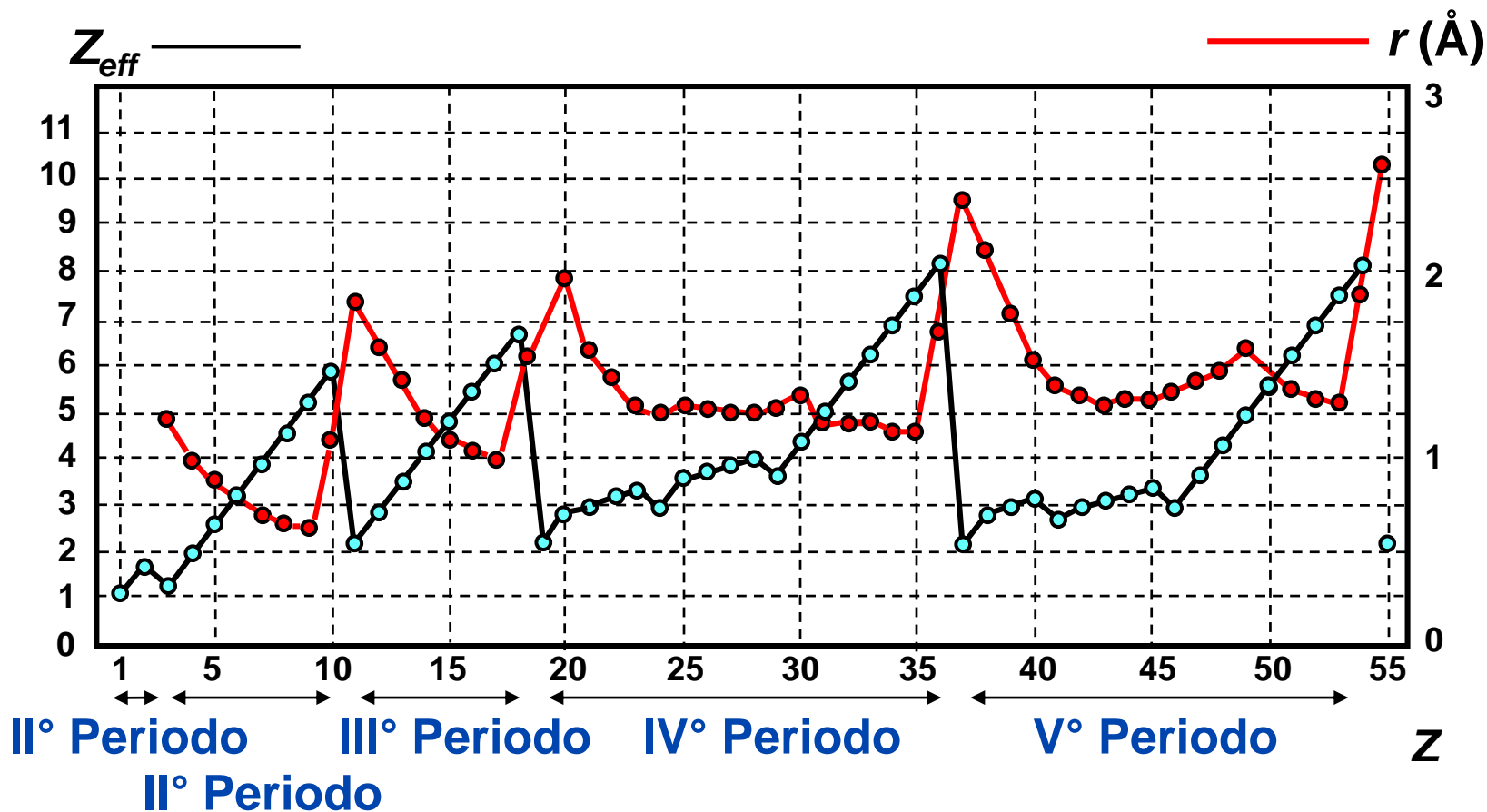
molecole



www.crystallmaker.com



# Andamento di $Z_{\text{eff}}$ e dei Raggi Atomici





# Dimensioni Atomiche

## Due fattori opposti

- 1) Il raggio tende con alta probabilità ad aumentare con  $n$
- 2) Aumentando la carica nucleare effettiva tende a diminuire la dimensione dell'orbitale.

## Andamenti:

All'interno di un gruppo,  $Z_{eff}$  aumenta solo lentamente

H = 1.0, Li = 1.3, Na = 2.2, K = 2.2, Rb = 2.2, Cs = 2.2

**Perciò la dimensione degli atomi aumenta scendendo lungo un gruppo.**

### Legge di Coulomb

$$F = -\frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} = -\frac{Z_{eff} \cdot e^2}{r^2}$$

$q$  = carica nucleo/elettrone

$d$  = distanza nucleo-elettrone



## Ordine di Elementi per Dimensione

**Problema:** Ordinare i seguenti elementi in ciascun gruppo sulla base della diminuzione delle dimensioni (i più grossi per primi!):

a) K, Rb, Na

**Rb > K > Na.** Questi elementi sono tutti metalli alcalini e gli elementi crescono in dimensione scendendo nel gruppo.

b) Sr, In, Rb

**Rb > Sr > In.** Questi elementi appartengono al 5° Periodo e le dimensioni diminuiscono procedendo nel periodo.


c) Cl, Ar, K


**K > Cl > Ar.** Questi elementi affiancano un gas nobile, e Ar ha il diametro inferiore.




# Densità degli Elementi

1	<b>H</b> 0.071																<b>He</b> 0.126	
2	<b>Li</b> 0.53	<b>Be</b> 1.8										<b>B</b> 2.5	<b>C</b> 2.26	<b>N</b> 0.81	<b>O</b> 1.14	<b>F</b> 1.11	<b>Ne</b> 1.204	
3	<b>Na</b> 0.97	<b>Mg</b> 1.74										<b>Al</b> 2.70	<b>Si</b> 2.4	<b>P</b> 1.82w	<b>S</b> 2.07	<b>Cl</b> 1.557	<b>Ar</b> 1.402	
4	<b>K</b> 0.86	<b>Ca</b> 1.55	<b>Sc</b> (2.5)	<b>Ti</b> 4.5	<b>V</b> 5.96	<b>Cr</b> 7.1	<b>Mn</b> 7.4	<b>Fe</b> 7.86	<b>Co</b> 8.9	<b>Ni</b> 8.90	<b>Cu</b> 8.92	<b>Zn</b> 7.14	<b>Ga</b> 5.91	<b>Ge</b> 5.36	<b>As</b> 5.7	<b>Se</b> 4.7	<b>Br</b> 3.119	<b>Kr</b> 2.6
5	<b>Rb</b> 1.53	<b>Sr</b> 2.6	<b>Y</b> 5.51	<b>Zr</b> 6.4	<b>Nb</b> 8.4	<b>Mo</b> 10.2	<b>Tc</b> 11.5	<b>Ru</b> 12.5	<b>Rh</b> 12.5	<b>Pd</b> 12.0	<b>Ag</b> 10.5	<b>Cd</b> 8.6	<b>In</b> 7.3	<b>Sn</b> 7.3	<b>Sb</b> 6.7	<b>Te</b> 6.1	<b>I</b> 4.93	<b>Xe</b> 3.06
6	<b>Cs</b> 1.90	<b>Ba</b> 3.5	<b>La</b> 6.7	<b>Hf</b> 13.1	<b>Ta</b> 16.6	<b>W</b> 19.3	<b>Re</b> 21.4	<b>Os</b> 22.48	<b>Ir</b> 22.4	<b>Pt</b> 21.45	<b>Au</b> 19.3	<b>Hg</b> 13.55	<b>Tl</b> 11.85	<b>Pb</b> 11.34	<b>Bi</b> 9.8	<b>Po</b> 9.4	<b>At</b> ---	<b>Rn</b> 4.4

 8.0 – 11.9 g·cm<sup>-3</sup>

 12.0 – 17.9 g·cm<sup>-3</sup>

 > 18.0 g·cm<sup>-3</sup>

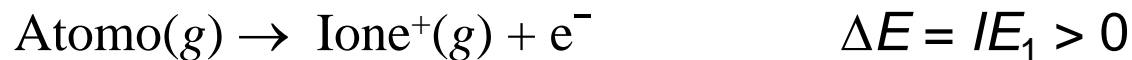
**Mg** — Simbolo  
1.74 — Densità in g·cm<sup>-3</sup> (s,l); per i gas, in g·L<sup>-1</sup>

## Energia di Ionizzazione

**Energia di Ionizzazione** ( $IP$ ) – l'energia richiesta per rimuovere una mole di elettroni da una mole di atomi neutri in fase gassosa.

Nell'atomo di idrogeno neutro, l'energia di ionizzazione è la differenza in energia tra i livelli  $n = 1$  e  $n = \infty$ , condizione in cui si ha completa rimozione dell'elettrone dal nucleo dell'atomo H (dal protone).

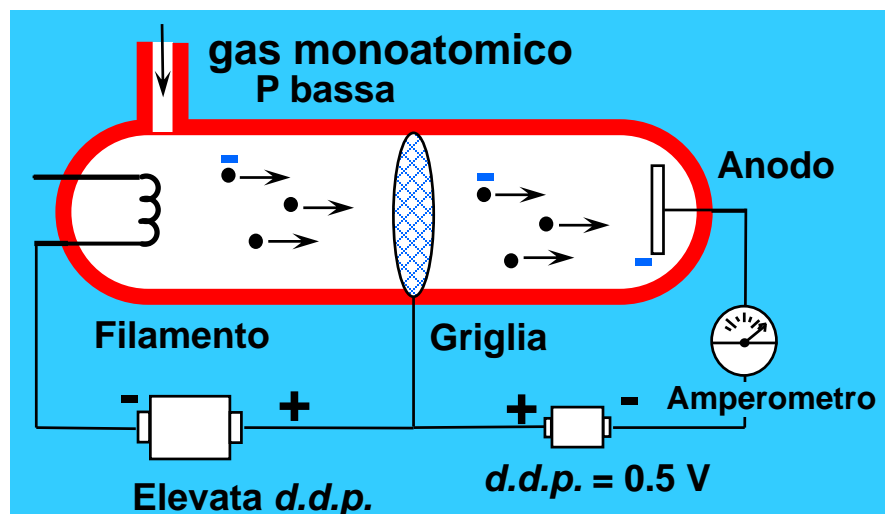
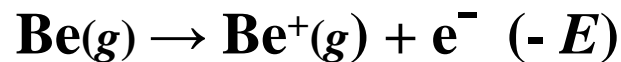
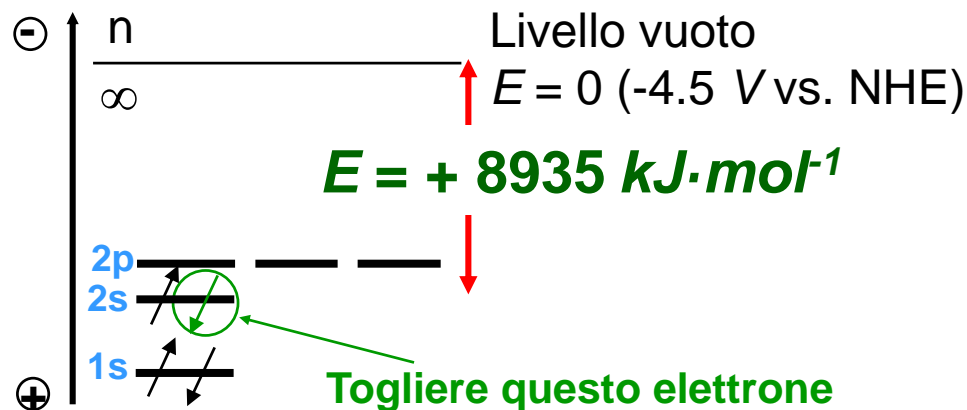
Atomi plurielettronici possono perdere più di 1 elettrone. L'**energia di 1<sup>a</sup> ionizzazione**,  $IE_1$ , è l'energia necessaria a rimuovere l'elettrone più esterno (più debolmente legato).



*Tutti i processi di ionizzazione sono **endotermici**, richiedono cioè che venga eseguito del lavoro sul sistema per allontanare l'elettrone.*



# Misura del Potenziale di Ionizzazione



## Le Energie di 1<sup>a</sup> e 2<sup>a</sup> Ionizzazione

- Atomi con un basso  $IE_1$  perdono facilmente un elettrone.
- Atomi con un basso  $IE_1$  tendono perciò a formare cationi.

Atomi con un alta energia di ionizzazione formano difficilmente cationi e spesso tendono a formare anioni. E' molto più difficile rimuovere un elettrone se  $IE_1$  è alto.

L'energia di 2<sup>a</sup> ionizzazione,  $IE_2$  corrisponde al processo:

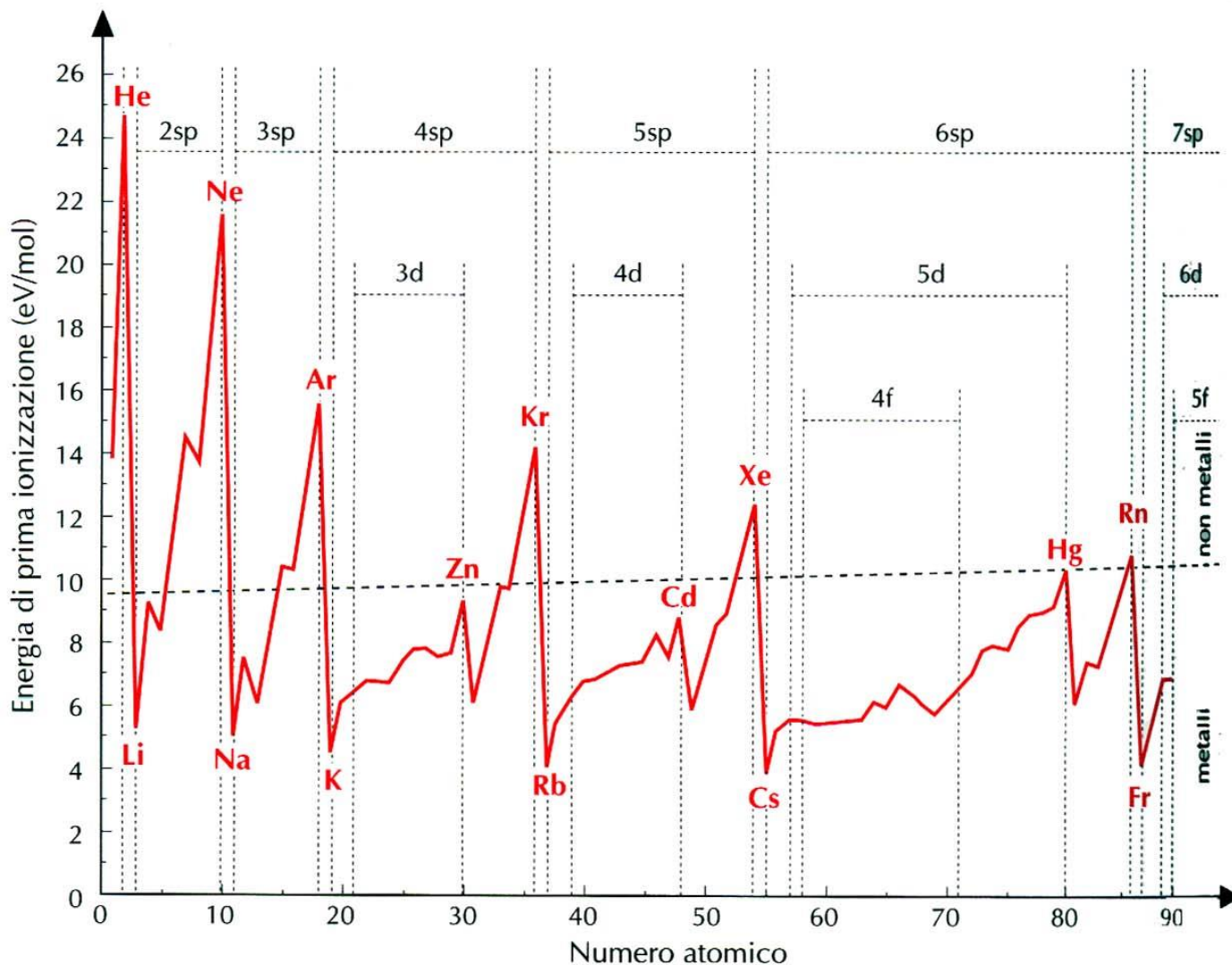


$$\Delta E = IE_2 > 0 \text{ (sempre } > IE_1)$$



# Periodicità nei Potenziali di Prima Ionizzazione (eV)\*

*\*Per convertire in  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , moltiplicare per 96.485*





## Andamenti nell'Energia di Ionizzazione

1. **Lungo un gruppo:** *Spostandosi lungo un gruppo, la dimensione dell'atomo aumenta, e ciò indebolisce la forza attrattiva del nucleo. Perciò, le energie di ionizzazione decrescono lungo un gruppo.*
2. **Lungo un periodo:** *Spostandosi lungo un periodo,  $Z_{\text{eff}}$  aumenta in quanto gli elettroni nello stesso strato si schermano inefficientemente. La carica nucleare aumenta lungo il periodo. Perciò, il nucleo interagisce con gli elettroni più esterni più fortemente.*

*Esistono molte eccezioni all'andamento 2, e precisamente:*



## Andamenti nell'Energia di Ionizzazione

*Esistono vari piccoli avvallamenti nell'altrimenti monotono incremento nelle energie di ionizzazione lungo un periodo.*

*Per esempio:*

### **Gruppo 3A:**

Boro e Alluminio: Il boro il primo elemento in cui un elettrone entra in un orbitale  $p$  che è più alto in energia dell'orbitale  $2s$ . Perciò  $IE_1$  diminuisce.

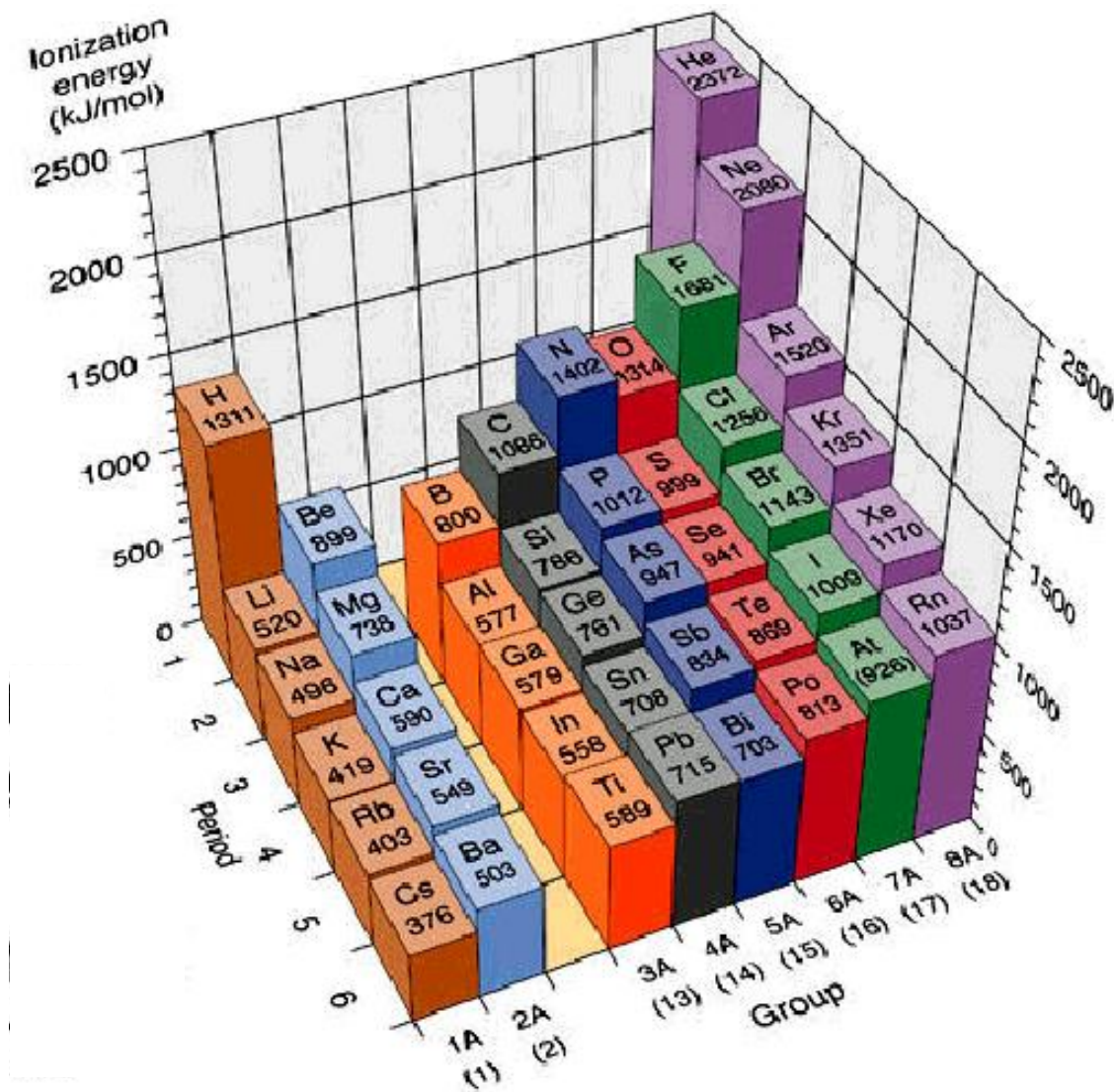
### **Gruppo 5A:**

Ossigeno e Zolfo: Due elettroni devono essere a spin appaiato nello stesso orbitale, perciò si ha un aumento nell'energia per la regola di Hund.



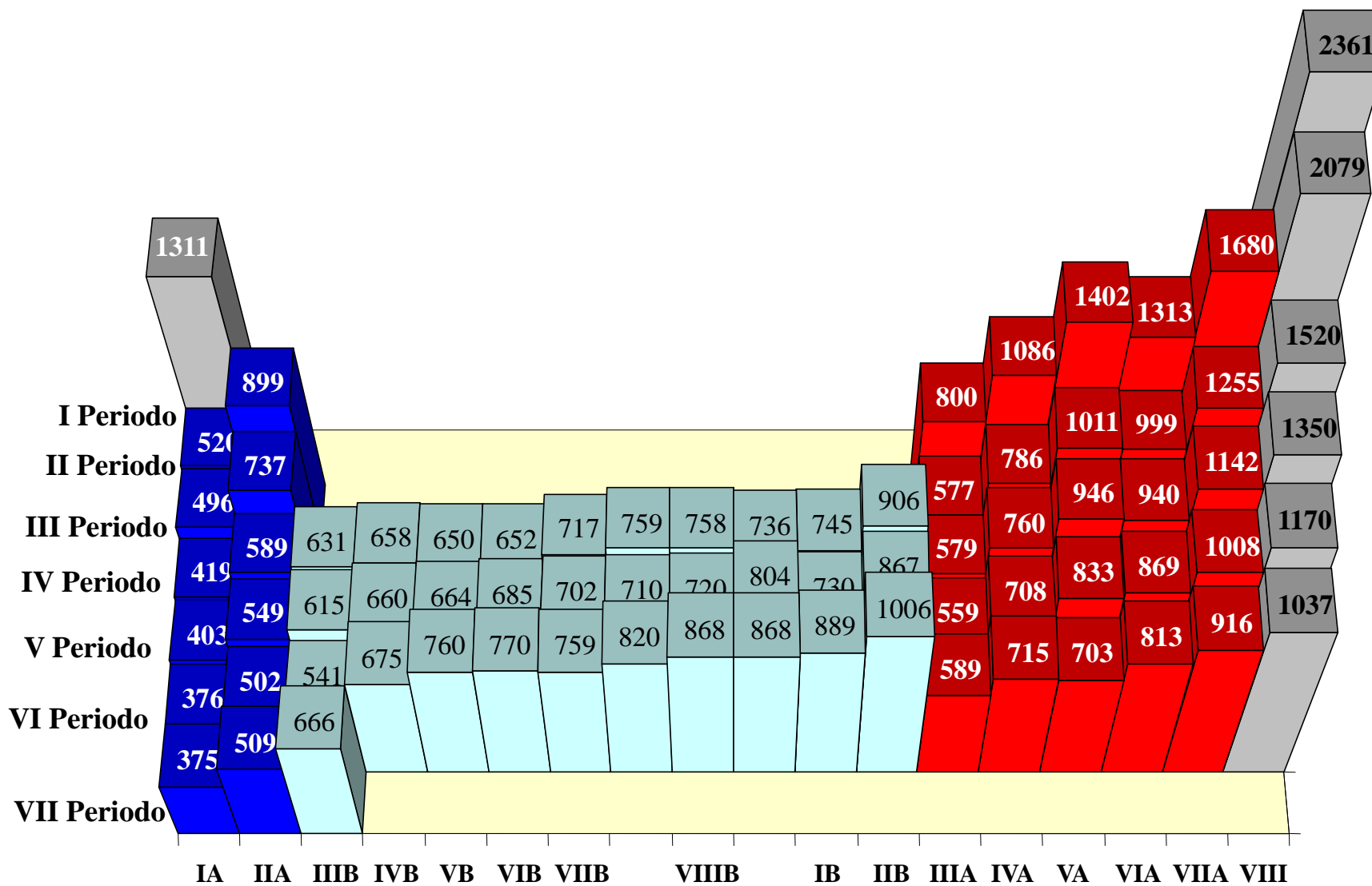
# Energie di Prima Ionizzazione degli Elementi dei Gruppi Principali

**N.B.**  
Notare i valori elevati di  $IP_1$  per l'Idrogeno, per l'azoto e il fluoro, oltre che per tutti i gas nobili.





# Potenziale di I<sup>a</sup> Ionizzazione (kJ·mol<sup>-1</sup>)

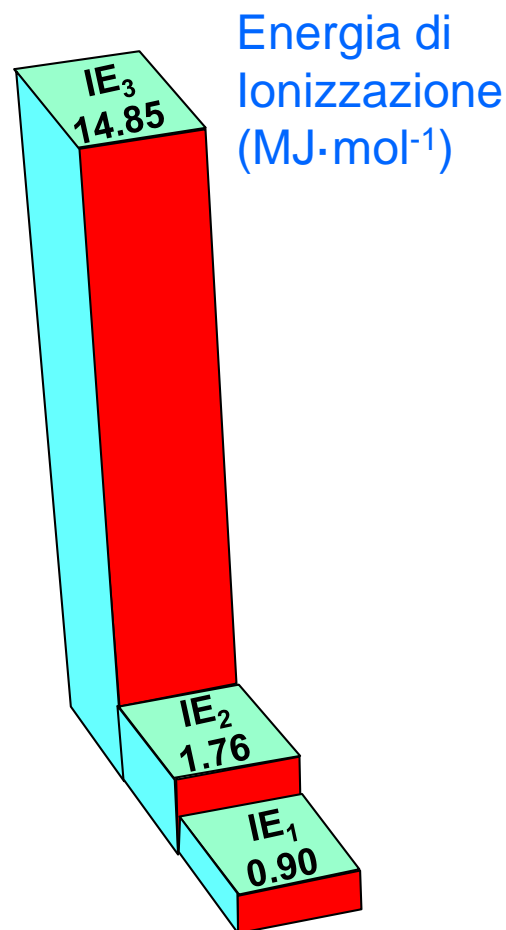




Dopo aver rimosso tutti gli elettroni di valenza, le energie di ionizzazione aumentano rapidamente.

Per il berillio (Be), le prime due energie di ionizzazione ( $IE_1$  e  $IE_2$ ) sono basse in quanto si rimuovono i 2 elettroni di valenza dall'orbitale 2s, raggiungendo la configurazione del gas nobile precedente.

L'allontanamento del 3° elettrone è estremamente difficile, per cui si osserva un grosso balzo nel  $IE_3$ .







# Energie di Ionizzazione Successive di Elementi del Secondo Periodo ( $MJ \cdot mol^{-1}$ )

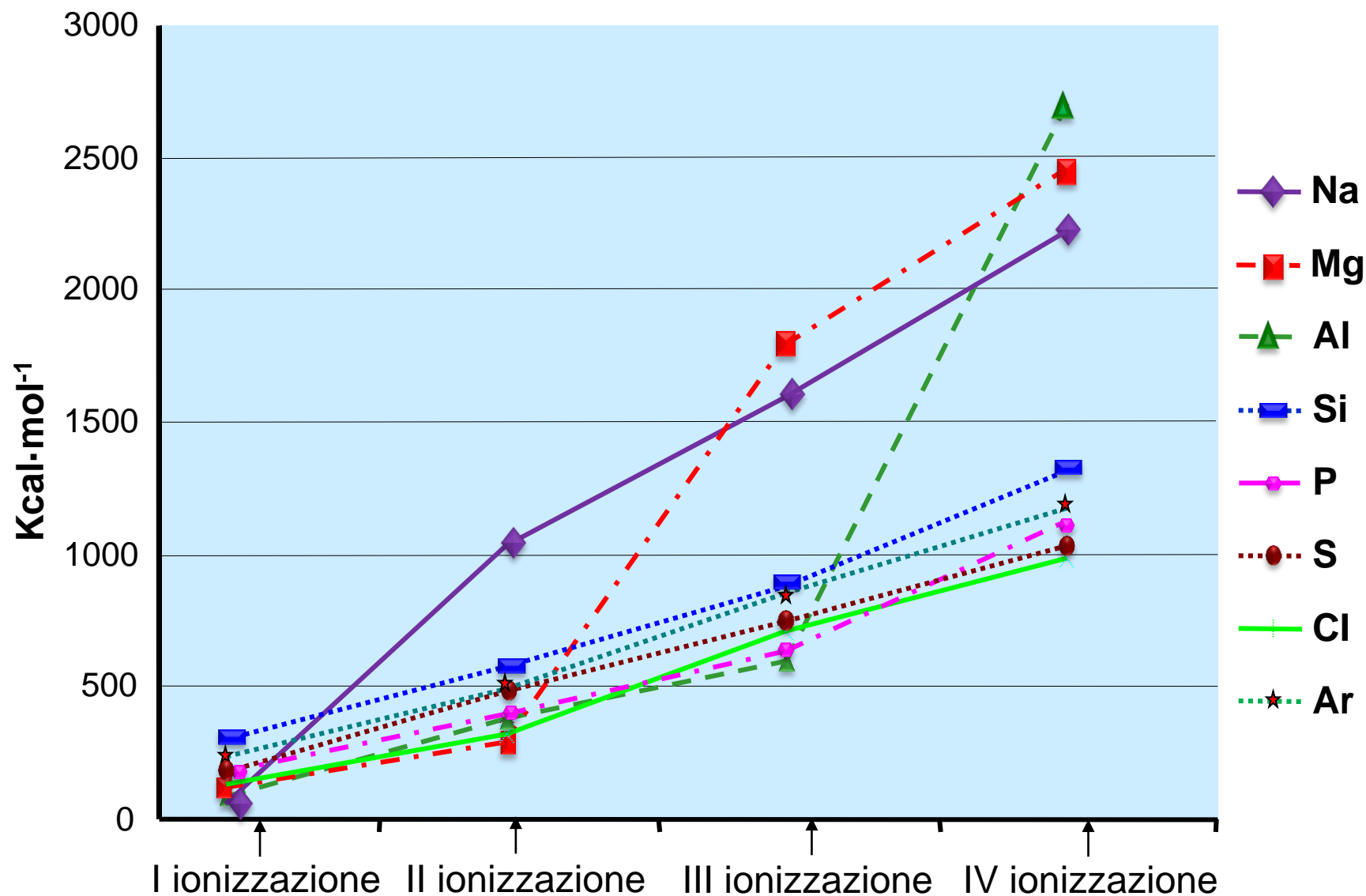
Z	e <sup>-</sup> valenza	$IE_1$	$IE_2$	$IE_3$	$IE_4$	$IE_5$	$IE_6$	$IE_7$	
3	Li	1	0.52	7.30	11.81				
4	Be	2	0.92	1.76	14.85	21.01			
5	B	3	0.80	2.43	3.66	25.02	32.82		
6	C	4	1.09	2.35	4.62	6.22	37.83	47.28	
7	N	5	1.40	2.86	4.58	7.48	9.44	53.27	64.36
8	O	6	1.31	3.39	5.30	7.47	10.98	13.33	71.33
9	F	7	1.68	3.37	6.05	8.41	11.02	15.16	17.87

Elettroni interni

Da notare il balzo nel valore del  $IE$  nel passaggio tra elettroni di valenza ed elettroni interni.



# Andamento IP Successivi per gli Elementi del II° Periodo

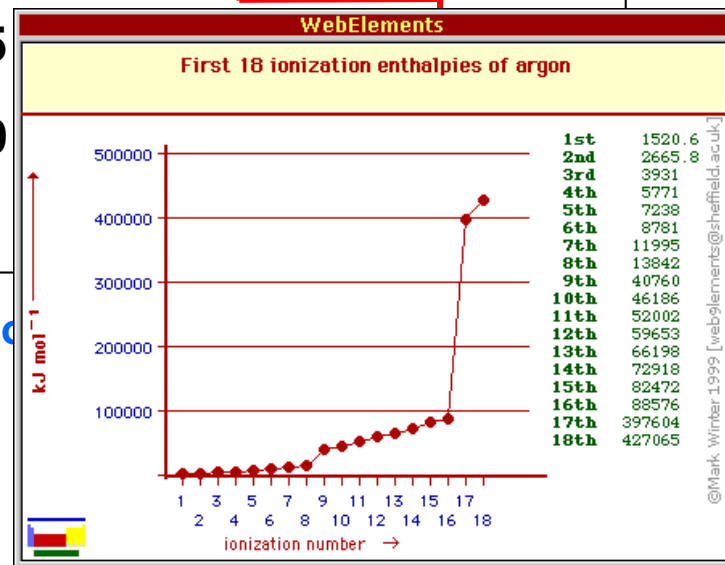




# Energie di Ionizzazione Successive di Elementi del Terzo Periodo ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

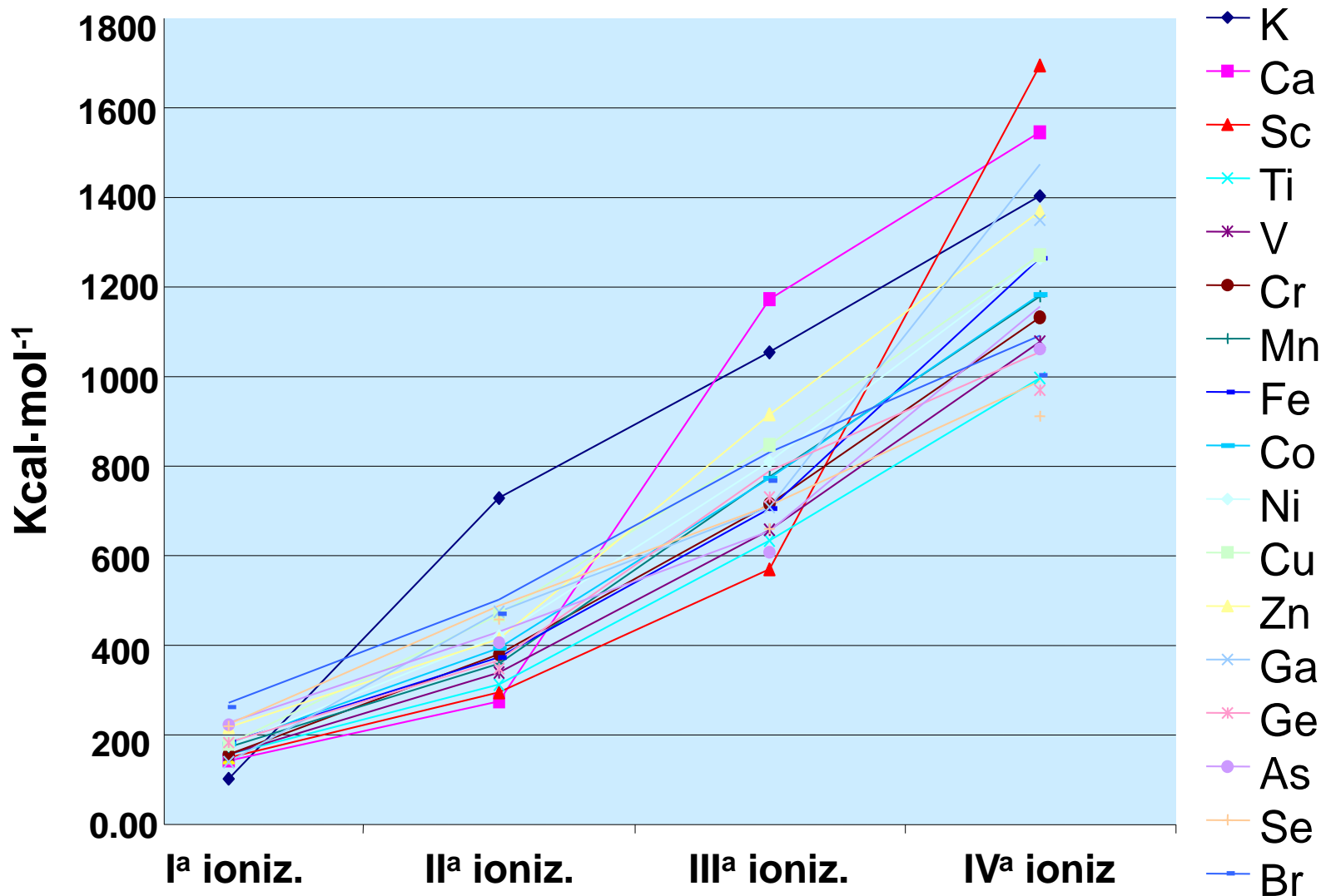
ELEMENTO	$I_1$	$I_2$	$I_3$	$I_4$	$I_5$	$I_6$	$I_7$
Na	498	4560	6910	9540	13.400	16600	
Mg	736	1445	7730	10600	13600	18000	Elettroni interni
Al	577	1815	2740	11600	15000	18310	
Si	787	1575	3220	4350	16100	19800	
P	1063	1890	2905	4950	6270	21200	
S	1005	2260	3375	4565			
Cl	1255	2295	3850	5160			
Ar	1521	2665	3931	5771			

Da notare il balzo nel valore del IE nel passaggio da un elettrone esterno a un elettrone interno.





# Energie di Ionizzazione Multiple per gli Elementi della Prima Serie di Transizione *d*





**Problema:** Utilizzando solo la Tabella Periodica, ordinare i seguenti elementi in ognuna delle serie in ordine di aumento di  $IE$ .

**a) Ar, Ne, Rn**

Rn, Ar, Ne. Questi elementi sono tutti gas nobili ed il loro  $IE$  diminuisce scendendo nel gruppo.

**b) At, Bi, Po**

Bi, Po, At. Questi elementi sono tutti del Periodo 6 e i  $IE$  aumentano da sinistra a destra.

**c) Be, Na, Mg**

Na, Mg, Be. Questi elementi sono vicini nella tabella periodica, Be e Mg appartengono allo stesso gruppo, il Be è sopra il Mg e il Na precede il Mg ed ha un  $IE$  inferiore.



**Problema:** Data la seguente serie di energie di ionizzazione (in  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) per un elemento nel periodo 3, individuare l'elemento e scriverne la configurazione elettronica :

$IE_1$	$IE_2$	$IE_3$	$IE_4$
580	1 815	2 740	11 600

**Piano:** Esaminare i valori per individuare il salto maggiore nelle energie di ionizzazione, che si verifica dopo che sono stati rimossi tutti gli elettroni di valenza. Usare la tabella periodica!

**Soluzione:** Il salto in  $IE$  maggiore si verifica dopo  $IE_3$  per cui l'elemento ha 3 elettroni di valenza. Perciò si tratta dell'Alluminio (**Al**,  $Z=13$ ), la cui configurazione elettronica è:





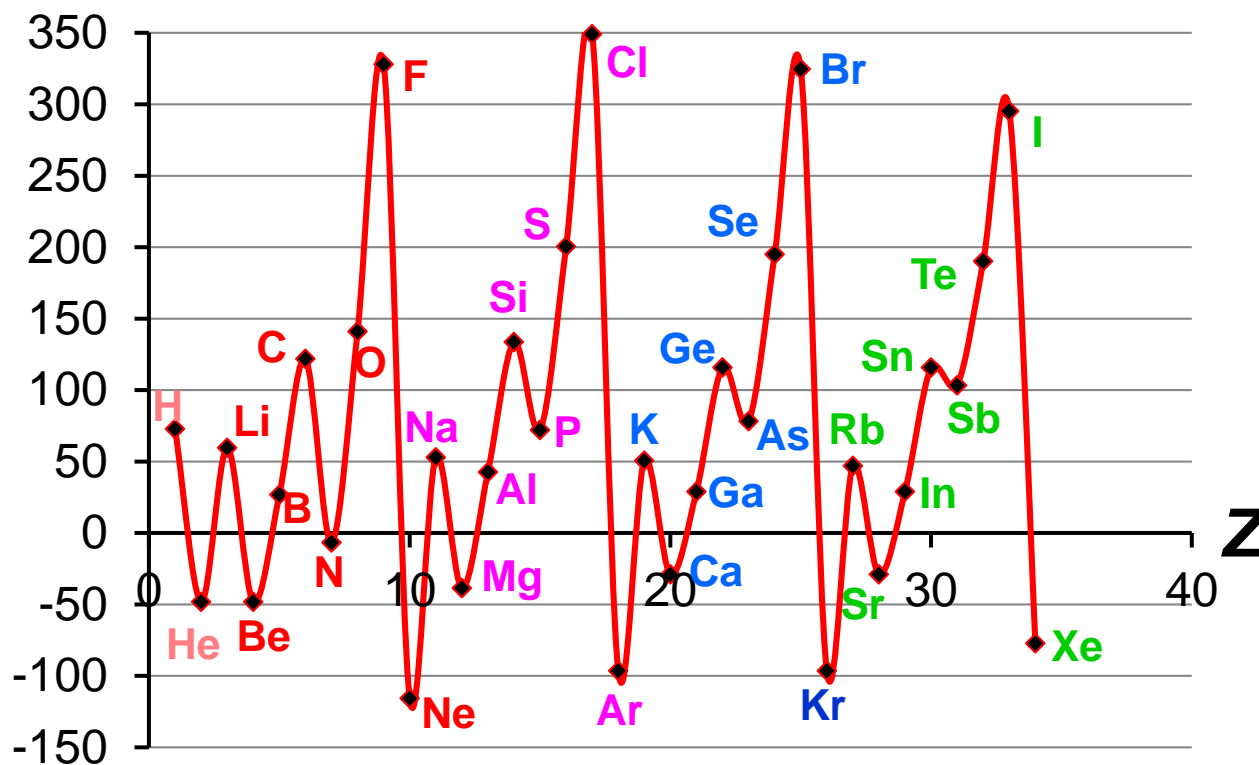
$$\Delta E = EA_1$$

- Nella maggior parte dei casi, si ha un rilascio di energia quando si aggiunge un primo elettrone in quanto è attratto dalla carica nucleare del nucleo dell'atomo.
- *Perciò,  $\Delta E = EA_1$  è normalmente, ma non sempre, negativa, cioè si tratta di un **processo esotermico**.*
- La 2<sup>a</sup> affinità elettronica è invece normalmente positiva, in quanto l'acquisto di un altro elettrone porta ad aumentare eccessivamente la repulsione.
- Fattori diversi dalla  $Z_{eff}$  e dalla dimensione influenzano le EA, e non si hanno andamenti così regolari come nei IP e nei raggi atomici.



$EA/ (kJ \cdot mol^{-1})$

$-EA = \Delta H$



$O^{2-} - 844$  ;  $S^{2-} - 532$





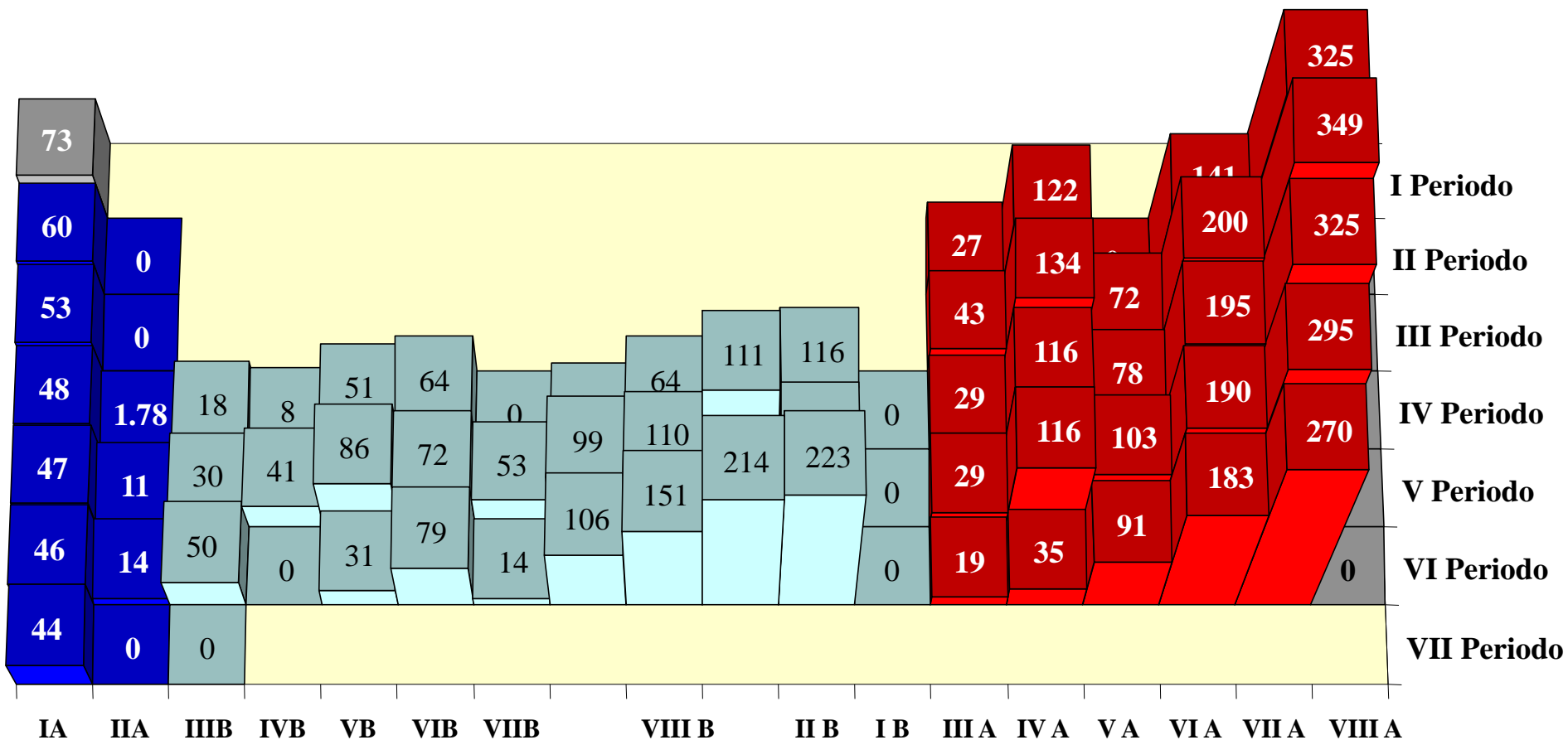
# Affinità Elettroniche (come $\Delta H$ in $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) degli Elementi dei Gruppi Principali

41

1A (1)		2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)
H - 72.8								He (+ 21)
Li - 59.6		Be (+241)	B - 26.7	C - 122	N 0	O - 141	F - 328	Ne (+ 29)
Na - 52.9		Mg (+230)	Al - 42.5	Si - 134	P - 72.0	S - 200	Cl - 349	Ar (+ 34)
K - 48.4		Ca (+156)	Ga - 28.9	Ge - 119	As - 78.2	Se - 195	Br - 325	Kr (+ 39)
Rb - 46.9		Sr (+167)	In - 28.9	Sn - 107	Sb - 103	Te - 190	I - 295	Xe (+ 40)
Cs - 45.5		Ba (+52)	Tl - 19.3	Pb - 35.1	Bi 91.3	Po - 183	At - 270	Rn (+ 41)



# Affinità Elettroniche degli Elementi ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

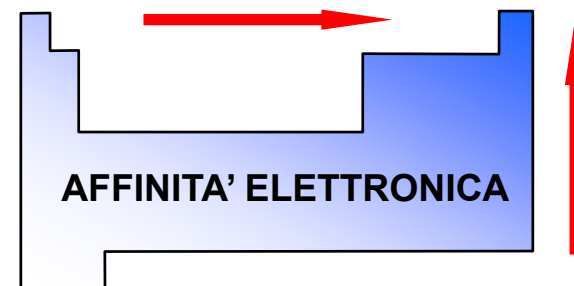


*I gas nobili e alcuni elementi presentano affinità elettronica negativa*

## Andamenti dell’Affinità Elettronica

- Nel periodo tende a crescere (verso il fondo)
- Nel gruppo le variazioni sono meno prevedibili. ( $EA$  è dominata da effetti di riempimento di strato e dall'energia di appaiamento).

### Andamenti Periodici



- L’acquisizione di elettroni può essere sia endotermica ( $- EA$ ) che esotermica ( $+ EA$ ).

- Anche i nonmetalli più attivi si saturano di elettroni. Così,  $O^{2-}$  e  $S^{2-}$  hanno valori di  $EA$  totale negativi (processo endotermico). Per stabilizzare queste specie occorrono energie reticolari ed effetti di solvatazione.



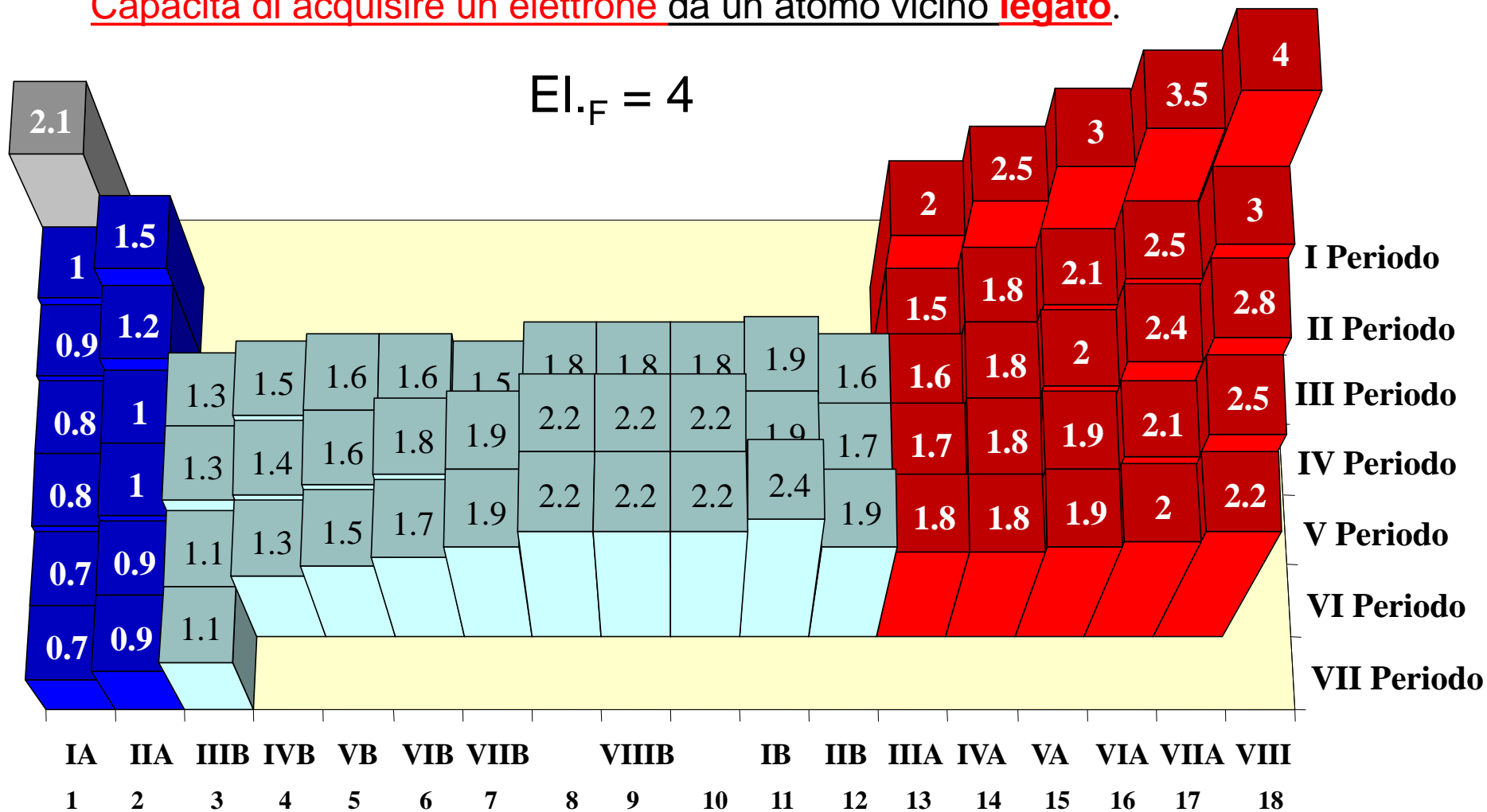
## Affinità Elettroniche, Principali Punti

Nonostante le irregolarità nelle  $EA$ , dall'analisi degli andamenti di  $EA$  ed  $IE$  emergono 3 punti chiave :

1. Gli elementi nei Gruppi 6A e 7A (alogeni) presentano alte energie di ionizzazione ed alte affinità elettroniche. Questi elementi perdono elettroni con difficoltà, ma li attraggono fortemente. Formano con facilità ioni negativi più stabili.
2. Gli elementi nei Gruppi 1A e 2A hanno energie di ionizzazione basse ed affinità elettroniche o positive o lievemente negative. Formano pertanto ioni positivi.
3. I gas nobili hanno energie di ionizzazione molto alte ed affinità elettroniche alte e positive. Questi elementi non tendono ad acquistare né a perdere elettroni.



Capacità di acquisire un elettrone da un atomo vicino legato.

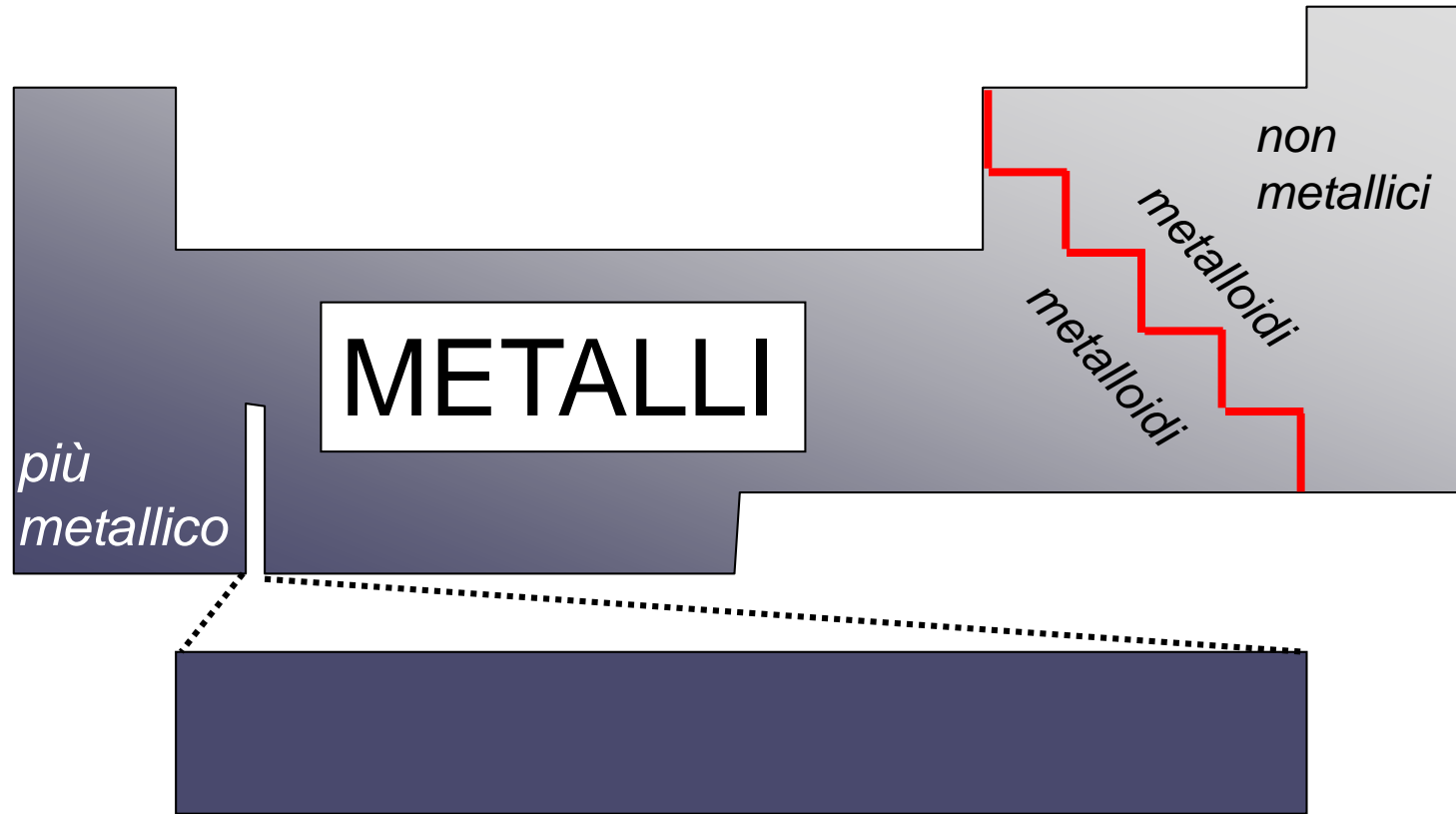




- **Connessione tra Struttura Atomica e Reattività Chimica**



# Andamenti nel Comportamento Metallico





# Gruppi di Elementi

	1A																				8A	
	<b>H</b>	2A																				<b>He</b>
1	1																					2
	<b>Li</b>	<b>Be</b>																				
2	3	4																				
	<b>Na</b>	<b>Mg</b>																				
3	11	12																				
	<b>K</b>	<b>Ca</b>	<b>Sc</b>	<b>Ti</b>	<b>V</b>	<b>Cr</b>	<b>Mn</b>	<b>Fe</b>	<b>Co</b>	<b>Ni</b>	<b>Cu</b>	<b>Zn</b>	<b>Ga</b>	<b>Ge</b>	<b>As</b>	<b>Se</b>	<b>Br</b>	<b>Kr</b>				
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36				
	<b>Rb</b>	<b>Sr</b>	<b>Y</b>	<b>Zr</b>	<b>Nb</b>	<b>Mo</b>	<b>Tc</b>	<b>Ru</b>	<b>Rh</b>	<b>Pd</b>	<b>Ag</b>	<b>Cd</b>	<b>In</b>	<b>Sn</b>	<b>Sb</b>	<b>Te</b>	<b>I</b>	<b>Xe</b>				
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54				
	<b>Cs</b>	<b>Ba</b>	*	<b>Hf</b>	<b>Ta</b>	<b>W</b>	<b>Re</b>	<b>Os</b>	<b>Ir</b>	<b>Pt</b>	<b>Au</b>	<b>Hg</b>	<b>Tl</b>	<b>Pb</b>	<b>Bi</b>	<b>Po</b>	<b>At</b>	<b>Rn</b>				
6	55	56		72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86				
	<b>Fr</b>	<b>Ra</b>	Ω	<b>Rf</b>	<b>Db</b>	<b>Sg</b>	<b>Bh</b>	<b>Hs</b>	<b>Mt</b>													
7	87	88		104	105	106	107	108	109													

- 1A Metalli alcalini
- 2A Metalli alcalino-terr.
- 3A Gruppo del Boro
- 4A Gruppo del Carbonio
- 5A Gruppo dell'azoto
- 6A Gruppo dell'ossigeno
- 7A Alogeni
- 8A Gas Nobili
- Idrogeno Idrogeno
- Metalli di transizione Metalli di transizione
- Metalli di transizione Interna Metalli di transizione Interna

*	<b>La</b>	<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>	<b>Lu</b>
	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ω	<b>Ac</b>	<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np</b>	<b>Pu</b>	<b>Am</b>	<b>Cm</b>	<b>Bk</b>	<b>Cf</b>	<b>Es</b>	<b>Fm</b>	<b>Md</b>	<b>No</b>	<b>Lr</b>
	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103



# I Gruppo A (1) : Metalli Alcalini

1  
**H**  
1s<sup>1</sup>

3  
**Li**  
2s<sup>1</sup>

▶ **Litio**

11  
**Na**  
3s<sup>1</sup>

▶ **Sodio**

19  
**K**  
4s<sup>1</sup>

▶ **Potassio**

37  
**Rb**  
5s<sup>1</sup>

▶ **Rubidio**

55  
**Cs**  
6s<sup>1</sup>

▶ **Cesio**

87  
**Fr**  
7s<sup>1</sup>

▶ **Francio**

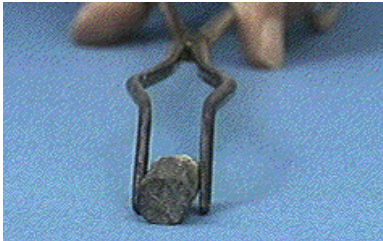
▶ Bassissimo IE<sub>1</sub>

▶ Bassissima Elettronegatività

▶ Metalli - Energici riducenti

▶ Molto sensibili all'O<sub>2</sub> e all'H<sub>2</sub>O

▶ Formano composti ionici (M<sup>+</sup>)

**Li****Na****K****Rb**

- Solidi più soffici scendendo nella tabella periodica (si conservano sotto idrocarburi).
- Si scuriscono per reazione con  $O_2$ :
$$2 Na(s) + O_2(g) \rightarrow Na_2O_2(s)$$
$$4 Na(s) + O_2(g) \rightarrow 2 Na_2O(s)$$
- Reagiscono con l'acqua:
$$2 Li(s) + 2 H_2O(l) \rightarrow 2 Li^+(aq) + H_2(g) + 2 OH^-(aq) + \text{energia (fusione metallo!)}$$
  - a) Danno soluzioni acquose basiche:
$$OH^-(aq) + HIn(aq) \rightarrow H_2O(l) + In^-(aq)$$

(incolore)    (rosa)
  - b) Il calore svolto può infiammare l' $H_2$ :
$$2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g) + \text{energia}$$
- Il Litio reagisce perfino con  $N_2$ :
$$6 Li(s) + N_2(g) \rightarrow 2 Li_3N(s)$$

## Il Gruppo A (2) : Metalli Alcalino Terrosi

4  
**Be**  
2s<sup>2</sup>

▶ **Berillio:** caratteristiche in parte *non-metalliche*

12  
**Mg**  
3s<sup>2</sup>

▶ **Magnesio**

▶ Basso IE<sub>1</sub>

20  
**Ca**  
4s<sup>2</sup>

▶ **Calcio**

▶ Bassa Elettronegatività

38  
**Sr**  
5s<sup>2</sup>

▶ **Stronzio**

▶ Metalli - Energici riducenti

56  
**Ba**  
6s<sup>2</sup>

▶ **Bario**

▶ Formano composti ionici (M<sup>2+</sup>)

88  
**Ra**  
7s<sup>2</sup>

▶ **Radio:** elemento radioattivo



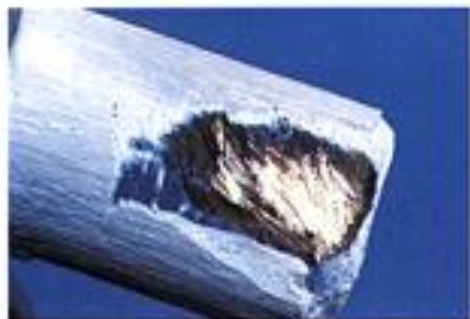
**Berillio (Be)**



**Magnesio (Mg)**



**Calcio (Ca)**



**Stronzio (Sr)**



**Bario (Ba)**



**Radio (Ra)**

## III Gruppo A (13) : Metalli Terrosi

5  
**B**  
 $2s^2 2p^1$

▶ **Boro:** prevalente carattere *non-metallico*

13  
**Al**  
 $3s^2 3p^1$

▶ **Alluminio:** Anfotero

31  
**Ga**  
 $3d^{10} 4s^2 4p^1$

▶ **Gallio**

▶ Riducenti

49  
**In**  
 $4d^{10} 5s^2 5p^1$

▶ **Indio**

▶ Sensibili all'O<sub>2</sub> e all'H<sub>2</sub>O

81  
**Tl**  
 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$

▶ **Tallio**

▶ N.O. +3; per il Tl anche +1



# Variazione del Comportamento Metallico nel Gruppo 3A (13)



**Boro (B)**



**Alluminio (Al)**



**Gallio (Ga)**



**Indio (In)**

## IV Gruppo A (14) : del Carbonio

6  
C  
 $2s^2 2p^2$

▶ **Carbonio:** prevalente carattere *non-metallico*. N.O. da 4 a - 4

14  
Si  
 $3s^2 3p^2$

▶ **Silicio:** prevalente carattere *non-metallico*. N.O. 4, -4

31  
Ge  
 $3d^{10} 4s^2 4p^2$

▶ **Germanio:** N.O. 2, 4

49  
Sn  
 $4d^{10} 5s^2 5p^2$

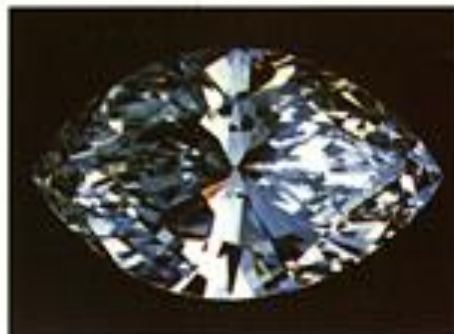
▶ **Stagno:** prevalentemente carattere *metallico*. N.O. 2, 4. Riducente

81  
Pb  
 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$

▶ **Piombo:** prevalentemente carattere *metallico*. N.O. 2, 4. Carattere ossidante



**Carbonio (grafite)**



**Carbonio (diamante)**



**Silicio (Si)**



**Germanio (Ge)**



**Stagno (Sn)**



**Piombo (Pb)**



## V Gruppo A (15) : dell'Azoto

7  
N  
 $2s^2 2p^3$

▶ **Azoto:** carattere *non-metallico*. Gas poco reattivo. N.O. da -3 a +5.

15  
P  
 $3s^2 3p^3$

▶ **Fosforo:** carattere *non-metallico*. Solido  
N.O. -3, +5

33  
As  
 $3d^{10} 4s^2 4p^3$

▶ **Arsenico:** N.O. -3, 5

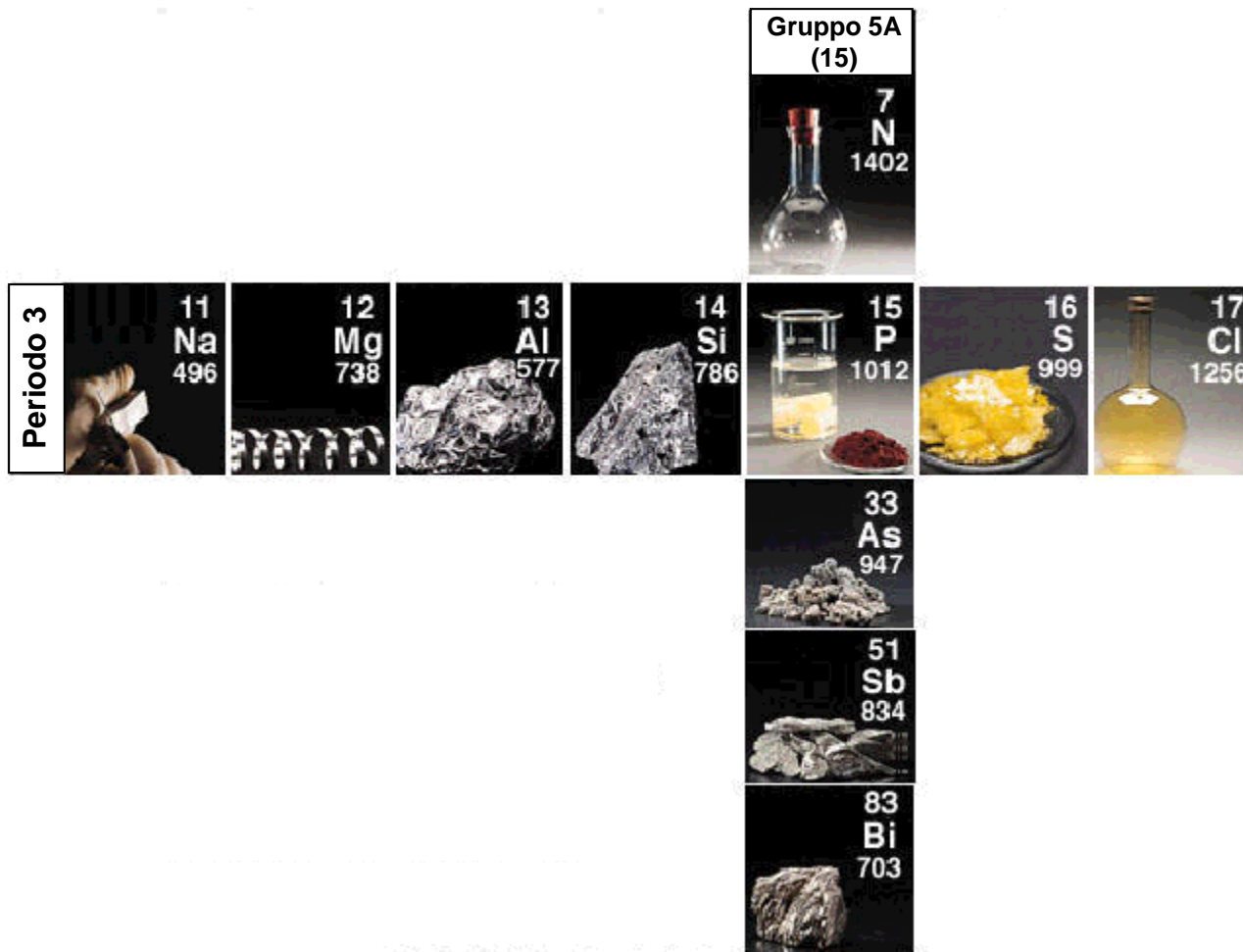
51  
Sb  
 $4d^{10} 5s^2 5p^3$

▶ **Antimonio:** prevalentemente carattere *metallico*. N.O. **3**, 5. Riducente

83  
Bi  
 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$

▶ **Bismuto:** prevalentemente carattere *metallico*.  
N.O. **3**, **5**. Carattere ossidante

# Variazione del Comportamento Metallico nel Gruppo 5A (15) e nel 3° Periodo





## Tendenza a Perdere Elettroni

I metalli tendono a perdere elettroni nel corso di reazioni chimiche perché possiedono potenziali di ionizzazione relativamente bassi.

Il comportamento metallico diminuisce da sinistra a destra e aumenta dall'alto al basso nella tabella periodica.

L'aumento nel comportamento metallico scendendo in un gruppo è più ovvio nei gruppi 3A – 6A.

Considerare il gruppo 5A, per esempio:

***N e P sono non-metalli, formando anioni 3-.***

***As e Sb sono metalloidi, non formando ioni facilmente.***

***Bi è un tipico metallo, formando cationi 3+.***



# Comportamento Acido-Base di Ossidi Metallici (Ionici) e Ossidi Non-Metallici (Covalenti)

*CaO in  
soluzione  
acquosa con  
un indicatore  
produce una  
soluzione  
basica*

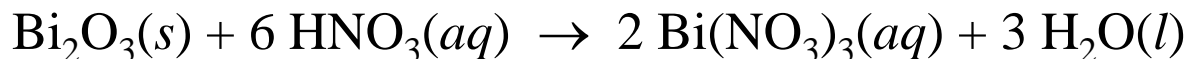


*P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> in  
soluzione  
acquosa con  
un indicatore  
produce una  
soluzione  
acida*

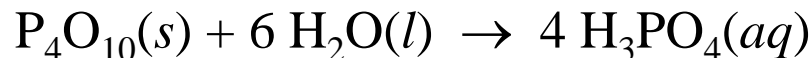
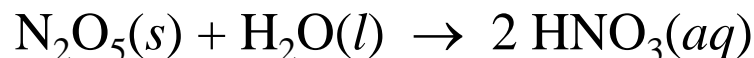




1. I metalli dei gruppi principali trasferiscono elettroni all'ossigeno, formando **ossidi metallici ionici**. In acqua, essi agiscono da **basi**, producendo  $\text{OH}^-$  e reagendo con acidi.



2. *I non-metalli condividono elettroni con l'ossigeno, per cui gli **ossidi dei non-metalli sono covalenti**. Essi agiscono da **acidi**, producendo  $\text{H}^+$  e reagendo con le basi.*



3. Alcuni metalli e metalloidi possono reagire sia da acidi che da basi in acqua.  $\text{Al}_2\text{O}_3$  è un esempio, reagendo sia con  $\text{HCl}$  che con  $\text{NaOH}$  (**anfoteri**).



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

 **Basici**

 **Acidi**



## VI Gruppo A (16) : Calcogeni

8  
O  
 $2s^2 2p^4$

▶ **Ossigeno:** carattere *non-metallico*. Gas reattivo ossidante N.O. -2, -1, -1/2

16  
S  
 $3s^2 3p^4$

▶ **Zolfo:** carattere *non-metallico*. Solido N.O. -2, 2, 4, 6

34  
Se  
 $3d^{10} 4s^2 4p^4$

▶ **Selenio:** N.O. -2, 4, 6

52  
Te  
 $4d^{10} 5s^2 5p^4$

▶ **Tellurio:** N.O. -2, 4, 6

84  
Po  
 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$

▶ **Polonio:** 2, 4, 6

## Gruppo VIIA (17) : Alogeni

9  
F  
 $2s^2 2p^5$

▶ **Fluoro:** Gas reattivo, energetico ossidante N.O. -1

17  
Cl  
 $3s^2 3p^5$

▶ **Cloro:** Gas reattivo energetico ossidante. N.O. 7, 5 3, 1, -1

35  
Br  
 $3d^{10} 4s^2 4p^5$

▶ **Bromo:** Liquido, ossidante. N.O. 7, 5, 3, 1, -1

53  
I  
 $4d^{10} 5s^2 5p^5$

▶ **Iodio:** Solido, modesto ossidante. N.O. 7, 5, 1, -1

85  
At  
 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$

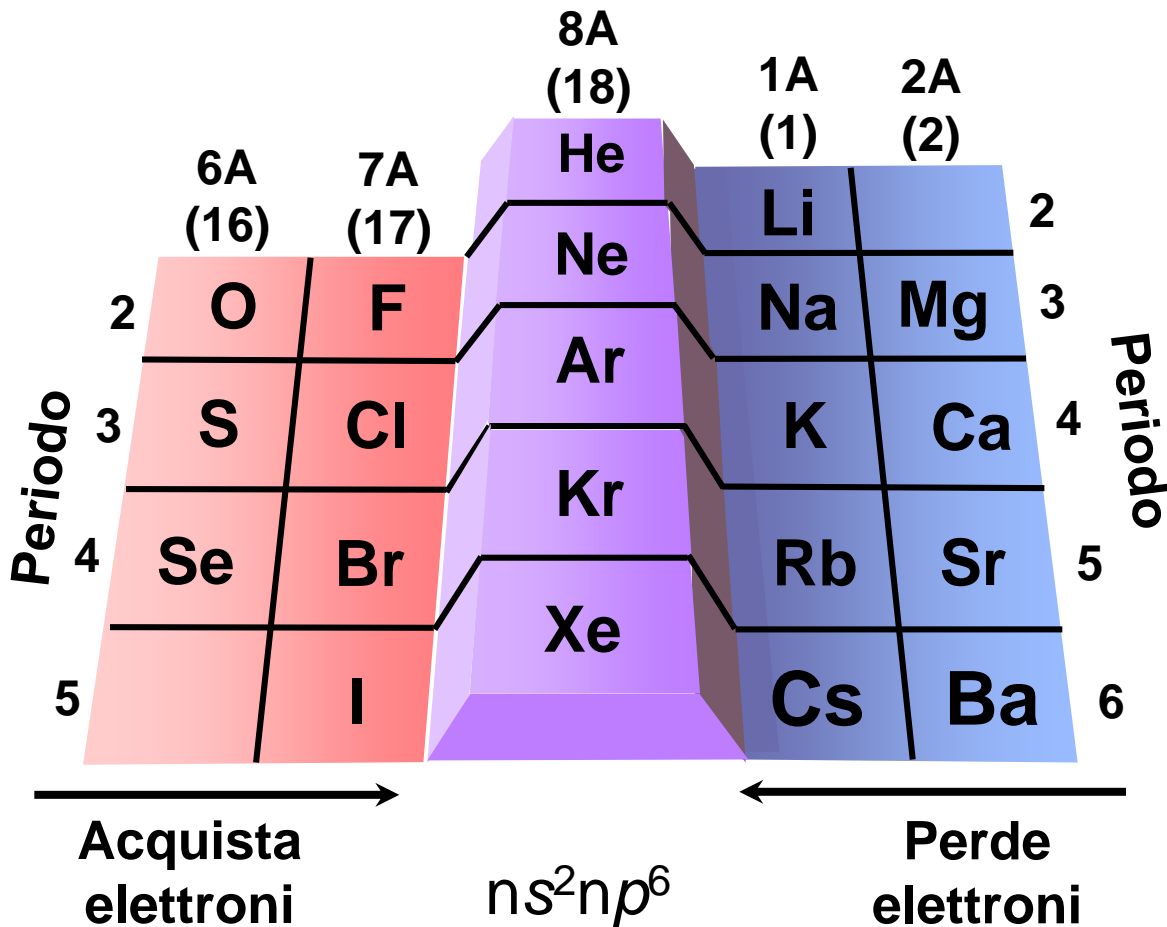
▶ **Attinio:** 7, 5, 3, 1 -1. **Elemento radioattivo**





# Configurazione Elettronica di Gas Nobile

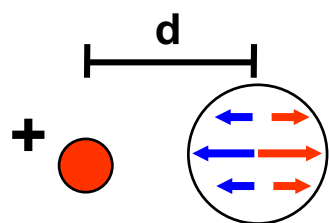
## VIIIA (18)





# Polarizzabilità

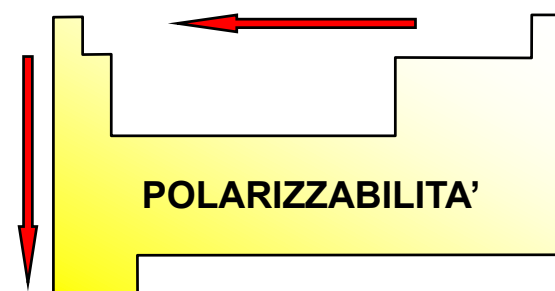
La Polarizzabilità ( $\alpha$ ) è la capacità di un atomo (o molecola) di deformare la distribuzione elettronica più esterna in presenza di un campo elettrico (generato da ioni o molecole polari).



$$E_{attr.} \propto \alpha(\lambda)$$

$$E_{attr.} = -\frac{Z^2 \cdot \alpha \cdot e^2}{2r^2} \propto \frac{1}{r^4}$$

## Andamenti Periodici



### Polarizzabilità statica media per atomi nello stato fondamentale (u.at.)\*

H	4.5										He	1.38			
Li	164	Be	38	B	20.5	C	11.0	N	7.6	O	6.0	F	3.76	Ne	2.67
Na	163	Mg	71	Al	46	Si	37	P	24.7	S	19.6	Cl	14.6	Ar	11.1
K	291	Ca	169	Ga	51	Ge	40	As	29	Se	26	Br	21	Kr	17.0
Rb	318	Sr	186	In	69	Sn	42	Sb	42	Te	37	I	35	Xe	27.8

\* Peter Schwerdtfeger, <http://ctcp.massey.ac.nz/Tablepol2014.pdf>



## Atomi e Ioni Isoelettronici ai Gas Nobili

<i>elettroni</i>	<i>serie</i>
2	$\text{H}^{1-}$ { He } $\text{Li}^+$ $\text{Be}^{2+}$
10	$\text{N}^{3-}$ $\text{O}^{2-}$ $\text{F}^-$ { Ne } $\text{Na}^+$ $\text{Mg}^{2+}$ $\text{Al}^{3+}$
18	$\text{P}^{3-}$ $\text{S}^{2-}$ $\text{Cl}^-$ { Ar } $\text{K}^+$ $\text{Ca}^{2+}$ $\text{Sc}^{3+}$ $\text{Ti}^{4+}$
36	$\text{As}^{3-}$ $\text{Se}^{2-}$ $\text{Br}^-$ { Kr } $\text{Rb}^+$ $\text{Sr}^{2+}$ $\text{Y}^{3+}$ $\text{Zr}^{4+}$
48	$\text{Sb}^{3-}$ $\text{Te}^{2-}$ $\text{I}^-$ { Xe } $\text{Cs}^+$ $\text{Ba}^{2+}$ $\text{La}^{3+}$ $\text{Hf}^{4+}$



**Problema:** Scrivere le reazioni a configurazioni elettroniche condensate relative alla formazione degli ioni comuni dei seguenti elementi:

a) Zolfo ( $Z=16$ )    b) Bario ( $Z=56$ )    c) Antimonio ( $Z= 51$ )

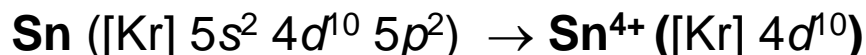
**Piano:** Identificare la posizione dell'elemento nella tabella periodica, e usare le seguenti due generalizzazioni:

1. Ioni di elementi nei gruppi 1A (1), 2A (2), 6A (16), e 7A (17) sono tipicamente isoelettronici al gas nobile più vicino.
2. I metalli nei gruppi da 3A (13) a 5A (15) possono perdere i loro elettroni ns oppure l'insieme degli ns e np.

## Configurazione a Pseudo Gas Nobile

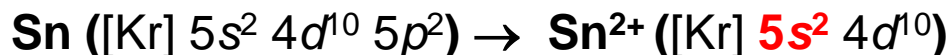
I gruppi 3A (13), 4A (14) e 5A (15) formano cationi perdendo elettroni  $np$  e  $ns$ . E' energeticamente sfavorevole perdere tutti gli elettroni per raggiungere la configurazione di gas nobile.

**Esempio:** Lo stagno (**Sn**) dovrebbe perdere 14 elettroni per raggiungere la configurazione del gas nobile precedente. Invece, esso può perdere i suoi elettroni  $5s$  e  $5p$  diventando **Sn<sup>4+</sup>**. La configurazione diviene



La configurazione  $(n-1)d^{10}$  viene detta configurazione a **pseudo-gas nobile**.

Sn può anche formare la configurazione **Sn<sup>2+</sup>** perdendo i soli elettroni  $5p^2$ .



La coppia di elettroni **5s<sup>2</sup>** rimasta è detta **coppia inerte**. E' più difficile rimuovere questi elettroni  $5s^2$  che non gli elettroni  $5p^2$ .

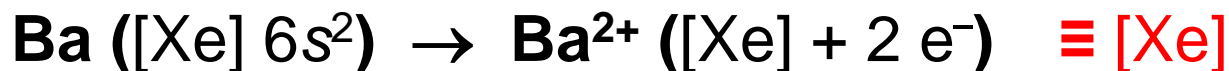


## Formazione di Ioni

### a) Zolfo (S)



### b) Bario (Ba)



### c) Antimonio (Sb)

*Se si perdono 3 elettroni 5p :*



*Se si perdono 3 elettroni 5p e 2 5s:*



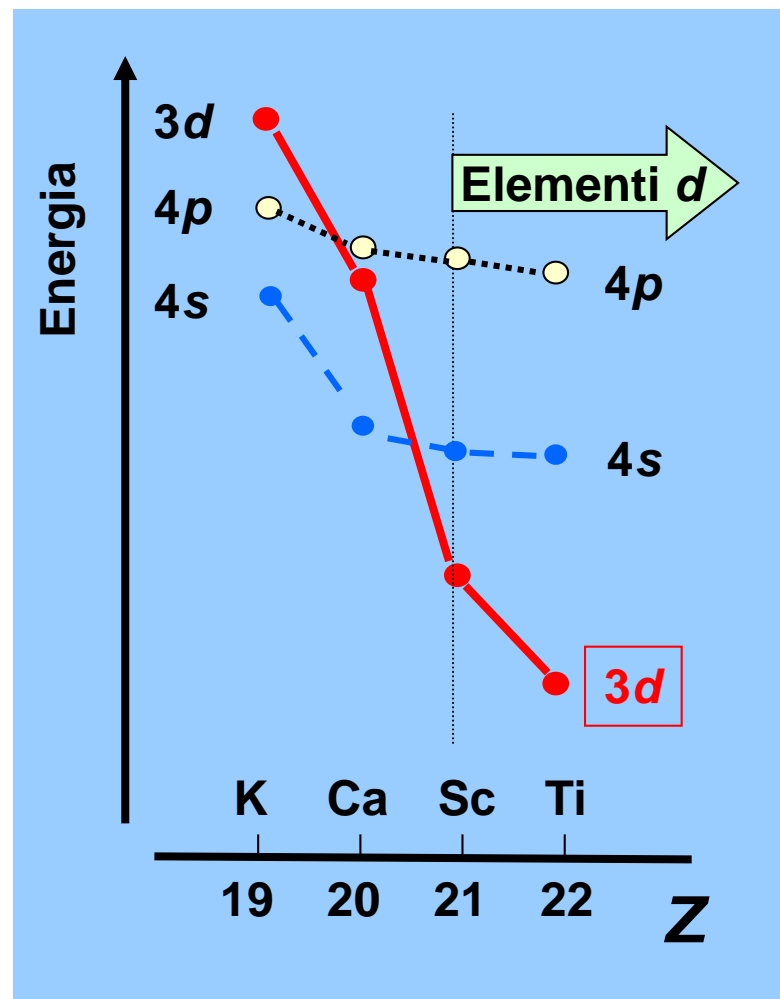


Nel 4° periodo, gli orbitali **3d** divengono di energia più bassa degli orbitali **4s**.

**3d** non è ben schermato dagli orbitali **4s**.

Perciò, gli orbitali **3d** si riempiono per primi.

Nel formare ioni, gli elettroni **4s** saranno persi per primi.





I metalli di transizione raramente raggiungono la configurazione dei gas nobili che li precedono.

→ Troppi elettroni da perdere, troppo energeticamente sfavorevole.

Comportamento tipico: perdere gli elettroni  $ns$  e alcuni  $(n-1)d$ .

## Regole Generali :

- Per metalli dei gruppi principali blocco  $s$ , allontanare tutti gli elettroni con il valore di  $s$  più elevato.
- Per i gruppi principali, metalli del blocco  $p$ , allontanare quelli  $np$  prima degli  $ns$ .
- Per i metalli di transizione (blocco  $d$ ), allontanare gli elettroni  $ns$  prima di quelli  $(n-1)d$ .
- Per i non-metalli, aggiungere elettroni agli orbitali  $p$  di più alto  $n$ .



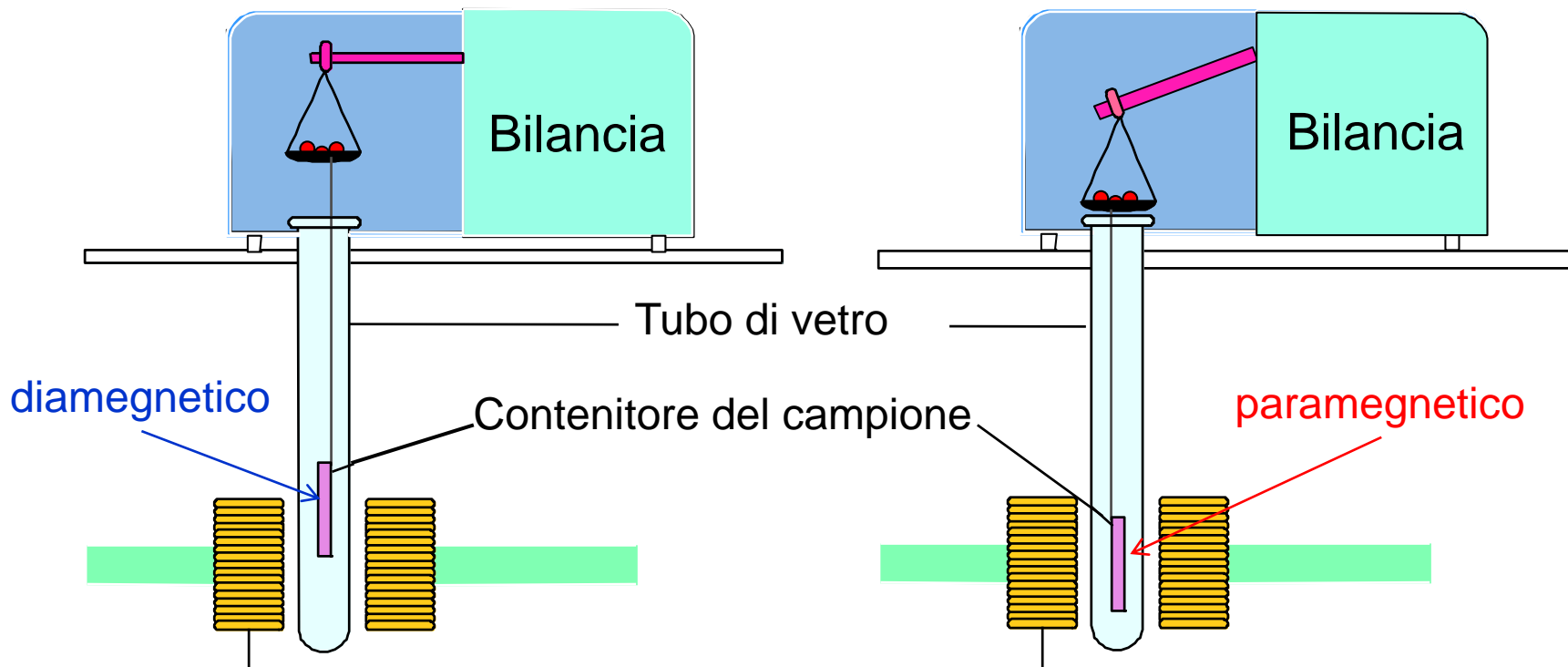


## Proprietà Magnetiche : Definizioni

- **Paramagnetico** - Un atomo o ione che possiede elettroni *spaiati*, in grado di sommarsi per dare un vettore magnetico di spin. Essi sono perciò attratti dai campi magnetici.
- **Diamagnetico** - Un atomo o ione con tutti gli elettroni *appaiati* e perciò senza risultante di spin.



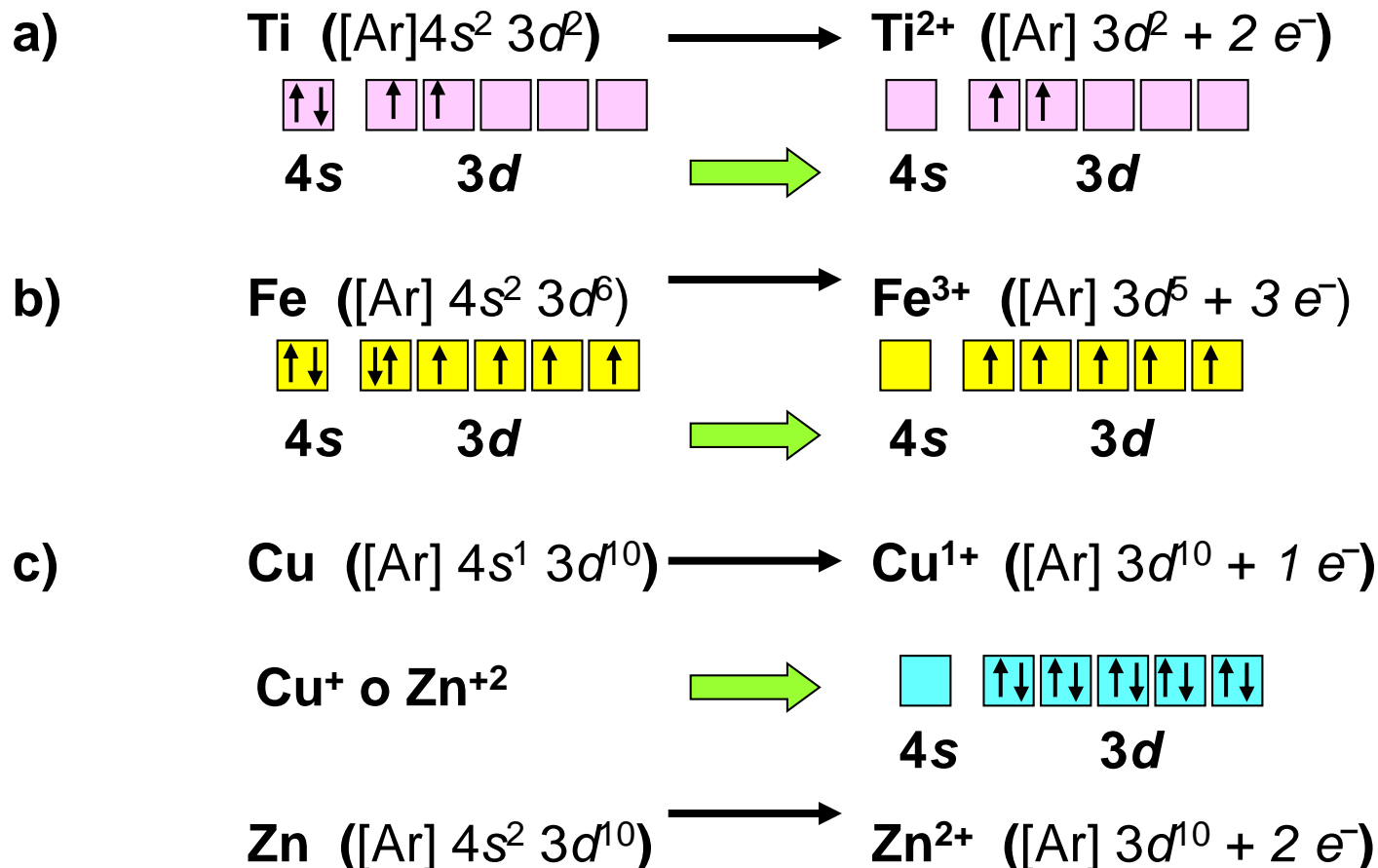
# Apparato per Misurare il Comportamento Magnetico di un Campione



*Campione lievemente allontanato dall'elettromagnete (**diamagnetico**)*

***Campione fortemente attratto dall'elettromagnete (**paramagnetico**)***

# Esempi di Elementi e Ioni Paramagnetici



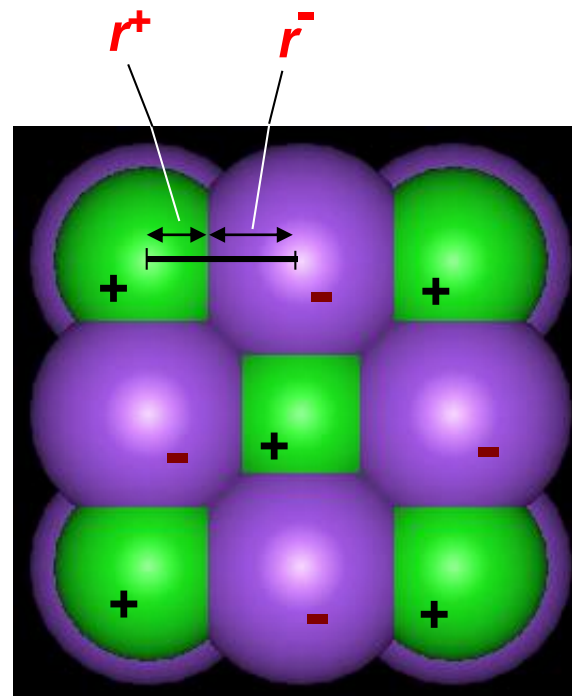


## Visualizzazione del Raggio Ionico

*Il raggio ionico è una stima della dimensione di uno ione in un composto ionico.*

*I cationi sono più piccoli dei loro atomi originari.*

*Gli anioni sono più grossi dei corrispondenti atomi neutri.*

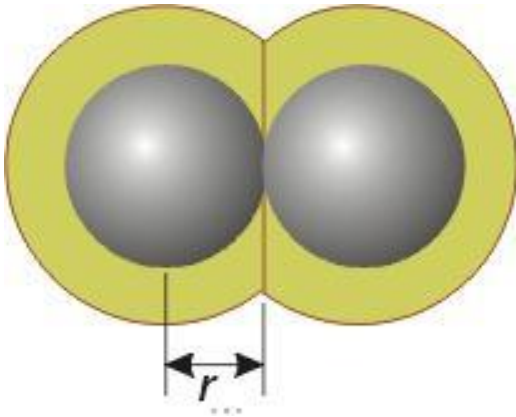


NaCl  
reticolo cubico



# Concetti per il Raggio delle Sfere

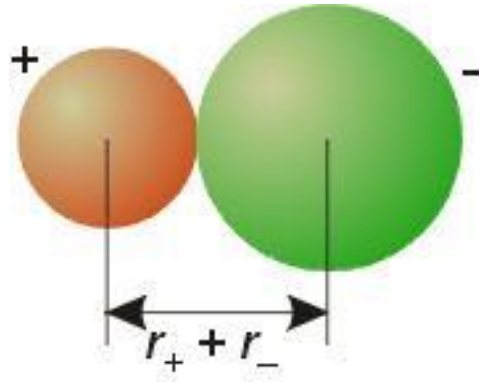
elemento o  
composto



**2** Raggio covalente

=  
**d/2 di un legame singolo  
in una molecola**

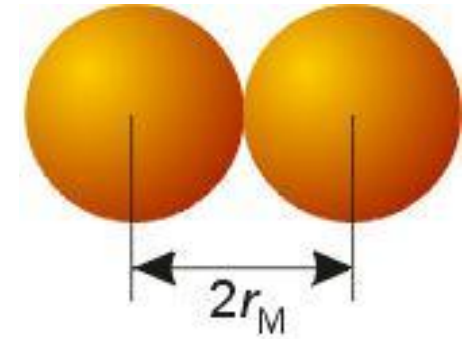
Solo  
composti



**3** Raggio ionico

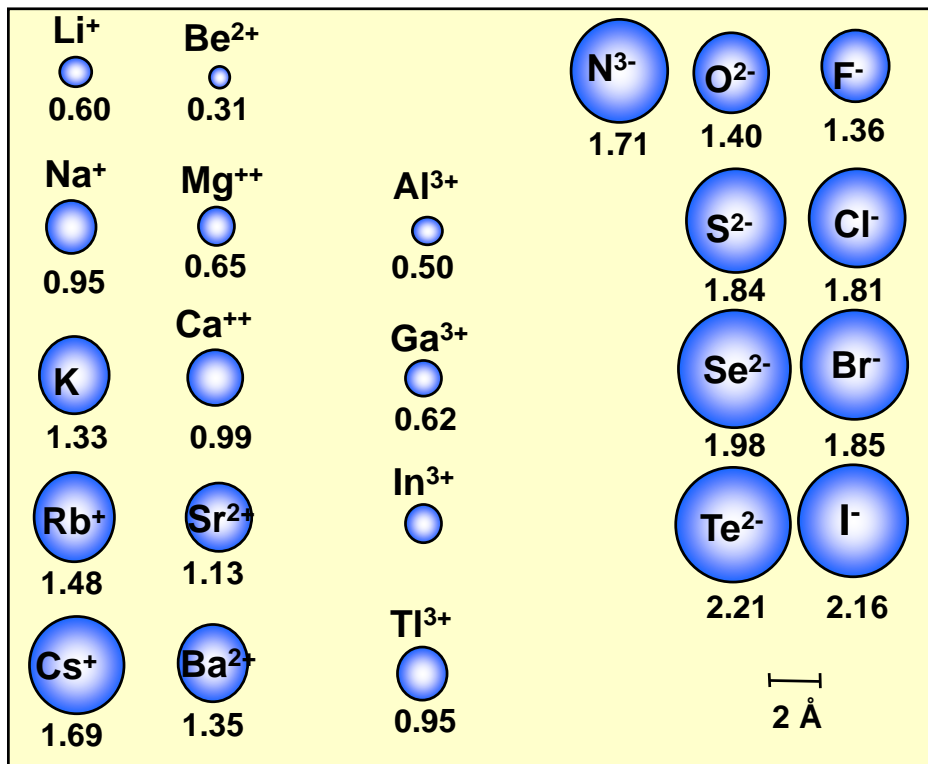
=  
**d - r(F, O...)**  
problema: riferimento!

elementi o  
composti  
(„Leghe“)

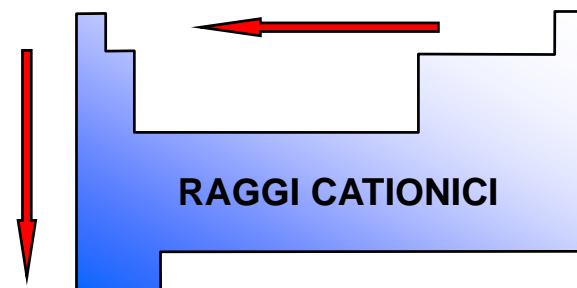


**1** Raggio metallico

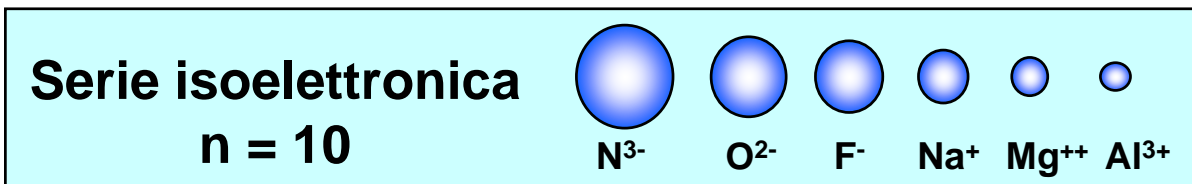
=  
**d/2 nel metallo**



## Andamenti Periodici



- La carica è il fattore dominante che determina la dimensione degli ioni.
- La geometria, il numero di coordinazione, e lo stato di spin contribuiscono ma in misura inferiore.





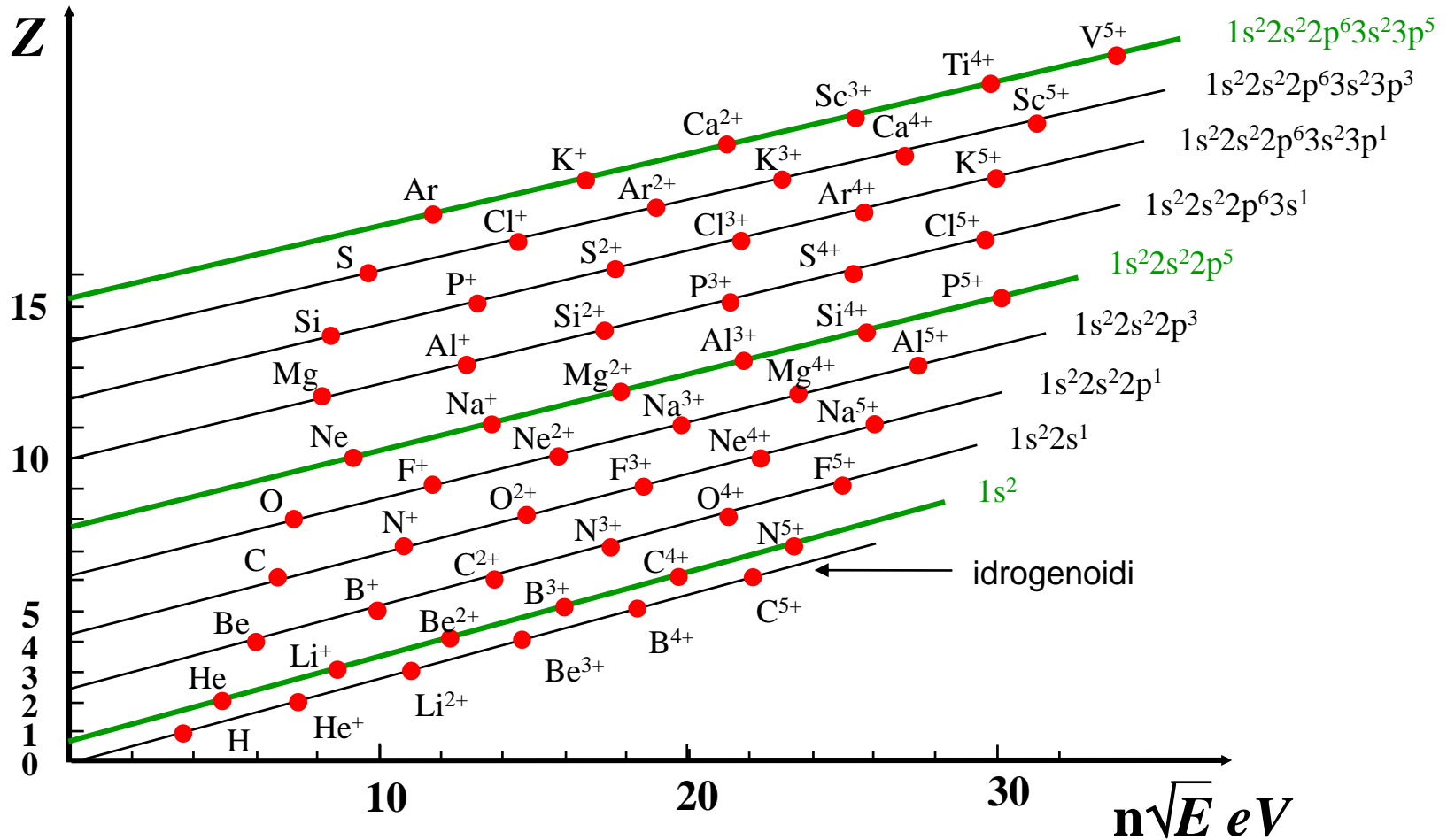
# Raggi Ionici vs. Atomici

Gruppo →	1A(1)	2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)
2	Li  152/65				N  75/146	O  73/140	F  72/136
3	Na  186/95	Mg  160/72	Al  143/54		P  110/212	S  103/184	Cl  100/181
4	K  227/133	Ca  197/100				Br  114/195	
5	Rb  248/148	Sr  215/118				I  133/216	
6	Cs  265/169	Ba  215/118					

Periodo ↓



# Serie Isoelettroniche

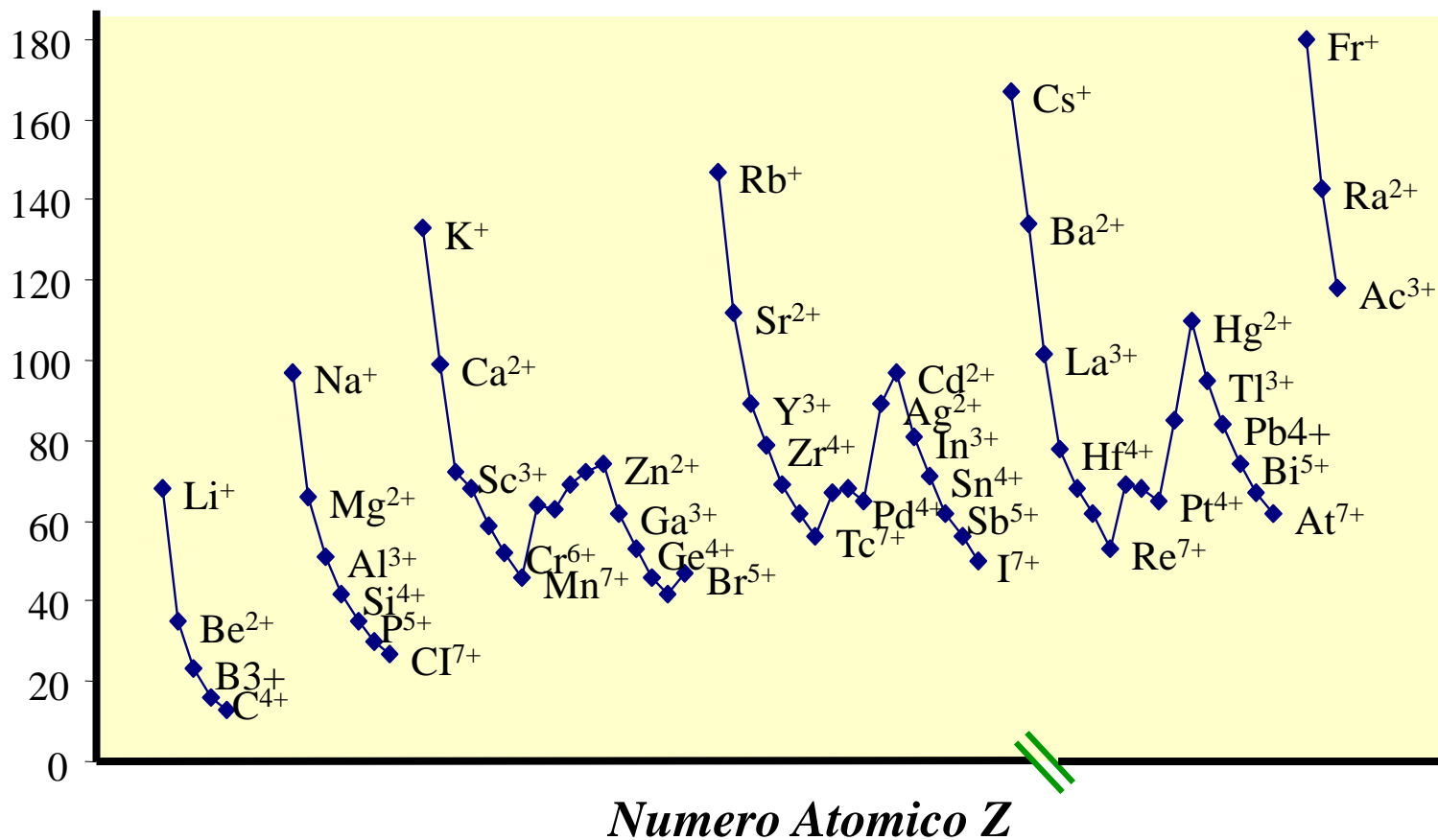






# Andamenti dei Raggi Ionici

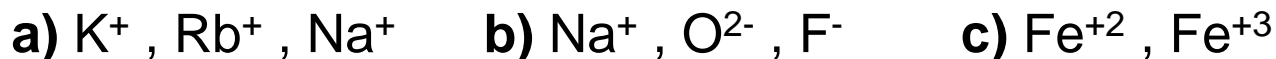
*Raggio Cationico (Å)*





## Ordine di Ioni in Base alla Dimensione

**Problema:** Ordinare ciascun gruppo di ioni in ordine di dimensione crescente.



**Piano:** Trovata la posizione di ciascun elemento nella tabella periodica, si applicano i fondamenti delle dimensioni atomiche:

- i) La dimensione aumenta lungo un gruppo,
- ii) La dimensione diminuisce lungo un periodo ma aumenta da catione ad anione.
- iii) In una serie isoelettronica la dimensione diminuisce con l'aumento della carica positiva (diminuzione della negativa).
- iv) i cationi dello stesso elemento diminuiscono in dimensione come la carica cresce.



## Ordine di Ioni in Base alle Dimensioni (cont.)

### Soluzione:

a) Poiché  $K^+$ ,  $Rb^+$ , e  $Na^+$  appartengono allo stesso gruppo (1A), aumentano di dimensione lungo il gruppo:



b) Gli ioni  $Na^+$ ,  $O^{2-}$ , e  $F^-$  sono isoelettronici.  $O^{2-}$  ha uno  $Z_{eff}$  inferiore di quello del  $F^-$ ; per cui è più grosso.  $Na^+$  è un catione, e possiede la  $Z_{eff}$  più elevata, per cui è il più piccolo:



c)  $Fe^{2+}$  ha una carica inferiore del  $Fe^{3+}$ , per cui è più grosso :



## Elementi della 1<sup>a</sup> Serie di Transizione *d*

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
21 <b>Sc</b> $3d^1 4s^2$	22 <b>Ti</b> $3d^2 4s^2$	23 <b>V</b> $3d^3 4s^2$	24 <b>Cr</b> $3d^5 4s^1$	25 <b>Mn</b> $3d^5 4s^2$	26 <b>Fe</b> $3d^6 4s^2$	27 <b>Co</b> $3d^7 4s^2$	28 <b>Ni</b> $3d^8 4s^2$	29 <b>Cu</b> $3d^{10} 4s^1$	30 <b>Zn</b> $3d^{10} 4s^2$

**Scandio**  
N.O. 3

**Vanadio**  
N.O. 5,4,3,2

**Manganese**  
N.O. 7,6,4,3,2

**Cobalto**  
N.O. 3,2

**Rame**  
N.O. 2,1

**Titanio**  
N.O. 4,3,2

**Cromo**  
N.O. 6,3,2

**Ferro**  
N.O. (6,4),3,2

**Nichel**  
N.O. 3,2

**Zinco**  
N.O. 2

- ▶ Elementi tipicamente metallici allo stato elementare, con alto punto di fusione ed elevata conducibilità elettrica e termica.
- ▶ Nei bassi stati di ossidazione agiscono in genere da buoni riducenti mentre negli alti stati alcuni (Mn, Cr, ecc.) agiscono da energici ossidanti, presentando marcate caratteristiche non metalliche.



# Carattere degli Elementi nel loro Alto Stato di Ossidazione

1 H																	2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
87 Fr	88 Ra	89 Ac																
			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 Lw		

- Tipicamente metallico
- Prevalentemente metallico
- Prevalentemente *non-* metallico
- Tipicamente *non-* metallico



# Elementi: Classificazione Acidi/Basi Molli e Duri

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac															
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 Lw				

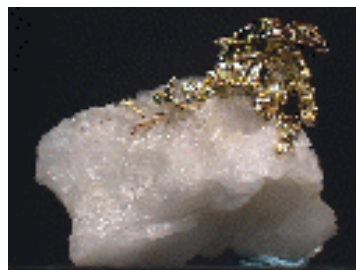
- A. duri   ■ A. intermedi   ■ A. molli  
■ B. dure   ■ B. intermedie   ■ B. molli   ■ B. più molli

A = acido  
B = base



# Metalli Nativi – Sottogruppi dell'Oro e del Platino

- Oro
- Argento
- Rame
- Piombo
- Mercurio (liquido)



Ag



Au



Cu



Hg

- Platino
- Palladio
- Iridio
- Osmio



Pt

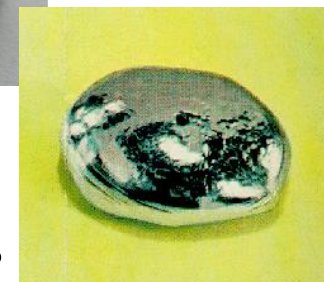
Pd



Ir



Os





# Forme degli Elementi in Acqua a pH tra 5.5 e 7

H <sub>2</sub> O																	N.O. stabile pari al gruppo				He		
Li <sup>+</sup>	Be(OH) <sub>2</sub>																	B(OH) <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub> HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> O	F <sup>-</sup>	Ne
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	N.O. stabile pari al gruppo				N.O. più bassi meno stabili											Al(OH) <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	Ar	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sc(OH) <sub>2</sub>	TiO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> V <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-</sup> H <sub>2</sub> VO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Cr(OH) <sub>3</sub>	Mn <sup>2+</sup> MnO <sub>2</sub>	Fe(OH) <sub>3</sub>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ga(OH) <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	HAsO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	SeO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	Kr						
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Y <sup>3+</sup> Y(OH) <sub>3</sub>	ZrO <sub>2</sub>	Nb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	TcO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Ru(OH) <sub>3</sub>	Rh <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Pd(OH) <sub>2</sub>	Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	In(OH) <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	HTeO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	Xe						
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Lu <sup>3+</sup>	HfO <sub>2</sub>	Ta <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	WO <sub>3</sub> WO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	ReO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	OsO <sub>2</sub>	IrO <sub>2</sub>	PtO <sub>2</sub>	Au	HgO	Tl <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	?	?	Rn						
Fr <sup>+</sup>	Ra <sup>2+</sup>	Lr <sup>3+</sup>	RfO <sub>2</sub>														N.O. stabile minore di 2 del numero del gruppo						

La <sup>3+</sup>	Ce <sup>3+</sup>	Pr <sup>3+</sup>	Nd <sup>3+</sup>	Pm <sup>3+</sup>	Sm <sup>3+</sup>	Eu <sup>3+</sup>	Gd <sup>3+</sup>	Tb <sup>3+</sup>	Dy <sup>3+</sup>	Ho <sup>3+</sup>	Er <sup>3+</sup>	Tm <sup>3+</sup>	Yb <sup>3+</sup>
Ac <sup>3+</sup>	ThO <sub>2</sub>	Pa <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	UO <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	NpO <sub>2</sub> <sup>+</sup>	PuO <sub>2</sub>	Am <sup>3+</sup>							



# Classificazione Geochimica degli Elementi

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII	VIII	IB	IIB	III	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII	
1 H																2 He	
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac															
			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 Lw	

■ Atmosfili   
 ■ Litofili   
 ■ Calcofili   
 ■ Siderofili   
 ■ Non naturali



# Schema dell'Analisi Qualitativa dei Cationi

H																		He			
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
		<b>GRUPPO III</b> (come idrossidi eccetto* come solfuri)														Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	Sc	Ti	V	Cr	Mn*	Fe*	Co*	Ni*	Cu	Zn*	Ga*	Ge	As	Se	Br	Kr				
K	Ca	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In*	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Rb	Sr	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Cs	Ba	Ac	Af	ossido insol.		<b>GRUPPO II</b>										<b>GRUPPO I</b>		<b>GRUPPO II</b>			
Fr	Ra																				
<b>GRUPPI</b>		<b>GRUPPO III</b>																			
V	VI	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						

# Elementi Essenziali e Elementi Tossici

										<ul style="list-style-type: none"> <li><span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #90EE90; border: 1px solid black; margin-right: 5px;"></span> Elementi in materiali organici</li> <li><span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #FFB6C1; border: 1px solid black; margin-right: 5px;"></span> Maggiori minerali</li> <li><span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #ADD8E6; border: 1px solid black; margin-right: 5px;"></span> Elementi in Tracce</li> <li><span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #FFFF00; border: 1px solid black; margin-right: 5px;"></span> Elementi sospetti tossici</li> <li><span style="display: inline-block; width: 15px; height: 15px; background-color: #FF6347; border: 1px solid black; margin-right: 5px;"></span> Elementi tossici</li> </ul>										
H 1																C 6	N 7	O 8	F 9	He 2
Li 3	Be 4											B 5	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ne 10			
Na 11	Mg 12											Al 13	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Ar 18			
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36			
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54			
Cs 55	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 72	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86			

24 elementi essenziali, di cui 6 come macronutrienti (C, N, P, S, O, H), gli altri presenti in piccole o moderate quantità (micronutrienti)



# Costi di Ottenimento di Alcuni Elementi

**€/kg (luglio 2011)**

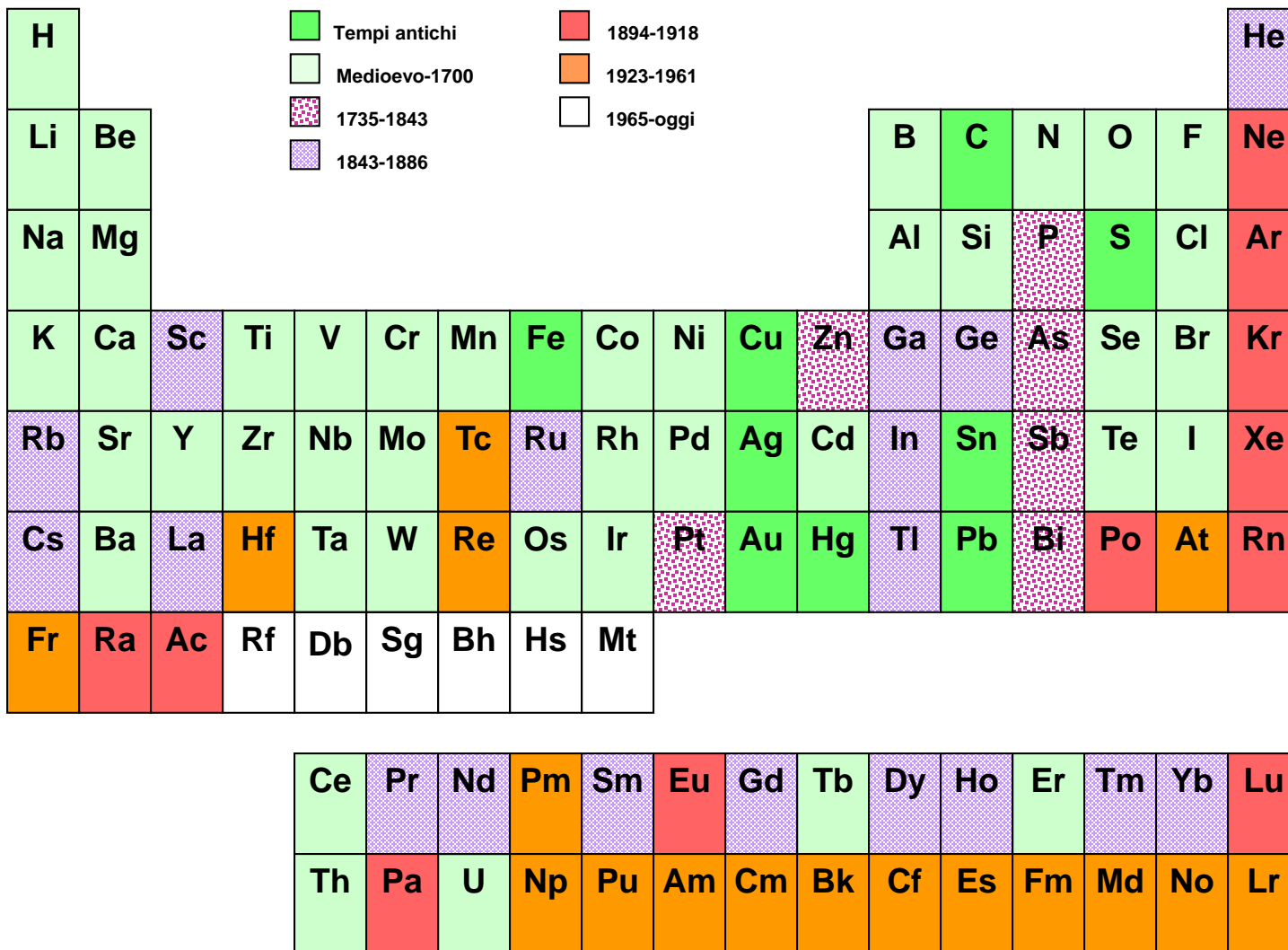
1 H																	2 He						
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
87 Fr	88 Ra	89 Ac																					
			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 Lw							

< 1    
  1 < el. < 4    
  4 < el. < 10    
  10 < el. < 50

50 < el. < 300    
  300 < el. < 3000    
  > 3000    
  Non rilevato



# Scoperta degli Elementi

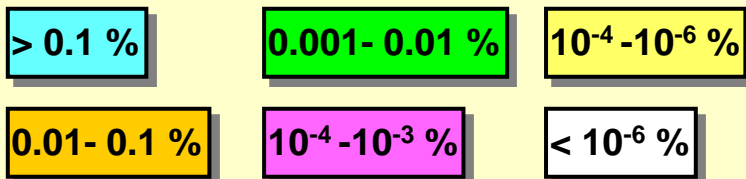


Journal of Chemical Education, Sept. 1989



# Anno di Scoperta degli Elementi e loro Abbondanza sulla Terra




## Abbondanza % in massa



H 1776																	He 1895				
Li 1817	Be 1795															B 1808	C 1808	N 1772	O 1772	F 1887	Ne 1898
Na 1807	Mg 1756															Al 1827	Si 1823	P 1669	S 1772	Cl 1774	Ar 1894
K 1807	Ca 1808	Sc 1879	Ti 1791	V 1830	Cr 1797	Mn 1774	Fe 1808	Co 1751	Ni 1751	Cu 1808	Zn 1751	Ga 1875	Ge 1866	As 1825	Se 1817	Br 1826	Kr 1898				
Rb 1861	Sr 1790	Y 1794	Zr 1789	Nb 1801	Mo 1778	Tc 1937	Ru 1884	Rh 1803	Pd 1803	Ag 1800	Cd 1817	In 1863	Sn 1828	Sb 1825	Te 1782	I 1811	Xe 1898				
Cs 1860	Ba 1808	La 1839	Hf 1923	Ta 1802	W 1781	Re 1925	Os 1803	Ir 1803	Pt 1735	Au 1792	Hg 1800	Tl 1861	Pb 1838	Bi 1826	Po 1841	At 1940	Rn 1900				
Rb 1939	Ra 1898	Ac 1899																			
Ce 1803	Pr 1838	Nd 1843	Pm 1847	Sm 1879	Eu 1896	Gd 1880	Tb 1843	Dy 1866	Ho 1879	Er 1843	Tm 1879	Yb 1907	Lu 1907								
Th 1818	Pa 1917	U 1940	Np 1940	Pu 1940	Am 1945	Cm 1944	Bk 1950	Cf 1950	Es 1952	Fm 1953	M 1955	No 1958	Lw 1961								

# Paesi in cui gli Elementi sono stati Scoperti

## Elements & Country of Discovery

Elements & Country of Discovery																					
1 H	 UK 23   Sweden 19   Germany 19   U.S.A. 17   France 17   Russia 6   Austria 2																2 He				
3 Li	4 Be	 Denmark 2   Spain 2   Swit. 2   Finland 1   Italy 1   Romania 1														5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo				
																					

Credit given to both where joint or independently discovered. IUPAC recognised only. Collated by Jamie Gallagher, @jamiiegall

# Origine del Nome degli Elementi

1 H																	2 He														
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn														
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Ha																											
																		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 Lw

Pre-chimico  
  Astronomico  
  Mitologico  
  Minerale  
  colore  
  Nomi Costruiti  
 Nome Persone  
  Geografico\Scoperte  
  Geografico\Minerali  
  Altre proprietà