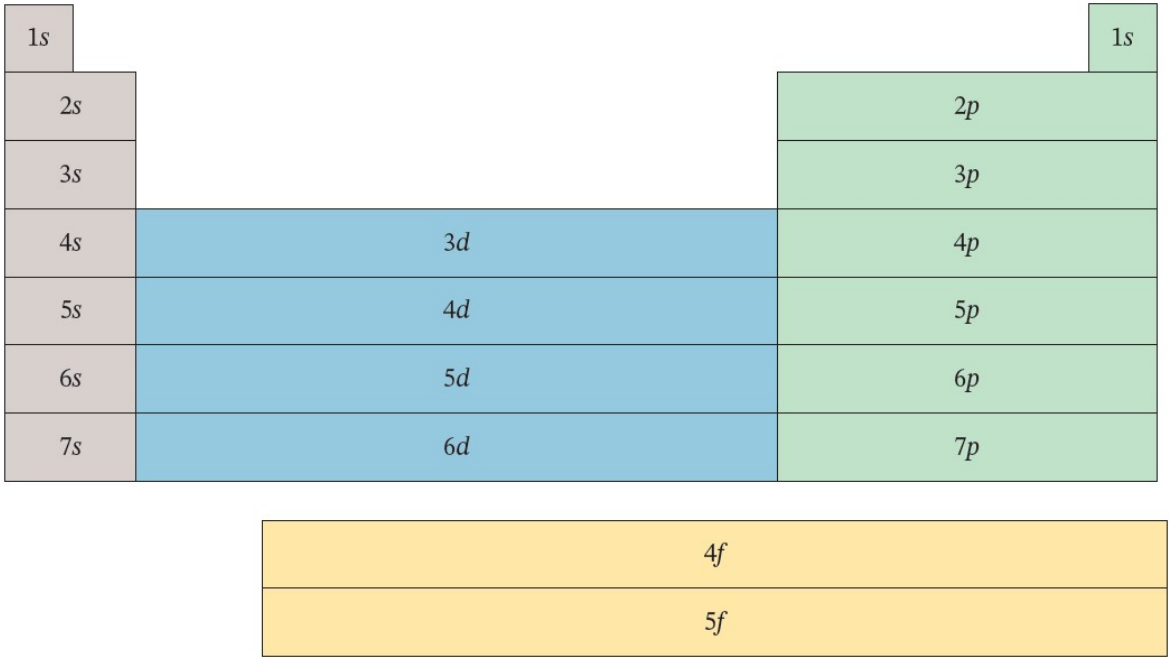
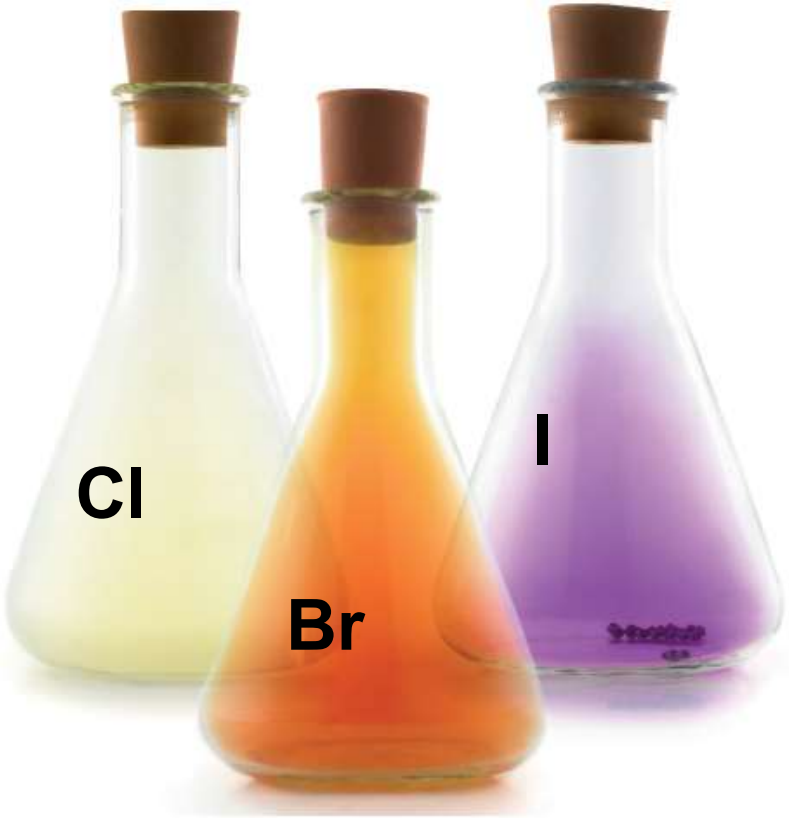


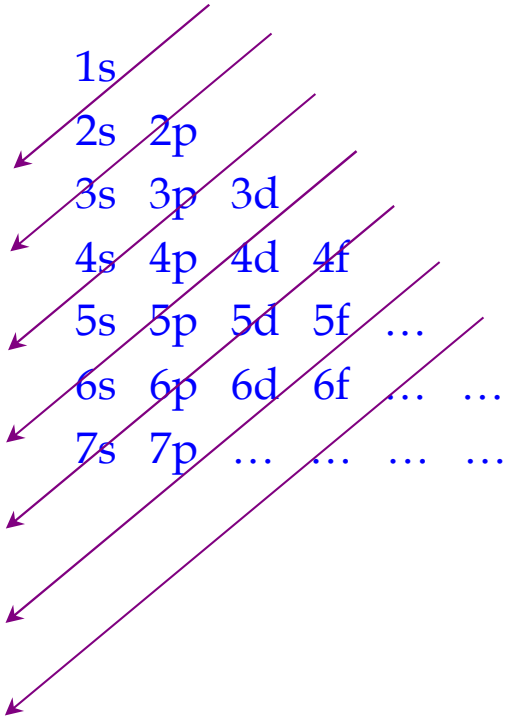


©SPL/Science Source

Le proprietà periodiche

Configurazione elettronica fondamentale degli elementi

La tavola periodica può essere ottenuta attraverso la costruzione ideale degli atomi di tutti gli elementi partendo da quello dell'idrogeno e procedendo in ordine di numero atomico crescente, aggiungendo progressivamente un protone nel nucleo e, di conseguenza, un elettrone nell'orbitale a più bassa energia disponibile (principio dell' *Aufbau*).



Quindi, le **proprietà periodiche** sono quelle proprietà funzione del **numero atomico** e quindi della **configurazione elettronica**, che variano gradatamente quando ci si sposta lungo un periodo o lungo un gruppo della **tavola periodica**.

Configurazione elettronica fondamentale degli elementi

- ✓ Su ogni periodo il numero di atomi presenti corrisponde al riempimento del livello energetico (n)

n=	numero del periodo	orbitali da riempire	configurazione elettronica	numero di atomi presenti
1	1° periodo	1 s	$1s^2$	due, H e He
2	2° periodo	2s 2p	$2s^2 2p^6$	otto, dal Li al Ne
3	3° periodo	3s 3p	$3s^2\ 3p^6$	otto, dal Na al Ar
4	4° periodo	4s 3d 4p	$4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$	18, dal K al Kr
5	5° periodo	5s 4d 5p	$5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$	18, dal Rb al Xe
6	6° periodo	6s 4f 5d 6p	$6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6$	32, dal Cs al Rn
7	7° periodo	7s 6d 5f 7p	$7s^2\ 6d^7\ 5f^{14}\ 7p^0$	* ne può contenere 32, se ne conoscono solo 14

*Sino ad oggi

Configurazione elettronica fondamentale degli elementi

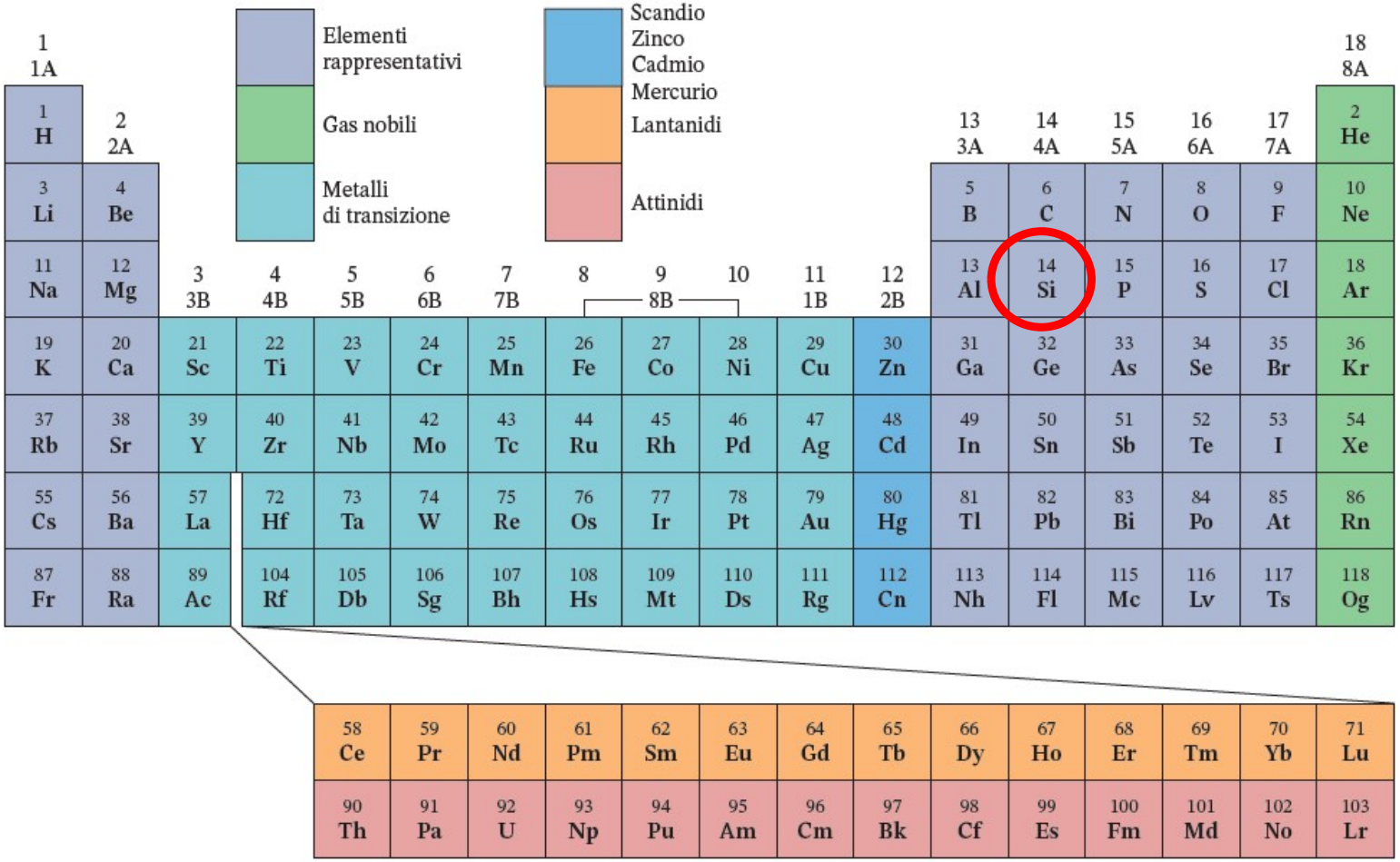
- ✓ Gli elementi che appartengono allo stesso periodo hanno in comune il livello energetico principale ossia il numero quantico principale (n), ossia gli elettroni più esterni si trovano sullo stesso livello energetico

Numero del periodo = Numero quantico principale

- ✓ Gli elementi che appartengono allo stesso gruppo hanno un uguale numero di elettroni di valenza e coincide con il numero del gruppo

Gli elettroni di valenza sono gli elettroni del livello più esterno di un atomo. Gli elettroni di valenza sono quelli che partecipano alla formazione del legame.

Gruppo	Config. Elettr.	n° di e^- di valenza
1A	ns^1	1
2A	ns^2	2
3A	ns^2np^1	3
4A	ns^2np^2	4
5A	ns^2np^3	5
6A	ns^2np^4	6
7A	ns^2np^5	7

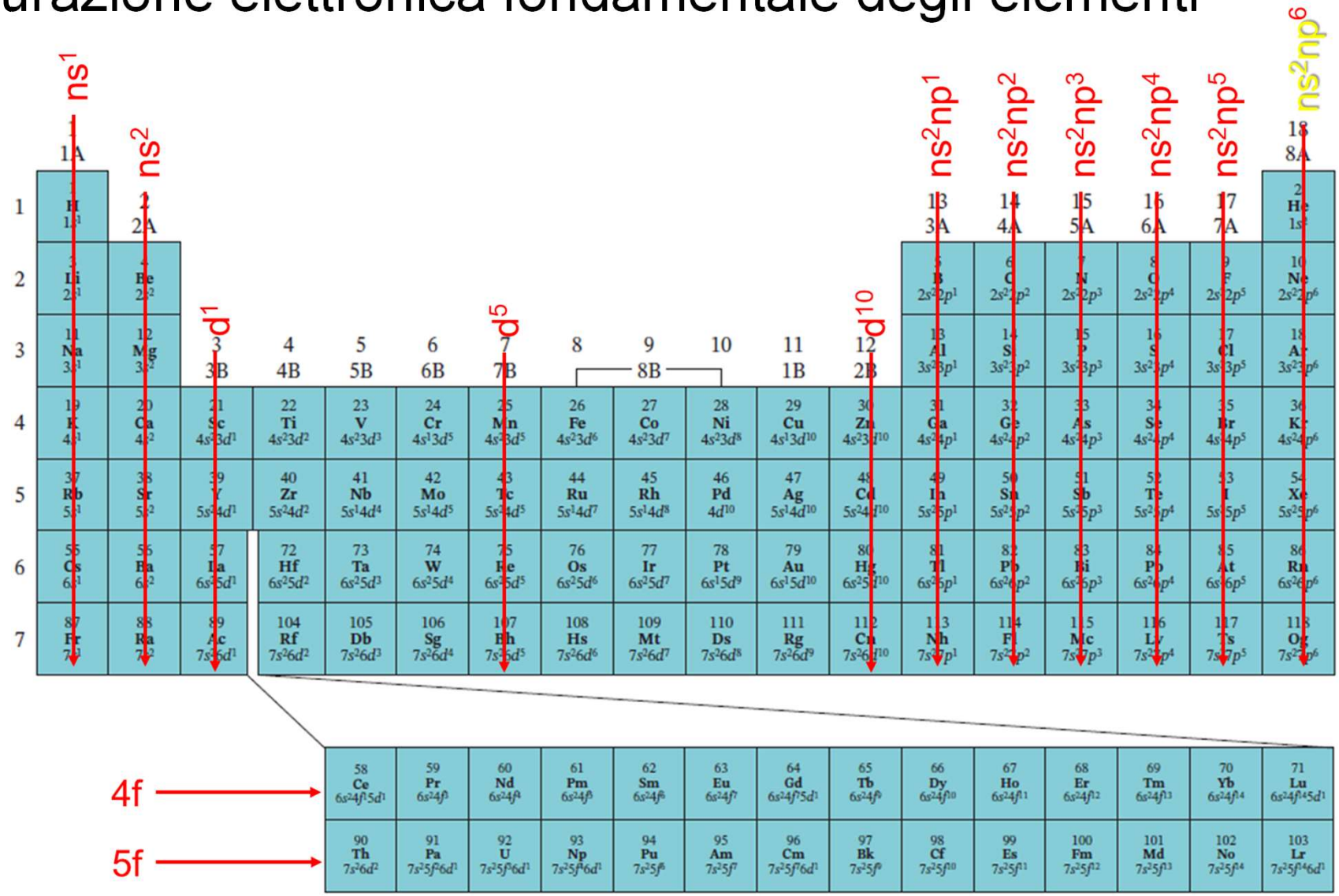


$_{14}E$ ⟶ $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^2$

n = 3 ➡ 3^ periodo

Elettroni di valenza = 4 ➡ 4^ gruppo

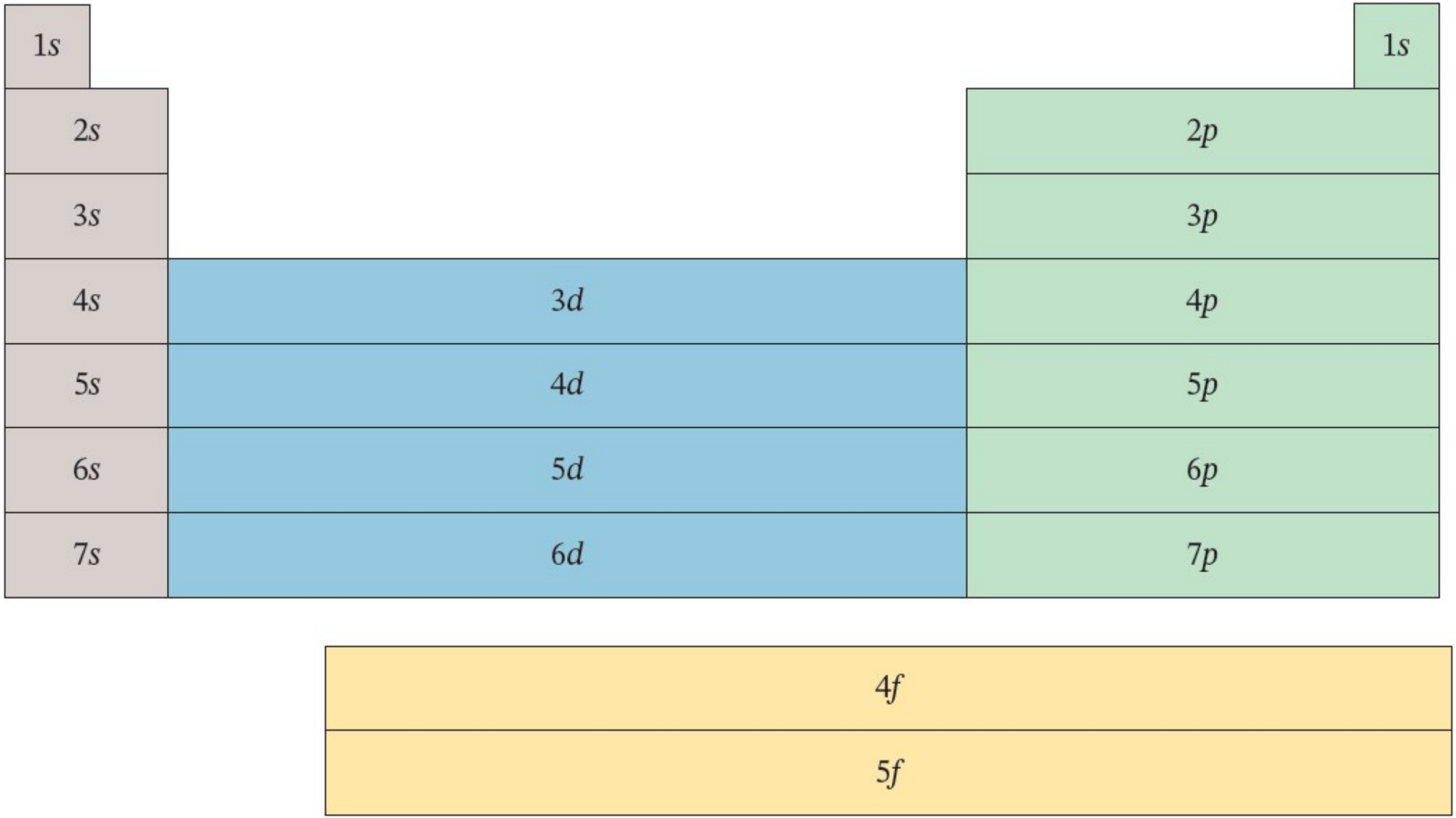
Configurazione elettronica fondamentale degli elementi



Ciascuno degli elementi di una stessa riga, detta **periodo**, si differenzia dai due che, rispettivamente, lo precedono e seguono, per un elettrone sull'ultimo livello in più del primo e in meno del secondo;

Tutti gli elementi di una stessa fila verticale, detta **gruppo**, presentano la stessa configurazione elettronica sull'ultimo livello e hanno, quindi, lo stesso numero di elettroni di valenza.

Sottolivelli più esterni da riempire con elettroni



Configurazione elettronica fondamentale degli elementi

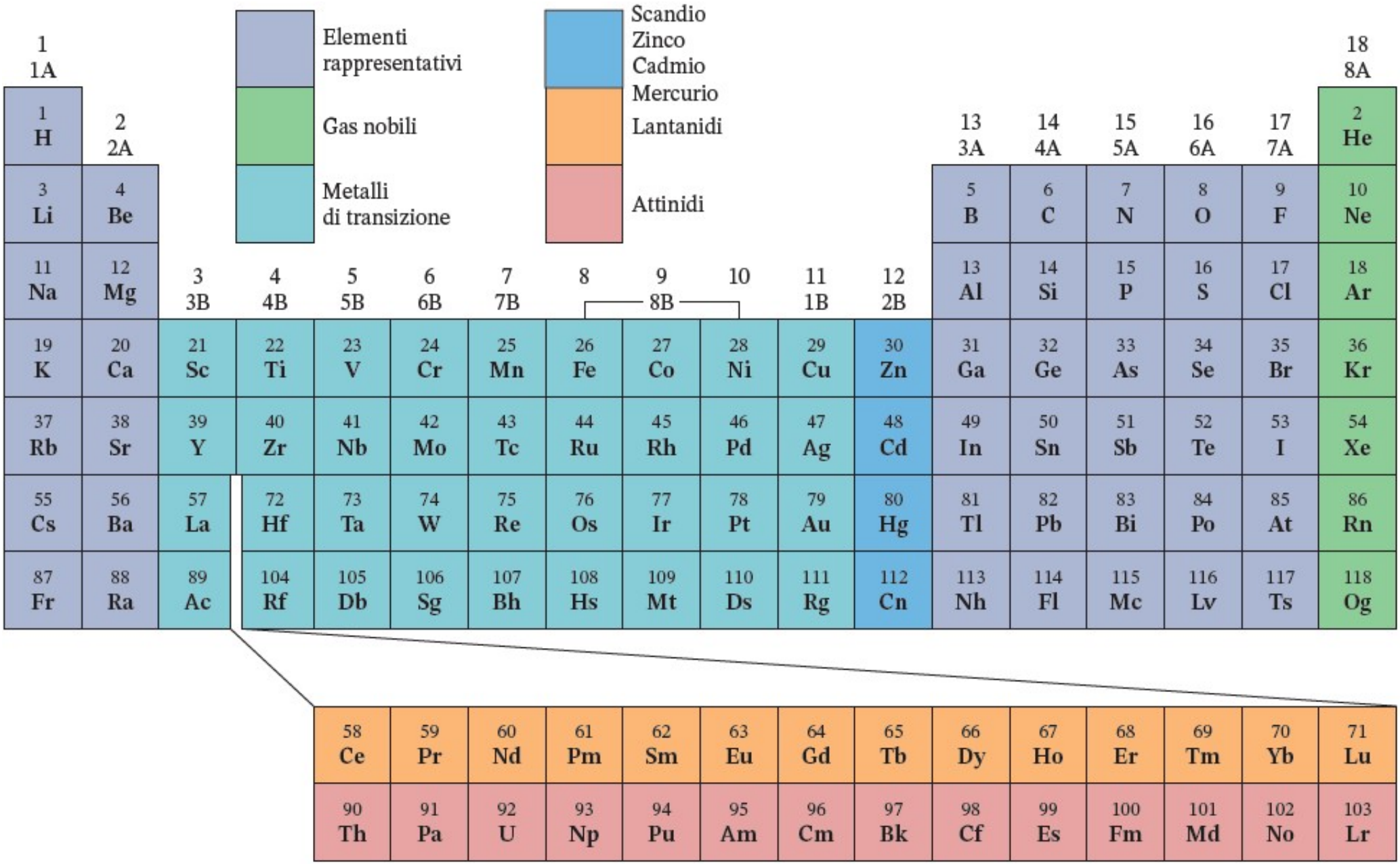
Le proprietà chimiche e fisiche di un elemento dipendono dalla configurazione elettronica dell'ultimo livello (associata al gruppo)

Così, ad esempio, lo Zolfo, che si trova sotto l'Ossigeno, presenta la medesima configurazione superficiale (ns^2 np^4) di quest'ultimo, sul terzo livello energetico (n = 3) invece che sul secondo (n = 2). Per questo motivo Zolfo ed Ossigeno hanno caratteristiche chimiche simili.

1A							8A
1 **H** $1s^1$	2A	3A	4A	5A	6A	7A	2 **He** $1s^2$
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** $2s^2 2p^6$
11 **Na** $3s^1$	12 **Mg** $3s^2$	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** $3s^2 3p^6$

Dunque le caratteristiche simili degli elementi che appartengono ad uno stesso gruppo chimico dipendono essenzialmente dal numero di elettroni presenti sul livello energetico più esterno, indipendentemente dal fatto che questo sia il primo, il secondo o l'ultimo e si chiamano **elettroni di valenza**.

Classificazione degli elementi



Configurazione elettronica di cationi ed anioni degli elementi rappresentativi

Na	$[Ne]3s^1$	Na^+	[Ne]
Ca	$[Ar]4s^2$	Ca^{2+}	[Ar]
Al	$[Ne]3s^23p^1$	Al^{3+}	[Ne]

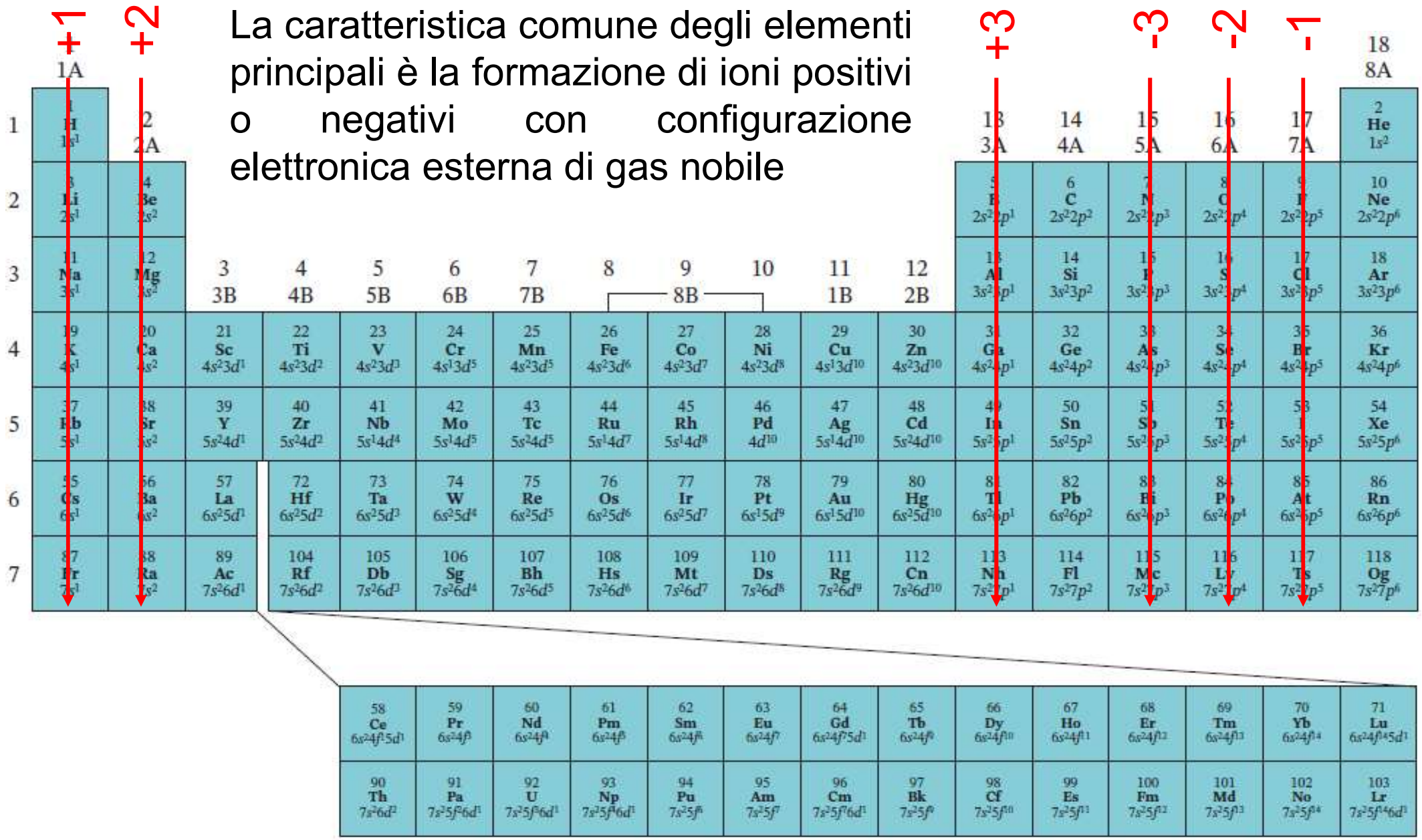
Gli atomi perdono elettroni così il catione ha una configurazione elettronica esterna di gas nobile.

Gli atomi acquistano elettroni in modo che l'anione abbia una configurazione elettronica esterna di gas nobile.

H	$1s^1$	H^-	$1s^2$ o [He]
F	$1s^22s^22p^5$	F^-	$1s^22s^22p^6$ o [Ne]
O	$1s^22s^22p^4$	O^{2-}	$1s^22s^22p^6$ o [Ne]
N	$1s^22s^22p^3$	N^{3-}	$1s^22s^22p^6$ o [Ne]

Cationi ed anioni degli elementi rappresentativi

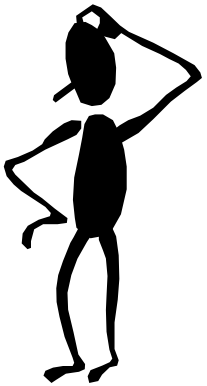
La caratteristica comune degli elementi principali è la formazione di ioni positivi o negativi con configurazione elettronica esterna di gas nobile



Na^+ : [Ne] Al^{3+}: [Ne] F^- : $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne]

O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne] N^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6$ o [Ne]

Na^+, Al^{3+}, F^-, O^{2-}, e N^{3-} sono tutti ***isoelettronici*** con Ne



Quale atomo neutro è isoelettronico con H^- ?

H^- : $1s^2$ stessa configurazione elettronica di He

Configurazione elettronica dei cationi dei metalli di transizione

Quando un catione è formato da un atomo di un metallo di transizione, gli elettroni sono sempre rimossi prima dagli orbitali *ns* e poi dagli orbitali (*n* – 1)*d*.

Fe: $[Ar]4s^2 3d^6$

Fe^{2+}: $[Ar]4s^0 3d^6$ o $[Ar]3d^6$

Fe^{3+}: $[Ar]4s^0 3d^5$ o $[Ar]3d^5$

Mn: $[Ar]4s^2 3d^5$

Mn^{2+}: $[Ar]4s^0 3d^5$ o $[Ar]3d^5$

Va ricordato che la maggior parte dei metalli di transizione può formare più di un catione e che pertanto spesso questi non sono isoelettronici con il gas nobile che li precede.

Proprietà e reattività

Carica nucleare

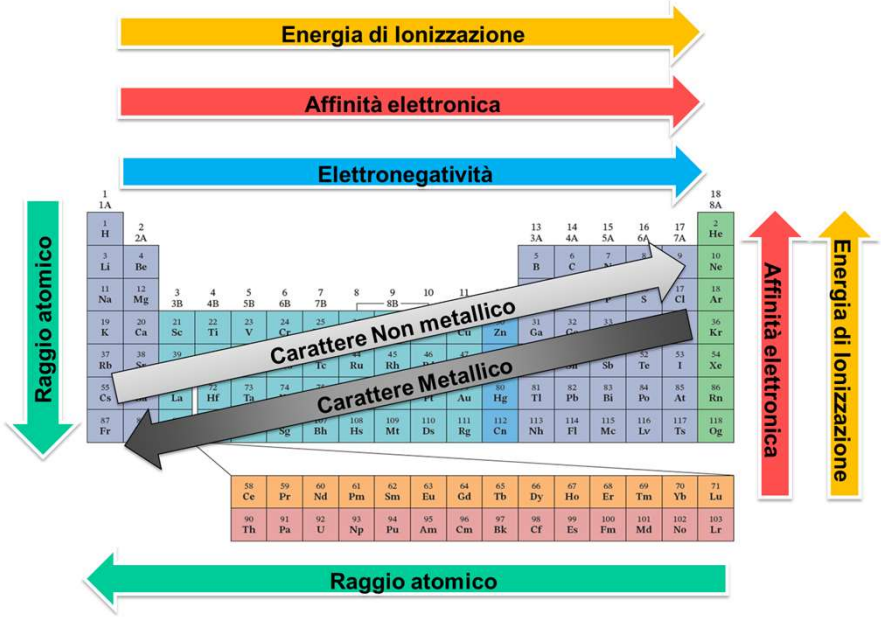
Raggio atomico

Energia di ionizzazione

Affinità elettronica

Elettronegatività

Carattere metallico



Carica Nucleare Effettiva (Z_{eff})

In un atomo polielettronico, gli elettroni più interni esplicano un'azione schermante nei confronti di quelli più esterni rispetto alla forza attrattiva del nucleo

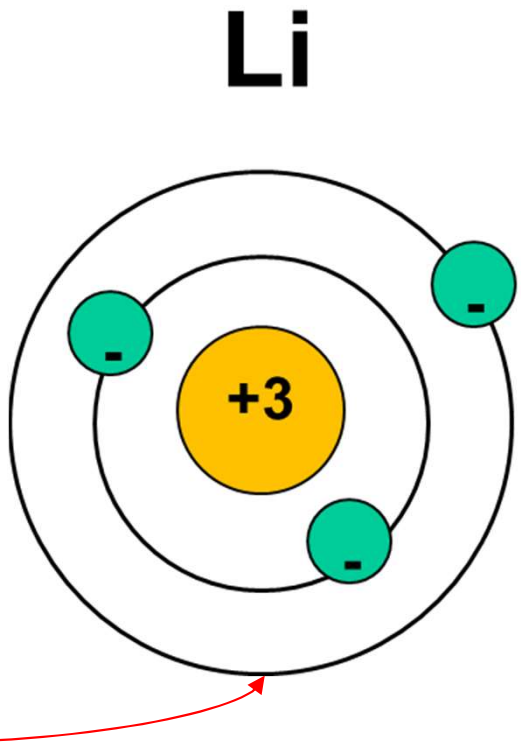
Per cui gli elettroni risentono di una carica effettiva, carica nucleare Zeff, che sarà minore della carica Z

$$Z_{eff} < Z$$

Li = 3 e^-

Z = +3

Z eff= 1,30 (< 3)



$$Z_{eff} \approx Z - \text{numero degli elettroni interni}$$

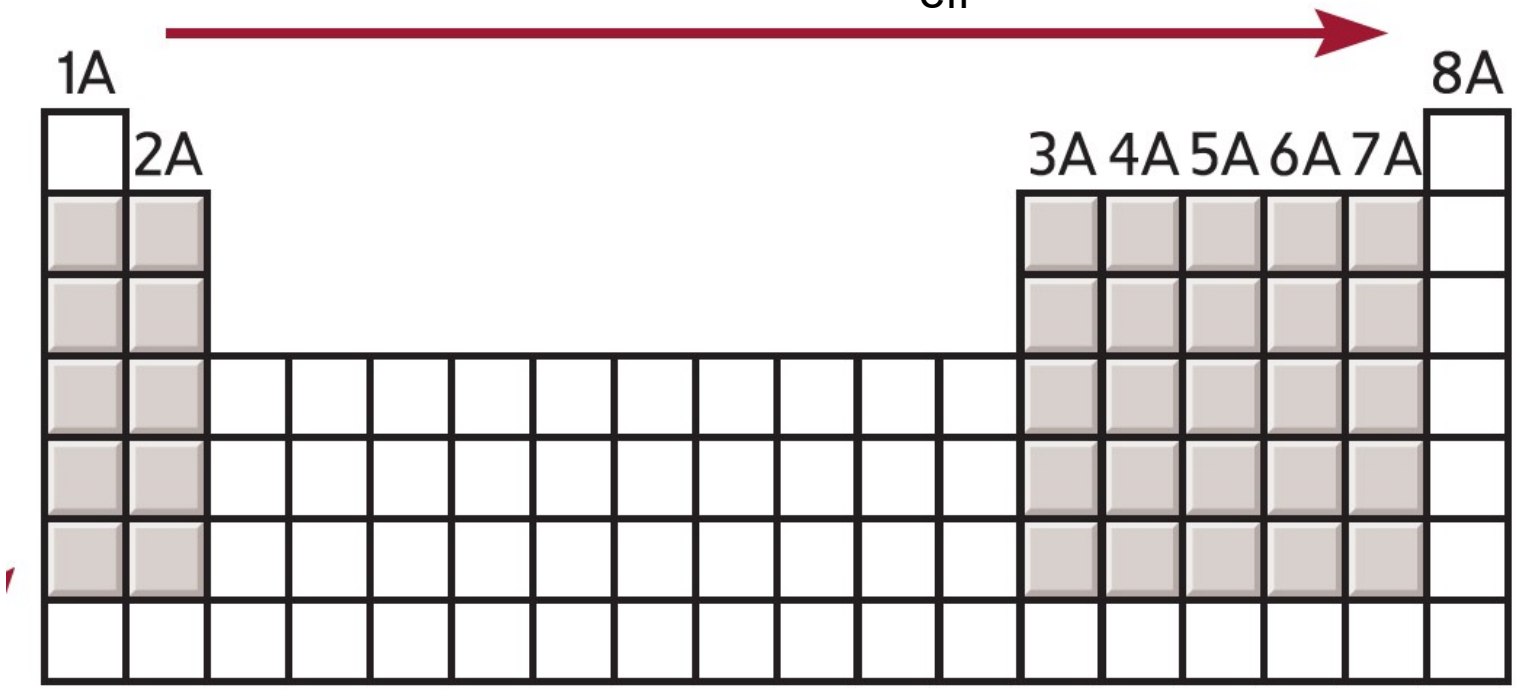
Carica Nucleare Effettiva (Z_{eff})

	Z	e⁻ interni	Z_{eff}
Na	11	10	1
Mg	12	10	2
Al	13	10	3
Si	14	10	4

e⁻ schermati

Z_{eff} aumenta lungo un periodo
Z_{eff} rimane pressoché costante lungo un gruppo e rimane approssimativamente uguale al numero degli elettroni di valenza

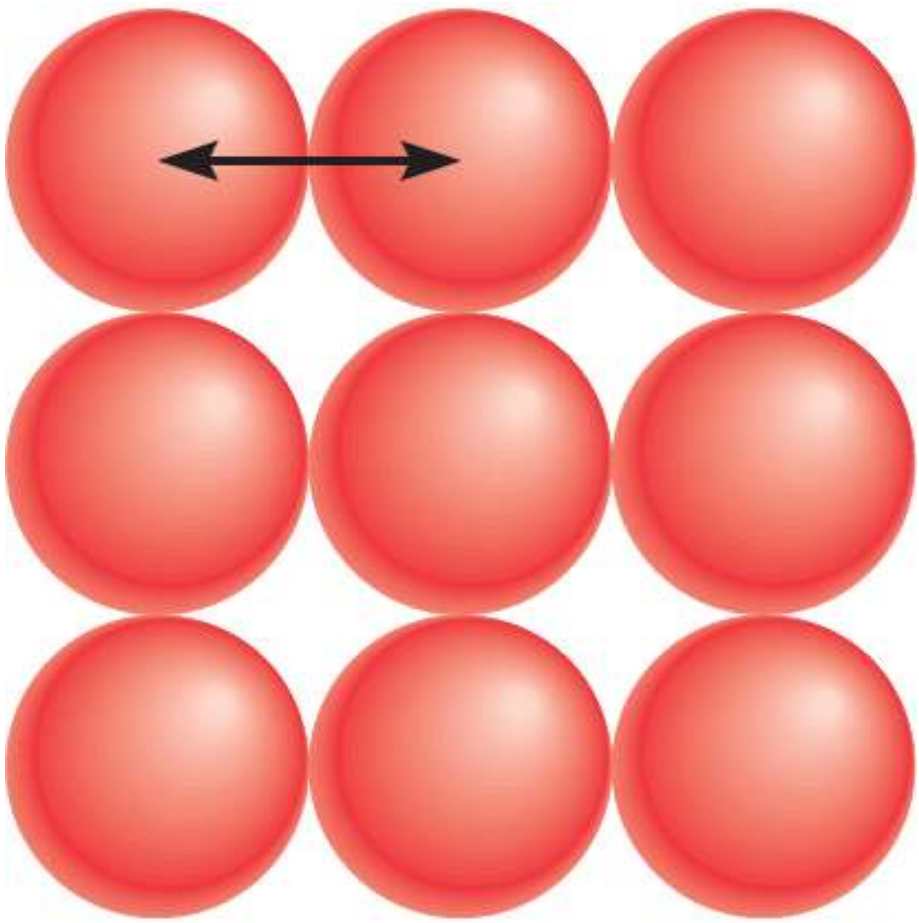
aumenta Z_{eff}

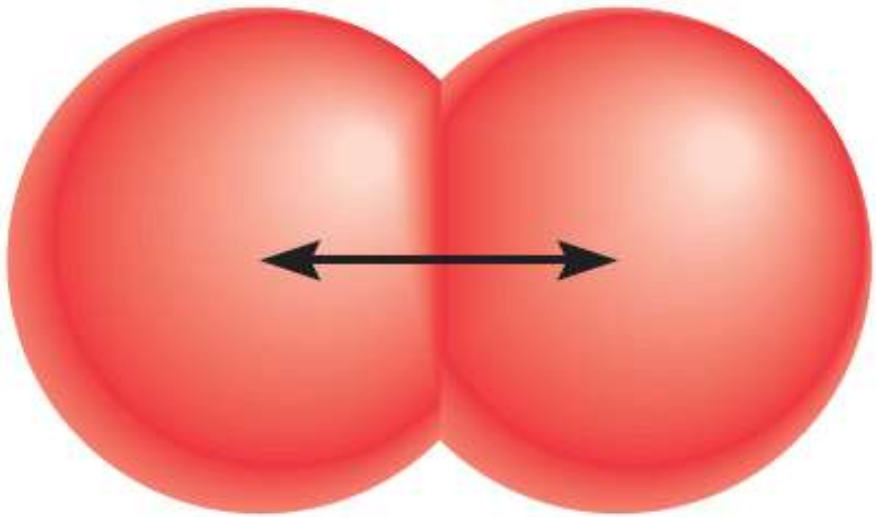


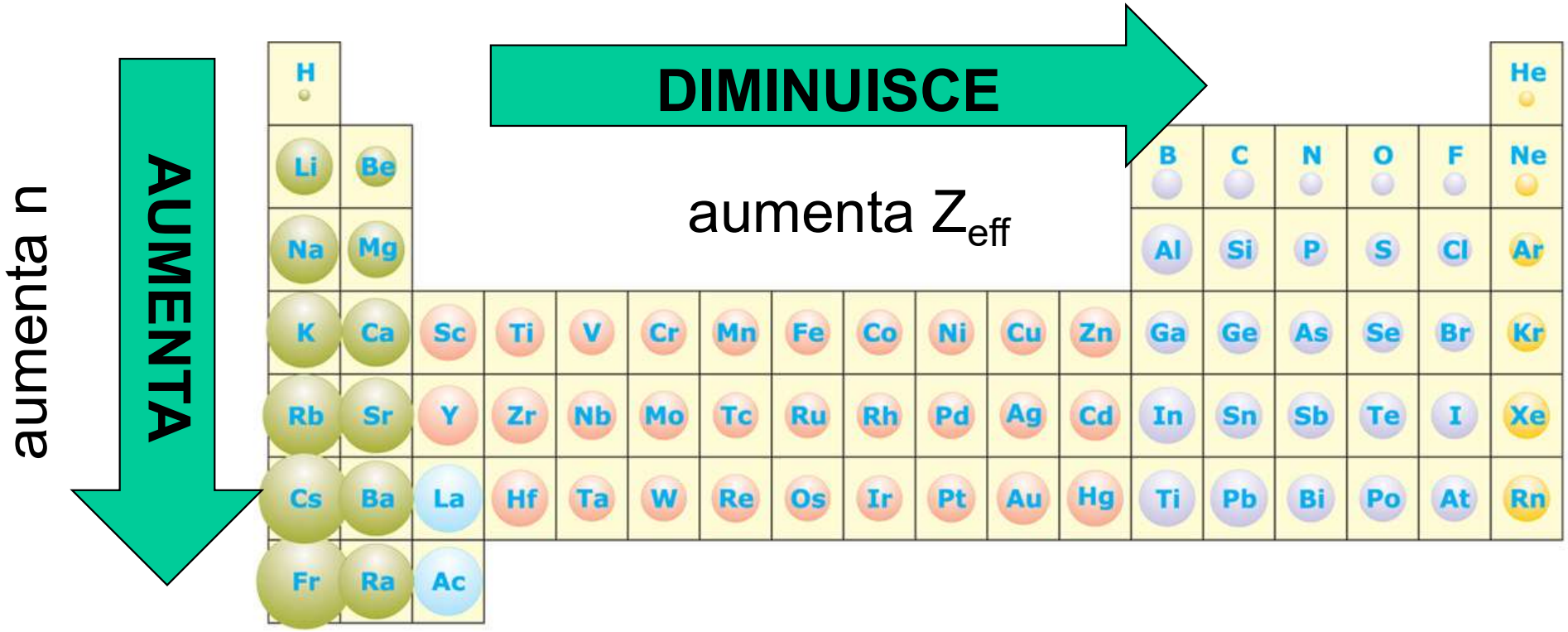
Raggio Atomico

Un buon numero di proprietà fisiche (es. densità, Pf, Peb) sono direttamente correlate alle dimensioni degli atomi.
La dimensione atomica (visto che la densità elettronica si estende ben oltre il nucleo) è un concetto che va ben inquadrato attraverso il concetto di raggio atomico.

<u>Il raggio atomico è la semi-distanza tra i due nuclei di due atomi adiacenti.</u>







Osservando la tabella periodica è facile verificare che <u>il raggio atomico, e quindi la distanza degli elettroni più superficiali dal loro nucleo</u>, diminuisce da sinistra verso destra lungo un periodo mentre aumenta dall'alto in basso lungo un gruppo.

Infatti mentre ci spostiamo verso destra lungo un periodo gli elettroni vengono sistemati tutti in uno stesso livello energetico. La distanza di tale livello dal nucleo dovrebbe rimanere approssimativamente la stessa. In realtà poiché contemporaneamente aumenta anche il numero atomico Z, il nucleo esercita una attrazione via via maggiore sui livelli energetici occupati dagli elettroni, costringendoli a contrarsi verso il centro.

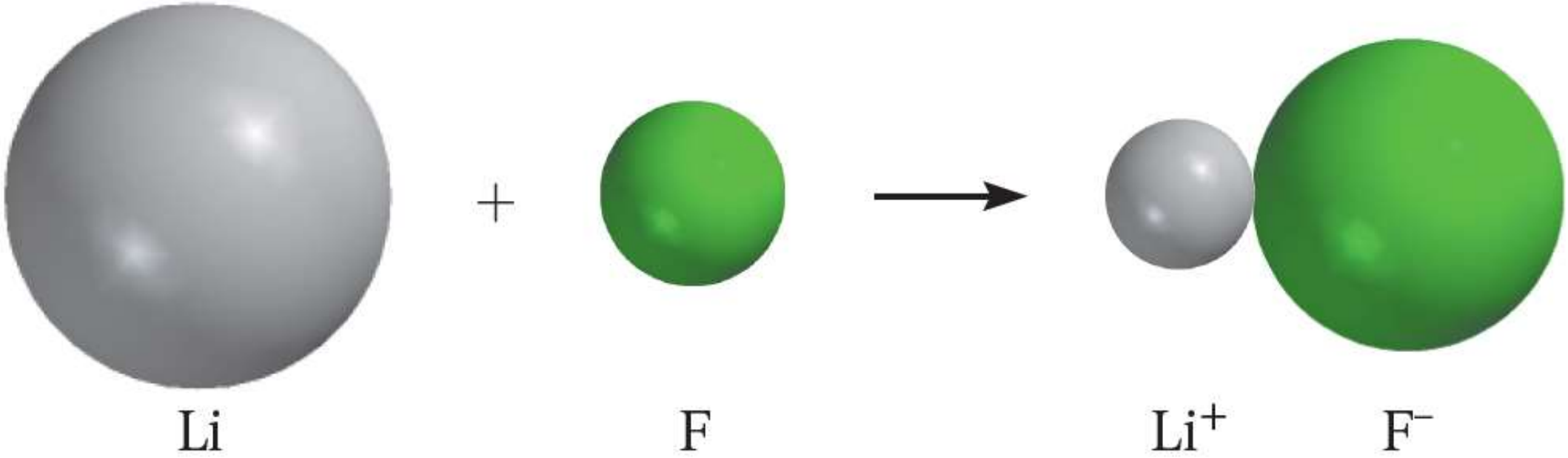
Quando invece ci muoviamo verso il basso lungo un gruppo ciascun elemento presenta i suoi elettroni superficiali su livelli energetici nuovi e via via più esterni, facendo in tal modo aumentare di scatto il raggio atomico.

Il raggio ionico

E’ il raggio di un catione o di un anione.

Quando un atomo neutro è convertito in uno ione le sue dimensioni variano.
Se è convertito in un anione le dimensioni aumentano perché la carica nucleare aumenta ma le repulsioni determinate dall’elettrone o dagli elettroni addizionati fanno aumentare la nube elettronica.

Ovviamente nel caso in cui si perde uno o più elettroni avviene l’inverso.



Il Catione è sempre **più piccolo** dell'atomo di provenienza.
L'Anione è sempre **più grande** dell'atomo da cui deriva.

L'energia di ionizzazione (potenziale di ionizzazione)

è l'energia minima (kJ/mol) richiesta per rimuovere un elettrone (portandolo a distanza infinita) da un atomo gassoso nel suo stato fondamentale.

$$I_1 + X_{(g)} \longrightarrow X^+_{(g)} + e^-$$

I_1 Energia di prima ionizzazione

Ho bisogno di energia per strappare un elettrone ad un atomo neutro ossia per ionizzarlo

$$I_2 + X^+_{(g)} \longrightarrow X^{2+}_{(g)} + e^-$$

I_2 Energia di seconda ionizzazione

Da ione monovalente

$$I_3 + X^{2+}_{(g)} \longrightarrow X^{3+}_{(g)} + e^-$$

I_3 Energia di terza ionizzazione

Da ione bivalente

$$\boxed{I_1 < I_2 < I_3}$$

Tabella 5.2 Le energie di ionizzazione (kJ/mol) dei primi 20 elementi

Z	Elemento	Prima	Seconda	Terza	Quarta	Quinta	Sesta
1	H	1312					
2	He	2373	5251				
3	Li	520	7300	11815			
4	Be	899	1757	14850	21005		
5	B	801	2430	3660	25000	32820	
6	C	1086	2350	4620	6220	38000	47261
7	N	1400	2860	4580	7500	9400	53000
8	O	1314	3390	5300	7470	11000	13000
9	F	1680	3370	6050	8400	11000	15200
10	Ne	2080	3950	6120	9370	12200	15000
11	Na	495.9	4560	6900	9540	13400	16600
12	Mg	738.1	1450	7730	10500	13600	18000
13	Al	577.9	1820	2750	11600	14800	18400
14	Si	786.3	1580	3230	4360	16000	20000
15	P	1012	1904	2910	4960	6240	21000
16	S	999.5	2250	3360	4660	6990	8500
17	Cl	1251	2297	3820	5160	6540	9300
18	Ar	1521	2666	3900	5770	7240	8800
19	K	418.7	3052	4410	5900	8000	9600
20	Ca	589.5	1145	4900	6500	8100	11000

Andamento generale delle energie di prima ionizzazione

Aumento dell'energia di prima ionizzazione

Aumento dell'energia di prima ionizzazione

1 1A	2 2A	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8	9 8B	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
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 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

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

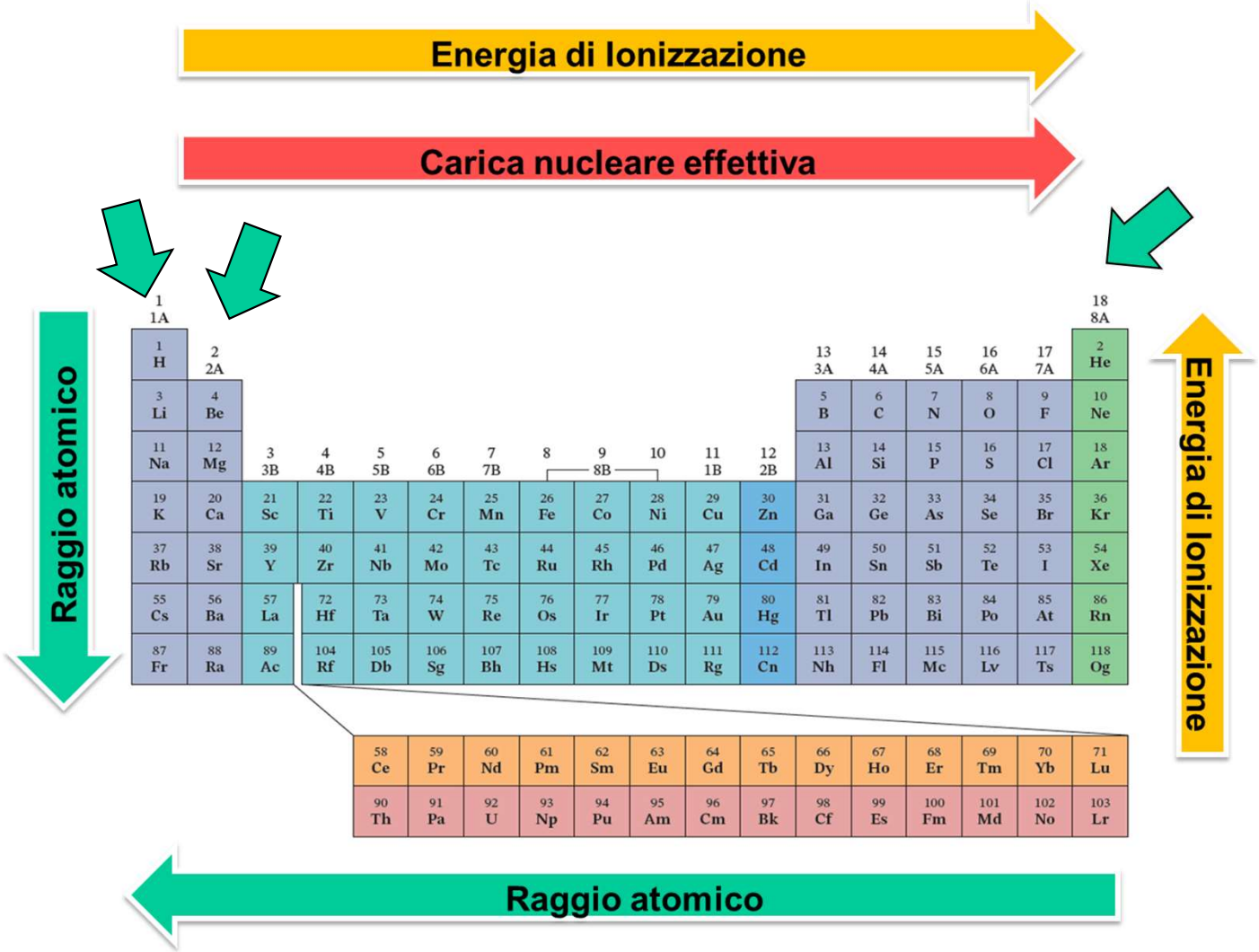
Andamento generale delle energie di prima ionizzazione

Periodicità nella stabilità dell'elettrone attratto meno fortemente dal nucleo

All'aumentare di Z le I_1, a parità di periodo, tendono ad aumentare perché aumenta la Zeff quindi gli elettroni sono trattenuti da una forza attrattiva maggiore quindi per strapparli necessitiamo di maggiore energia di ionizzazione.

All'aumentare di Z ed n, scendendo lungo un gruppo, aumenta la distanza dal nucleo (raggio atomico) quindi diminuisce la forza attrattiva per cui abbiamo bisogno di minore energia di ionizzazione per strappare gli elettroni.

I gas nobili sono i più stabili perché hanno le I_1 più alte.

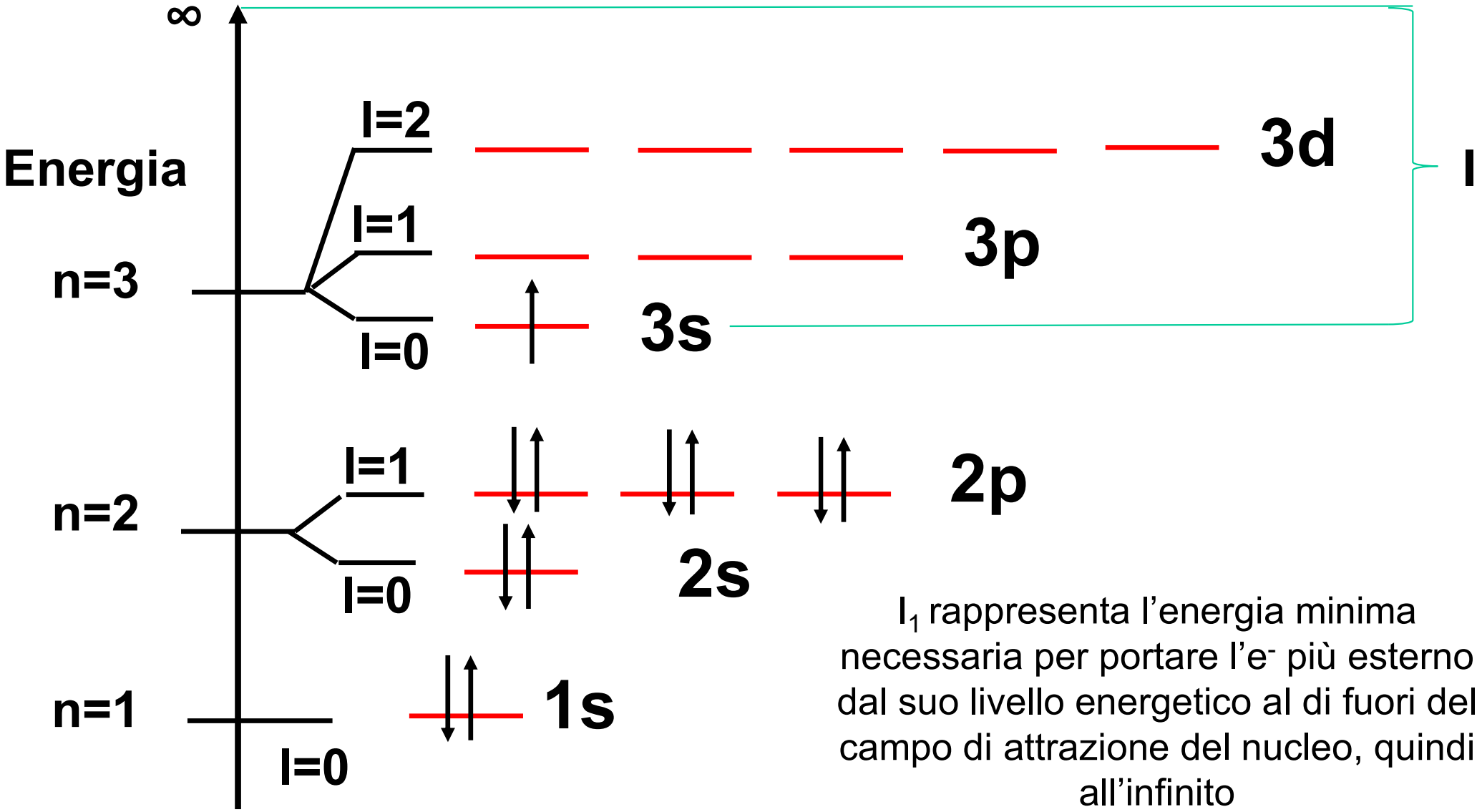


I metalli alcalini (conf. elettr. ns^1) hanno le I_1 più basse perché perdendo l'unico elettrone di valenza assumono la configurazione elettronica del gas nobile che li precede.

I metalli alcalino terrosi (conf. elettr. ns^2) hanno I_1 più alte degli alcalini, perché hanno 2 elettroni di valenza che non si schermano bene, pertanto la carica nucleare effettiva risulta maggiore di quella dei metalli alcalini.

L' energia di ionizzazione (potenziale di ionizzazione)

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



I_1 rappresenta l'energia minima necessaria per portare l'e^- più esterno dal suo livello energetico al di fuori del campo di attrazione del nucleo, quindi all'infinito

Quindi I è anche una misura dell'energia dell'orbitale in cui si trova l'elettrone

Affinità elettronica

È l'energia che si sviluppa quando ad un atomo neutro si aggiunge un elettrone con formazione del suo anione

$$X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)}$$

$\Delta H = -328$ kJ/mol

$$F_{(g)} + e^- \rightleftharpoons F^-_{(g)}$$

AE = +328 kJ/mol

$\Delta H = -141$ kJ/mol

$$O_{(g)} + e^- \rightleftharpoons O^-_{(g)}$$

AE = +141 kJ/mol

è l'inverso della variazione di energia che avviene quando un elettrone è acquisito da un atomo, allo stato gassoso, per formare un anione.

Un valore di **affinità elettronica** elevato (AH più negativo) significa che lo ione negativo è molto stabile, così come un'elevato **potenziale di ionizzazione** indica che l'elettrone nell'atomo è molto stabile.

AE e I bassi **+**

AE e I alti **-**

Affinità elettronica

Tabella 5.3 Affinità elettroniche (kJ/mol) di alcuni elementi rappresentativi e dei gas nobili*

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H							He
73							< 0
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
60	≤ 0	27	122	0	141	328	< 0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
53	≤ 0	44	134	72	200	349	< 0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48	2.4	29	118	77	195	325	< 0
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
47	4.7	29	121	101	190	295	< 0
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45	14	30	110	110	?	?	< 0

* Le affinità elettroniche dei gas nobili, di Be e di Mg non sono state determinate sperimentalmente, ma si ritiene possano essere prossime allo zero o negative.

F^- $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ ➡ [Ne]

Cl^- $[Ne]3s^2\ 3p^6$ ➡ [Ar]

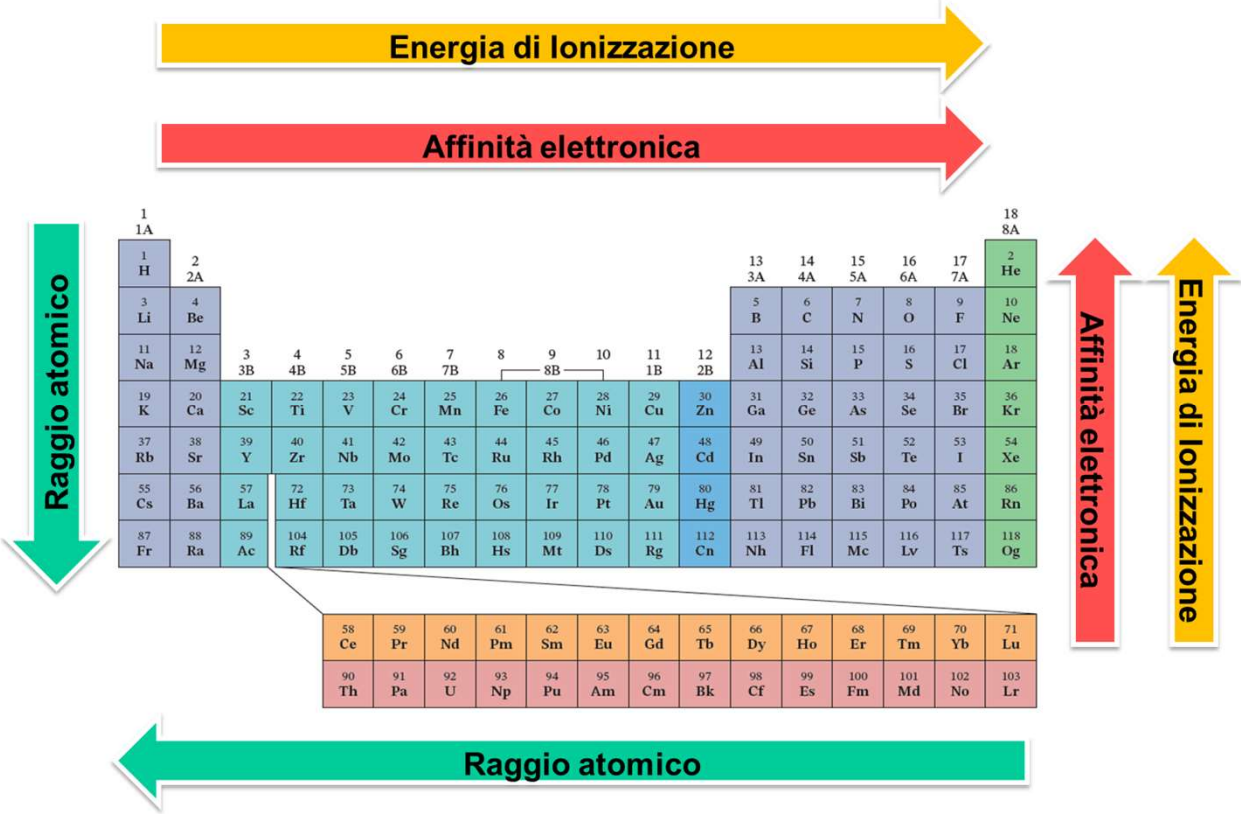
✓ Accettando un elettrone, un alogeno assume la configurazione elettronica stabile del gas nobile che si trova alla sua destra.

✓ I gas nobili hanno valori di AE negativi; gli anioni di questi gas se si formassero sarebbero molto instabili.

- Un valore positivo di affinità elettronica indica un processo spontaneo (esotermico)
- Un valore negativo di affinità elettronica indica un processo non spontaneo (endotermico)

Andamento generale delle I e Ae

- Sono state riscontrate alcune eccezioni (III^ e VI gruppo)



Per gli elementi del III^ gruppo (ns^2 np^1) l'elettrone deve essere allontanato da un orbitale p più esterno che è ben schermato dagli elettroni interni, per cui ha bisogno di meno energia rispetto agli elementi con configurazione esterna ns^2 (II^ gruppo).

Per gli elementi del VI^ gruppo (ns^2 np^4) la presenza di un doppietto elettronico su uno degli orbitali p (invece in quelli del V^ gruppo sono separati per la regola di Hund) causa una maggiore repulsione elettrostatica, determinando un aumento del livello energetico e quindi una riduzione della I.

- È difficile determinare sperimentalmente le Ae

L'elettronegatività di Pauling

Atomi allo stato legato

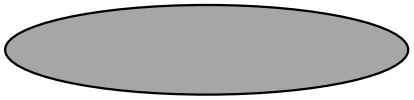
A ●● A A ● ● A A — A

A ●● B A ● ● B A — B

Il legame tra due atomi di stabilisce attraverso una coppia di elettroni (doppietto elettronico)

Rappresentazione di Lewis

Si definisce **elettronegatività** la diversa forza con cui gli atomi attraggono a sé il doppietto elettronico di legame

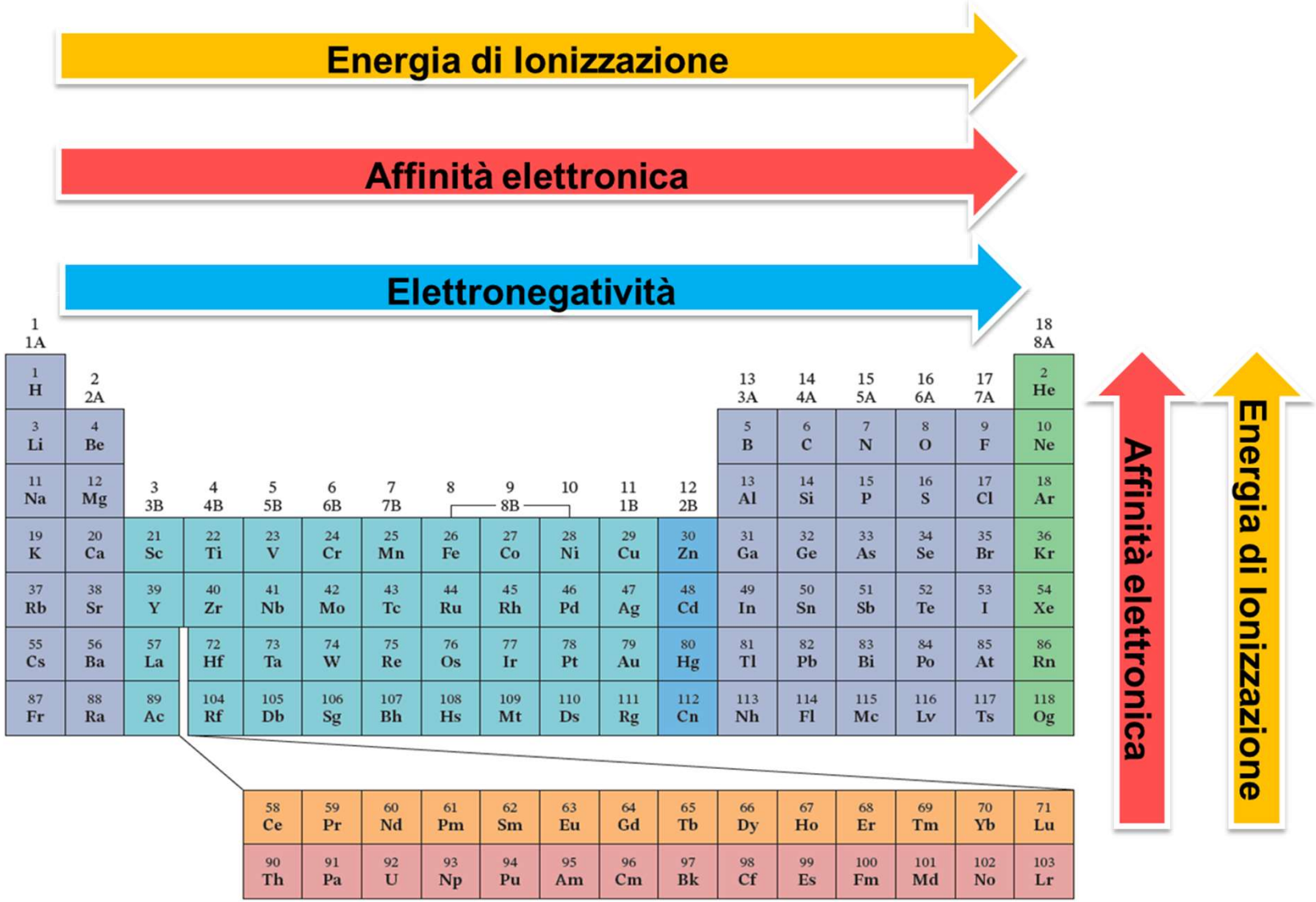
A ●● A A  A

A ●● B A B

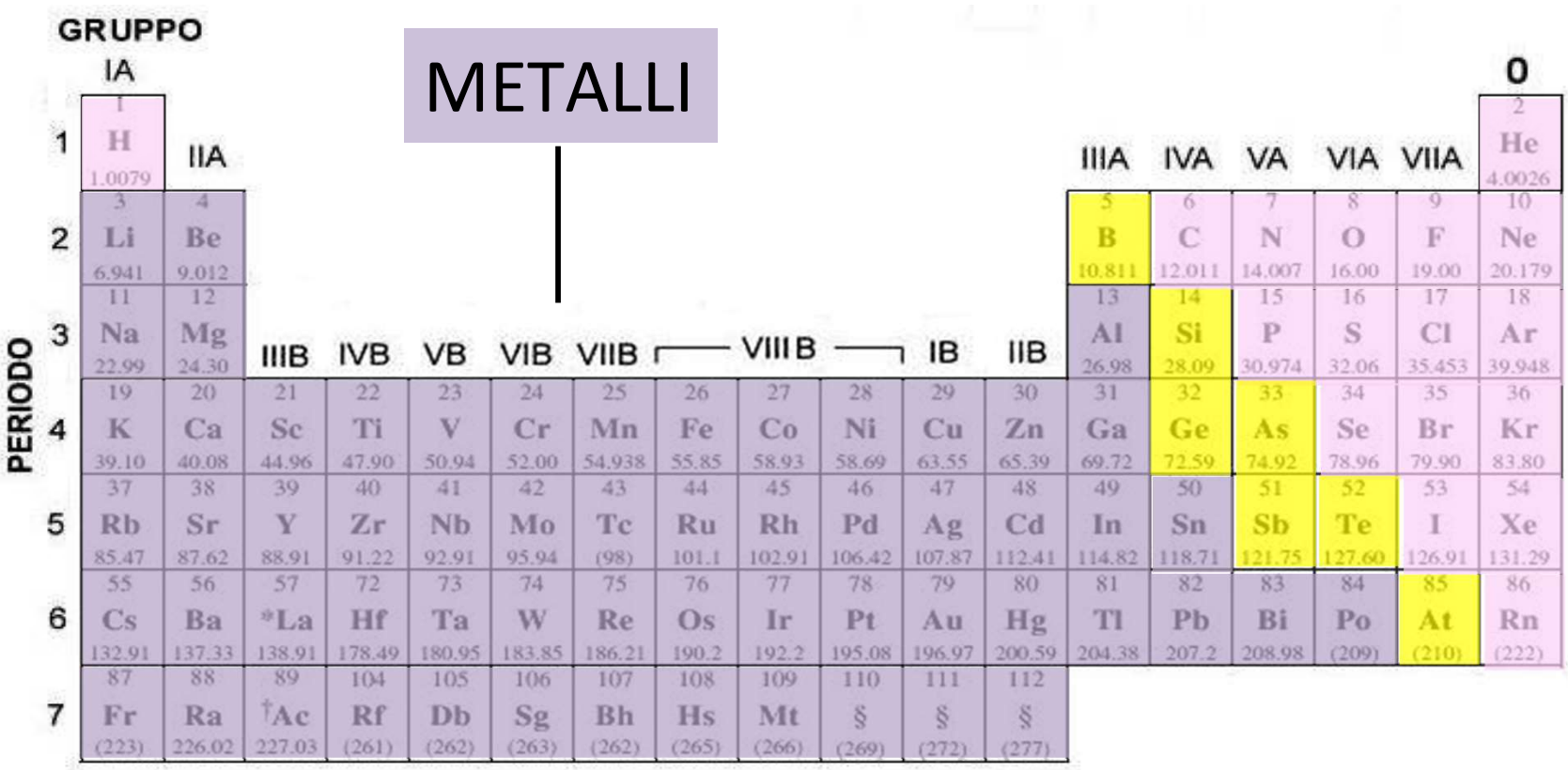
B più elettronegativo di A *(per convezione a destra è sempre l'elemento più elettronegativo)*

L'elettronegatività di Pauling

La scala di elettronegatività di Pauling è una scala relativa, riferita all'idrogeno, a cui è stato assegnato il valore di 2,1.



Carattere metallico e non metallico

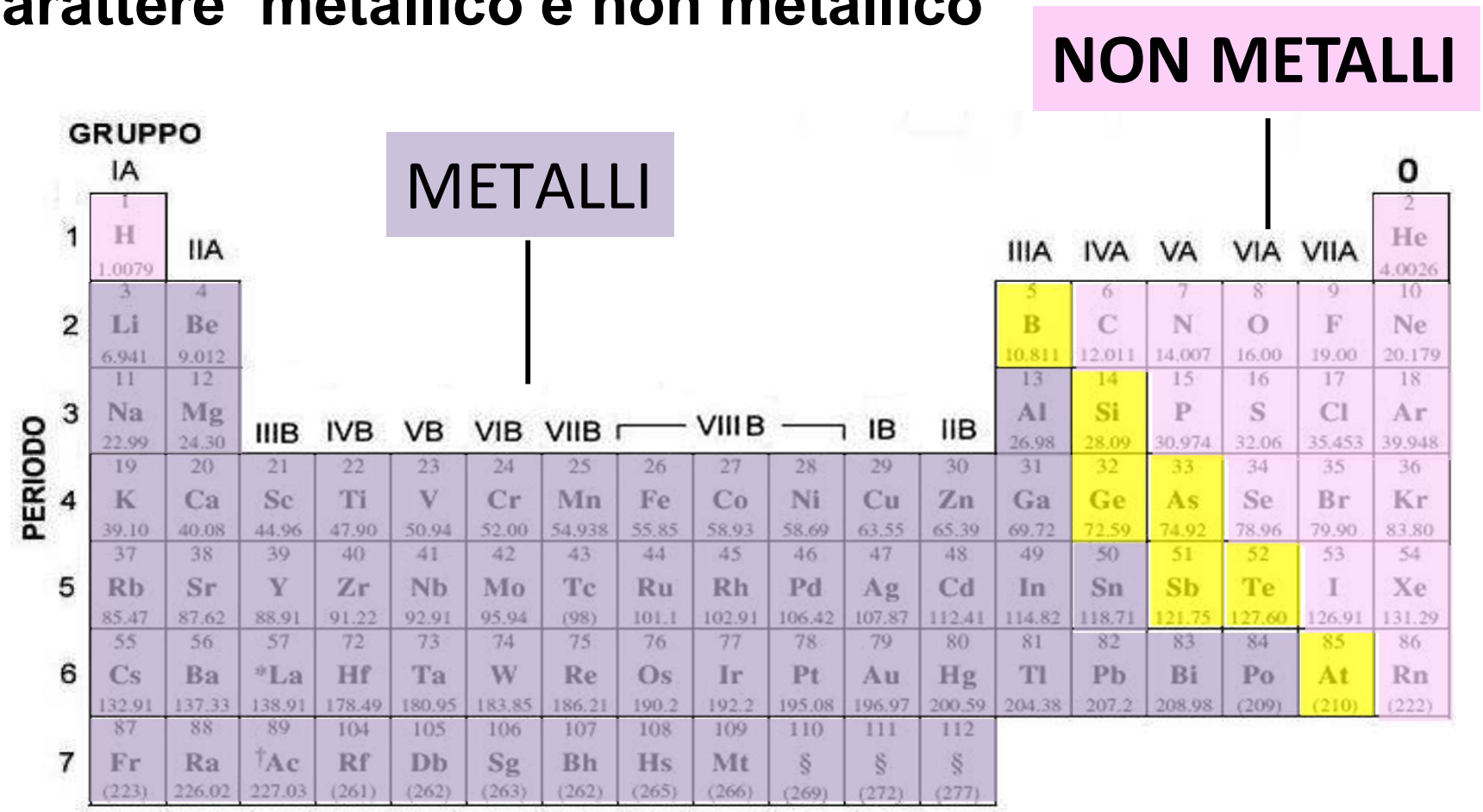


Gli elementi a sinistra della tavola periodica (in particolare quelli del I II e III gruppo ad esclusione del B), hanno bassi valori di elettronegatività (come previsto anche da AE e I), per cui tendono più facilmente a cedere gli e^- formando **cationi stabili**. Quindi si comportano da donatori di e^- ossia da **riducenti.**

Reagiscono con l'Ossigeno formando ossidi a carattere basico

Carattere metallico: conducibilità elettrica e termica, duttilità, malleabilità…

Carattere metallico e non metallico

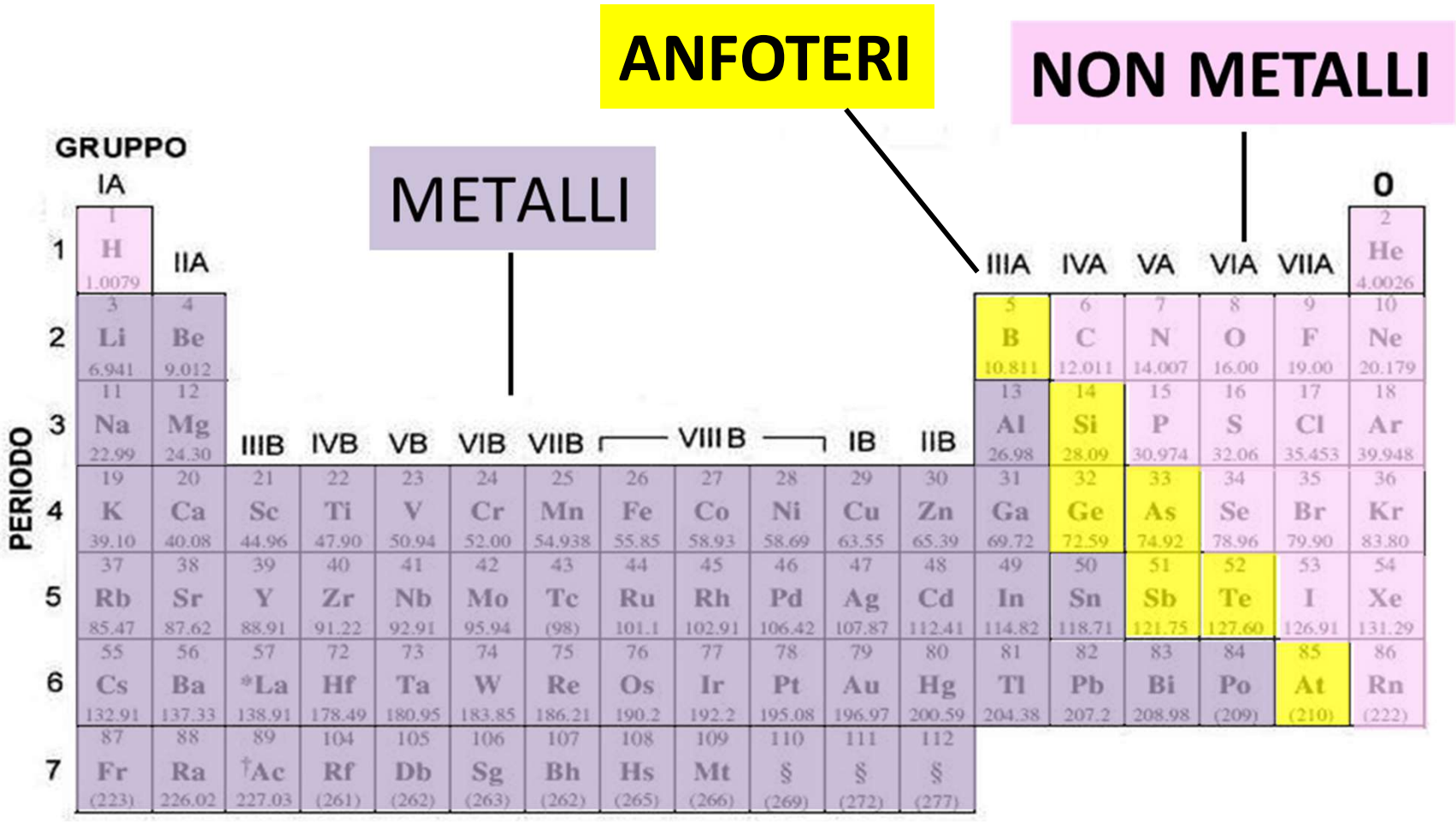


Gli elementi a destra della tavola periodica sono più elettronegativi (come previsto anche da AE e I), per cui tendono ad acquistare e^- piuttosto che a cederli, formando **anioni stabili**. Quindi si comportano da **ossidanti.**

Reagiscono con l'Ossigeno formando ossidi acidi

Carattere non metallico: scarsa conducibilità elettrica e termica

Carattere metallico e non metallico



Elementi a carattere semimetallico o anfotero, possono comportarsi sia da metalli che da non metalli

METALLI

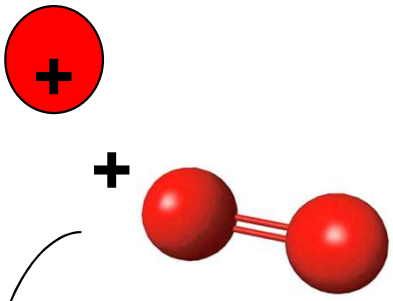
- Solidi (escluso Hg)
- Lucenti (effetto fotoelettrico)
- Duttili
- Malleabili
- Buoni conduttori

NON METALLI

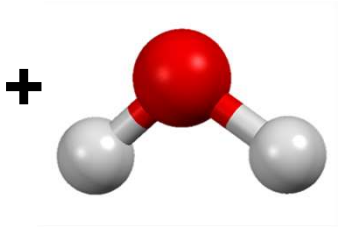
- Gassosi, solidi. liquidi
- Non Lucenti
- Non Duttili
- Non Malleabili
- Cattivi conduttori

Calore
Elettricità

cationi

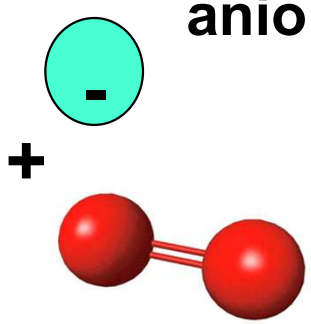


Ossidi solidi

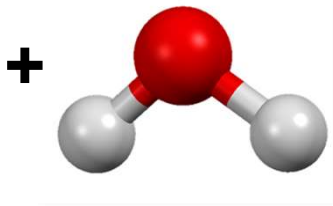


Idrossidi (pH basico)

anioni



Anidridi (Ossidi gassosi)

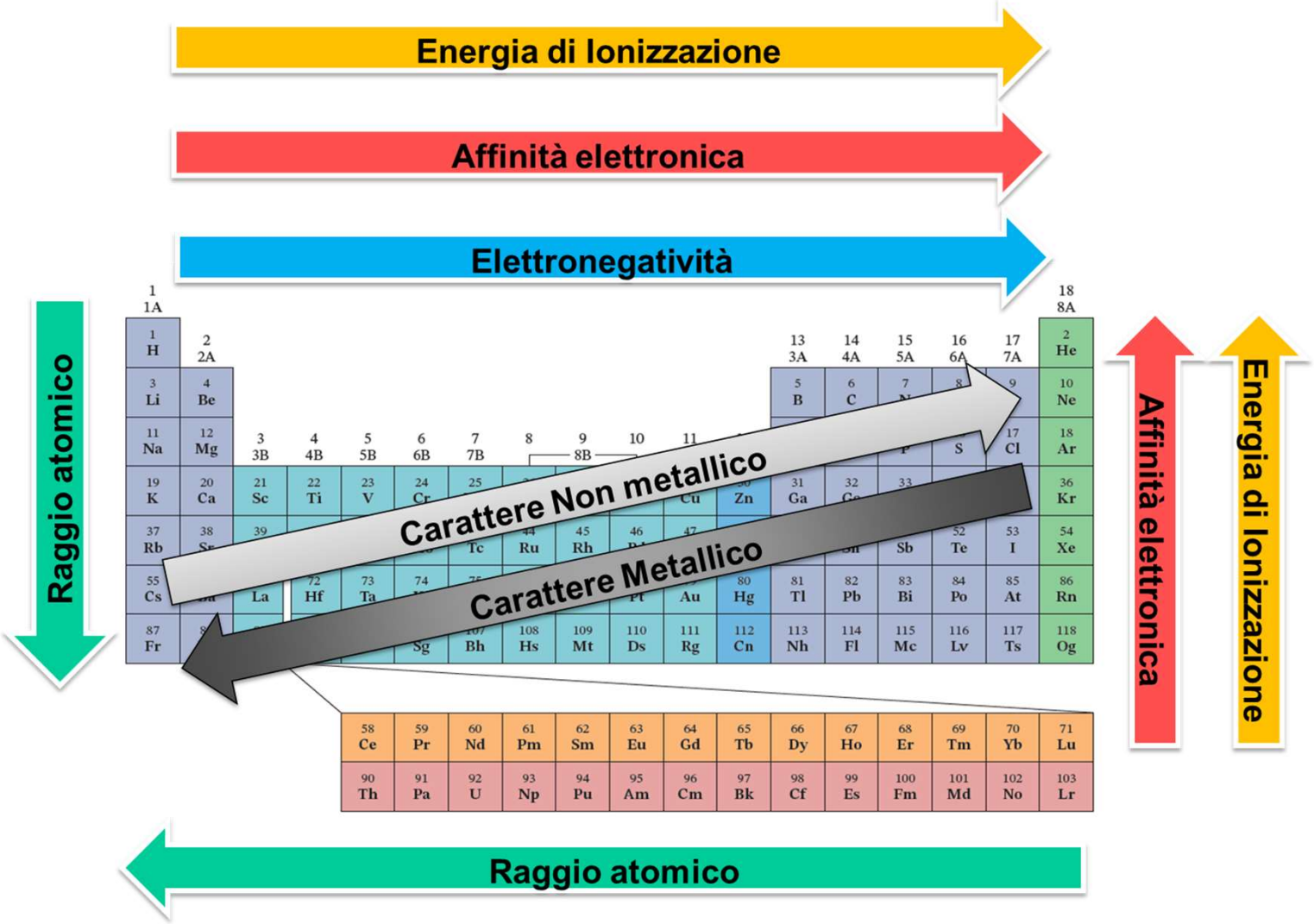


Acidi (pH acido)

Carattere metallico e non metallico

Le caratteristiche metalliche aumentano scendendo lungo un gruppo e spostandosi verso sinistra lungo un periodo. In tal modo gli elementi che presentano le caratteristiche metalliche più spiccate sono quelli in basso a sinistra della tabella periodica.

Evidentemente per ragioni opposte gli elementi che presentano le caratteristiche non metalliche più accentuate si trovano in alto a destra nella tabella periodica



Elementi del Gruppo 1A (ns^1, $n \geq 2$)

Metalli alcalini

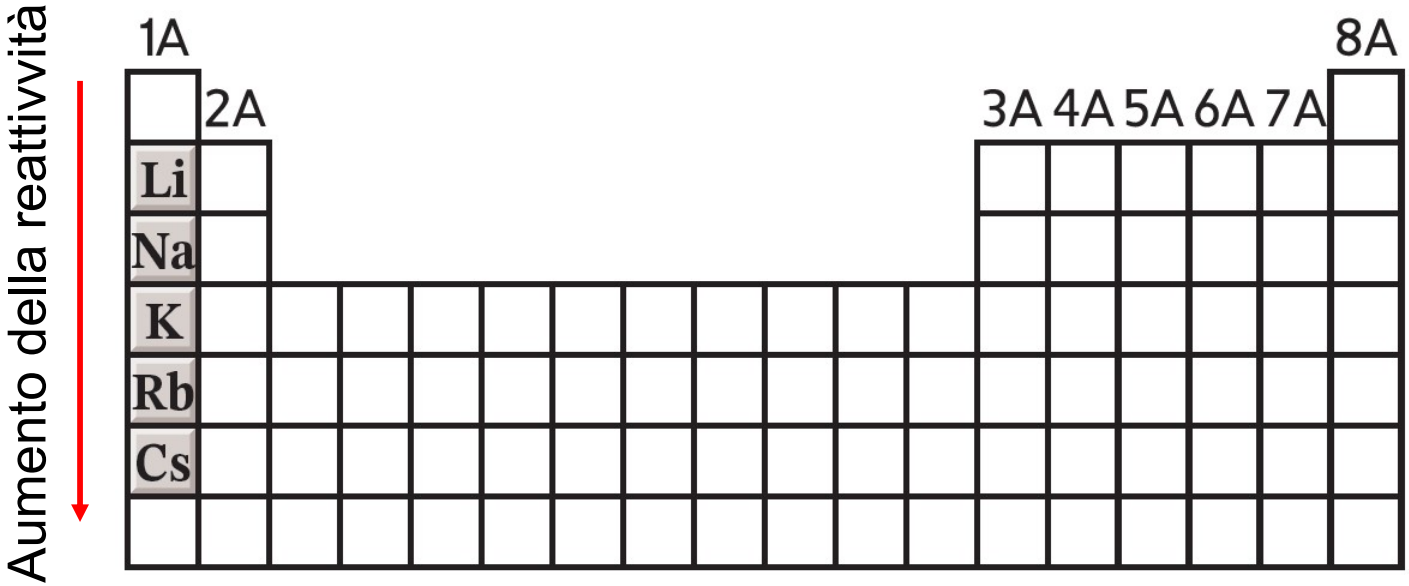
$$M \longrightarrow M^{+1} + 1e^-$$

$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

$$4M_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2M_2O_{(s)}$$

Hanno basse energie di ionizzazione, per cui una grande tendenza a perdere il loro elettrone di valenza e quindi si trovano sottoforma di cationi monovalenti

Sono molto reattivi



Elementi del Gruppo 1A (ns^1, $n \geq 2$)

©Ken Karp/McGraw-Hill Education

Litio (Li)

©Ken Karp/McGraw-Hill Education

Sodio (Na)

©Jill Braaten/McGraw-Hill Education

Potassio (K)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Rubidio (Rb)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Cesio (Cs)

Elementi del Gruppo 2A (ns^2, $n \geq 2$)

Metalli alcalino terrosi

Aumento della reattività

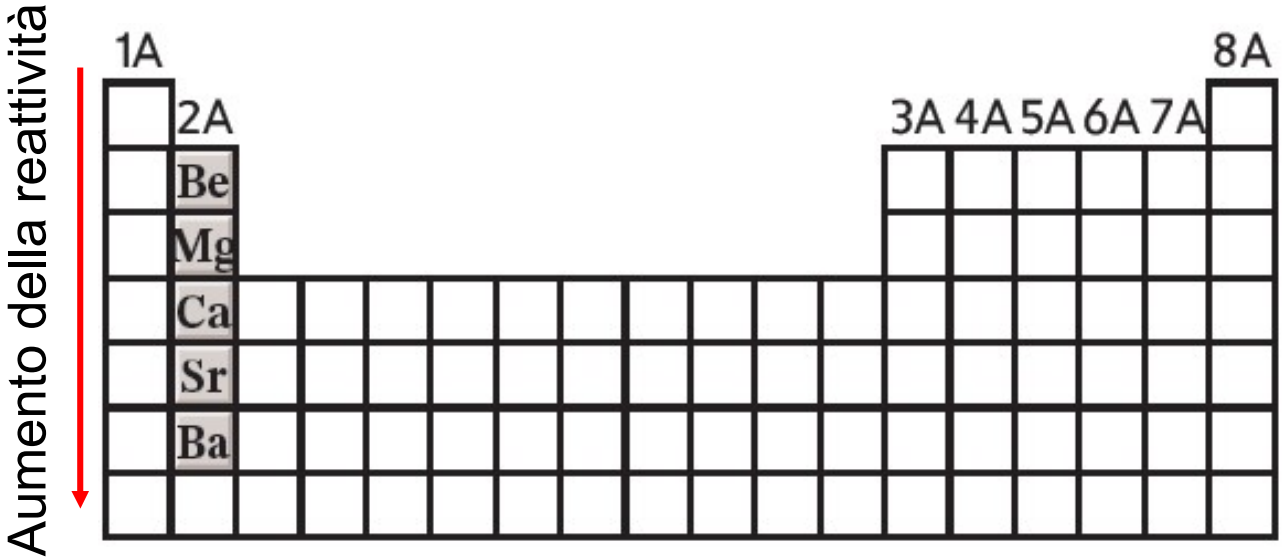
$$M \longrightarrow M^{+2} + 2e^-$$

$$Be_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow \text{Nessuna Reazione}$$

$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(g)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

$$M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow M(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)} \quad M = Ca, Sr, \text{ or } Ba$$

Sono meno reattivi del I^ gruppo



Elementi del Gruppo 2A (ns^2, $n \geq 2$)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Berillio (Be)

©Charles D. Winters/McGraw-Hill Education

Magnesio (Mg)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

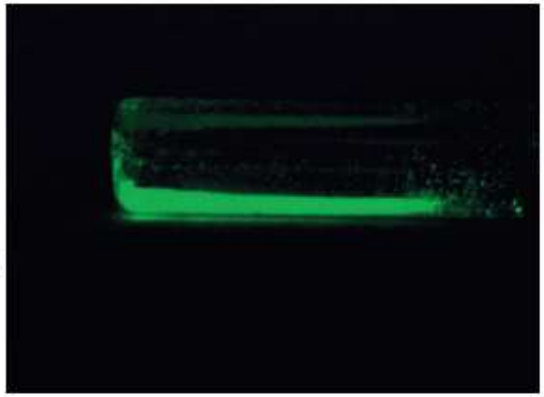
Calcio (Ca)

©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Stronzio (Sr)

©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Bario (Ba)



©Fred Baye

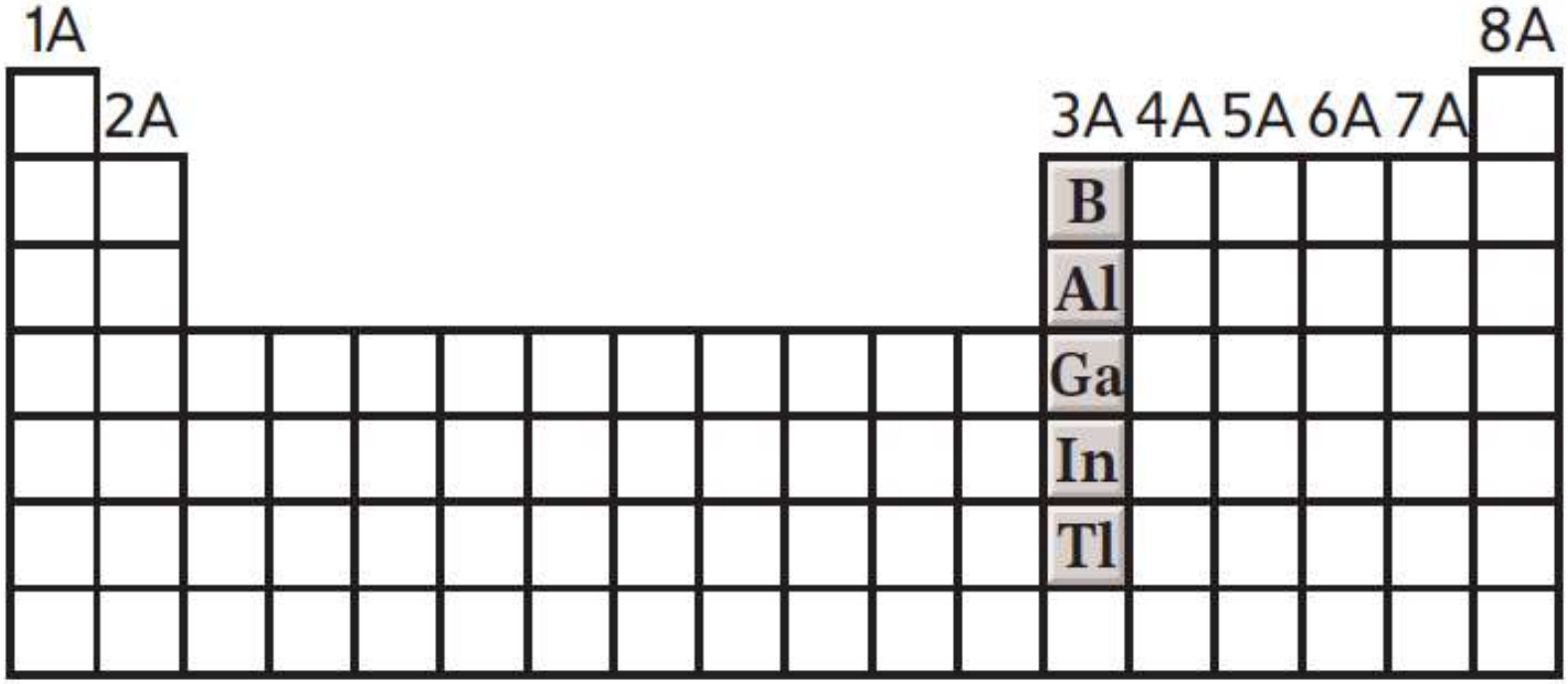
Radio (Ra)

Elementi del Gruppo 3A (ns^2np^1, $n \geq 2$)

Metalli (tranne il B)

$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$ Ossidazione

$2Al_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Al^{3+}_{(aq)} + 3H_{2(g)}$ Formano cationi trivalenti



Elementi del Gruppo 3A (ns^2np^1, $n \geq 2$)

Boro (B)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Alluminio (Al)

©Jill Braaten

Gallio (Ga)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Indio (In)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

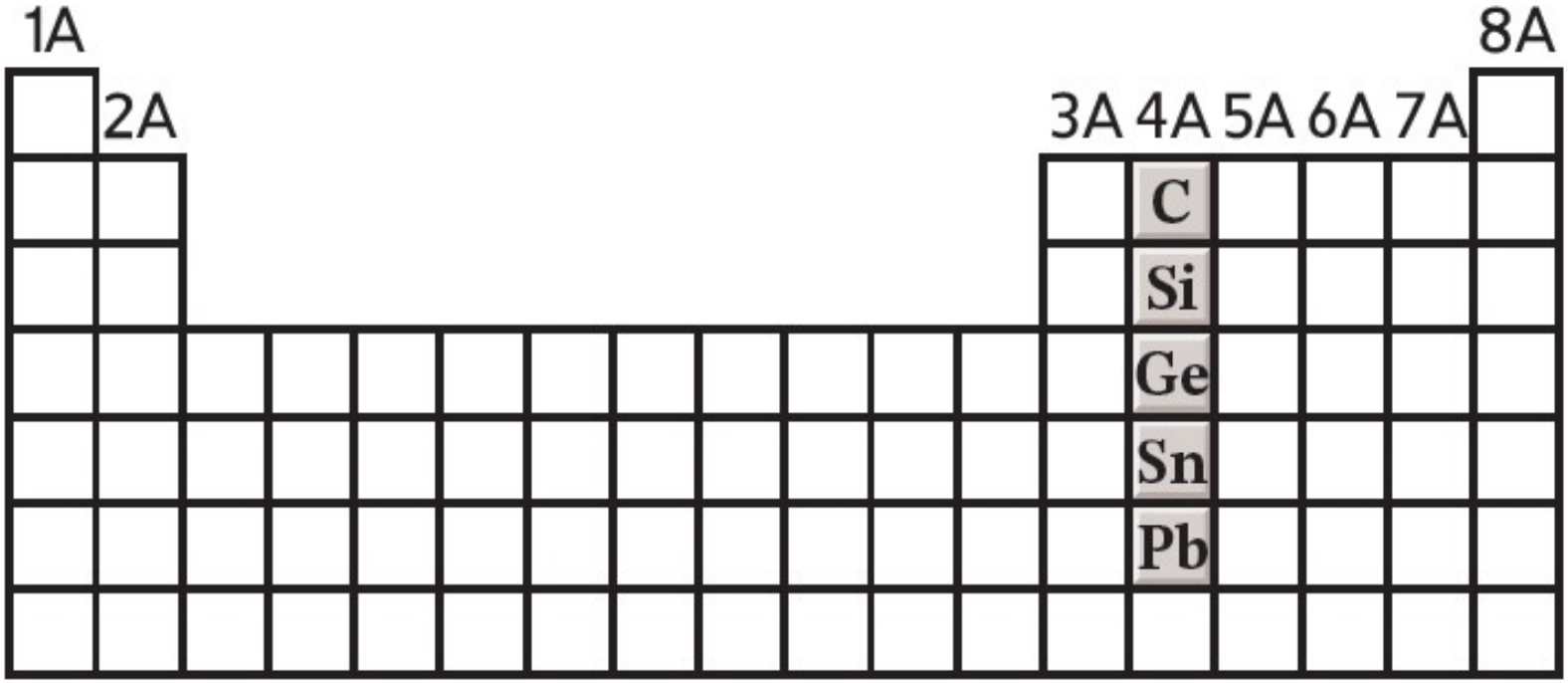
Elementi del Gruppo 4A (ns^2np^2, $n \geq 2$)

Non metalli e anfoteri

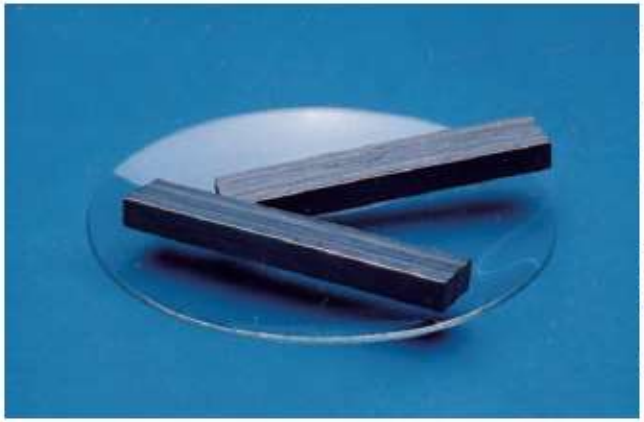
$$Sn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

$$Pb_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Pb^{2+}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

Non reagiscono con H_2O ma con gli acidi



Elementi del Gruppo 4A (ns^2np^2, $n \geq 2$)



©Ken Karp/McGraw-Hill Education

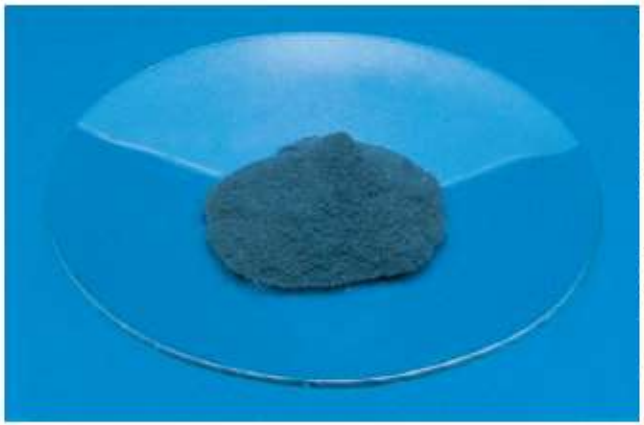
Carbonio (grafite)

©Steve Hamblin/Alamy Stock Photo

Carbonio (diamante)

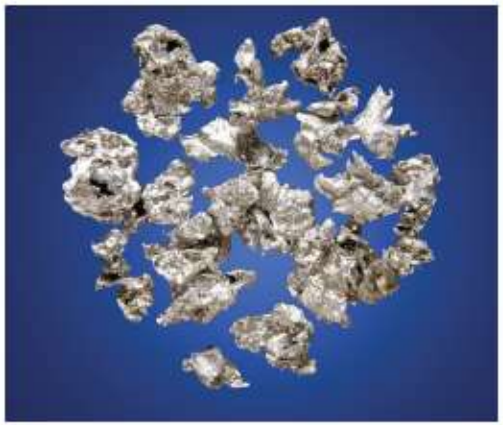
©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Silicio (Si)



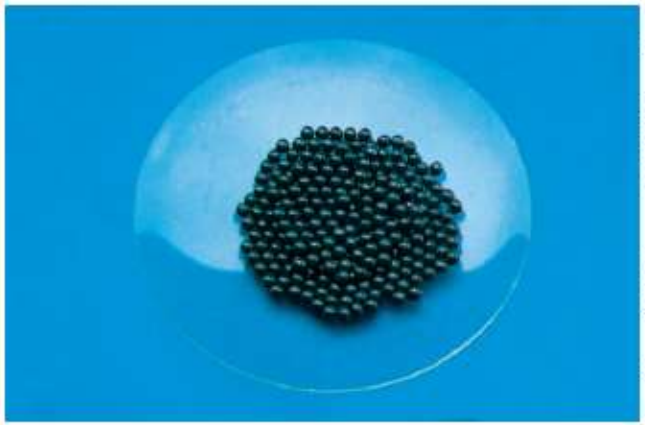
©Ken Karp/McGraw-Hill Education

Germanio (Ge)



©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Stagno (Sn)



©Ken Karp/McGraw-Hill Education

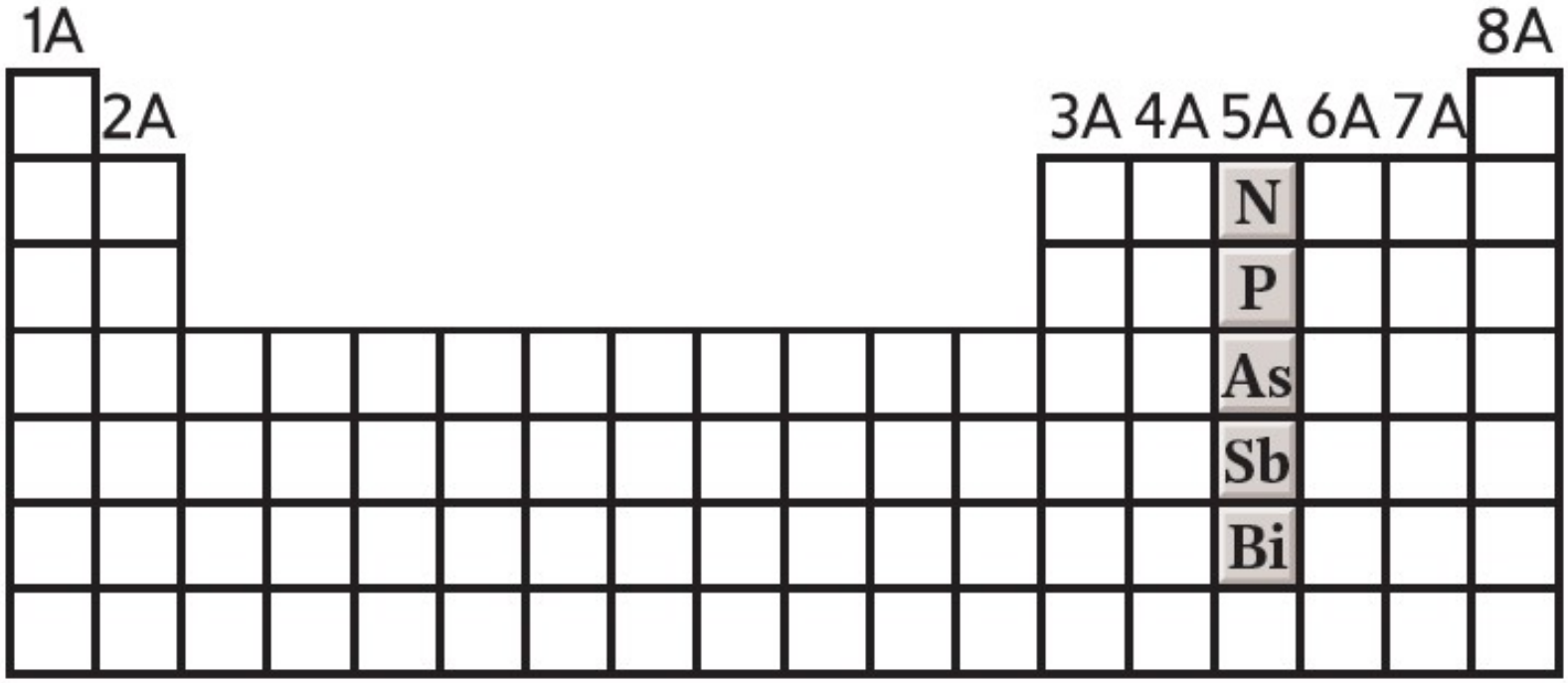
Piombo (Pb)

Elementi del Gruppo 5A (ns^2np^3, $n \geq 2$)

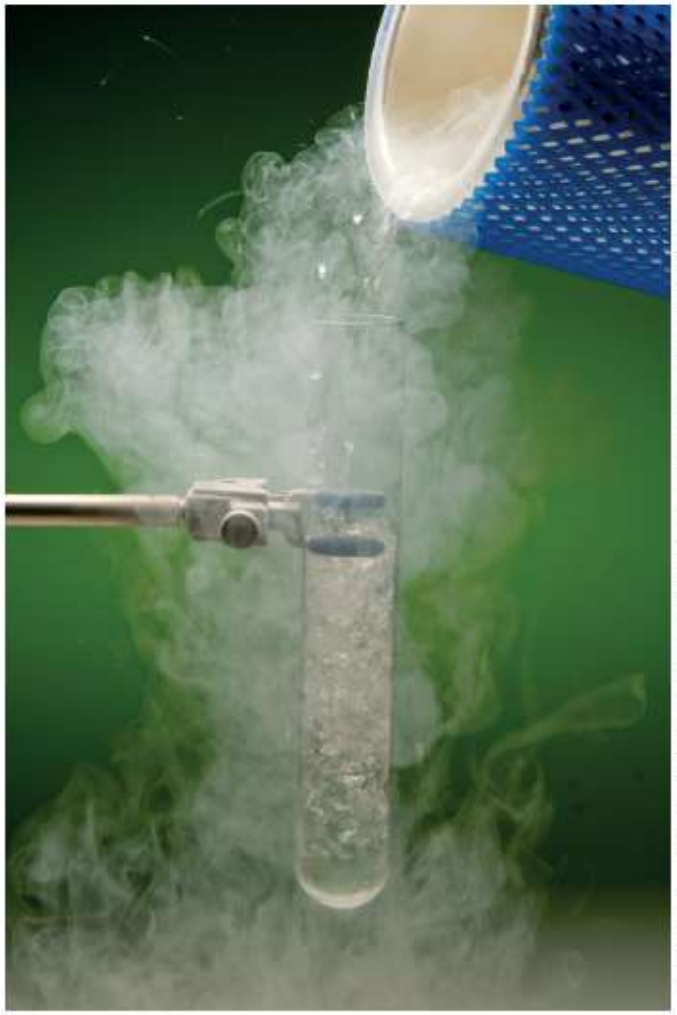
N e P non metalli, As e Sb metalloidi, Bi metallo

$$N_2O_{5(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2HNO_{3(aq)}$$

$$P_4O_{10(s)} + 6H_2O_{(l)} \longrightarrow 4H_3PO_{4(aq)}$$



Elementi del Gruppo 5A (ns^2np^3, $n \geq 2$)



©Charles D. Winters/Timeframe Photography, Inc./McGraw-Hill Education

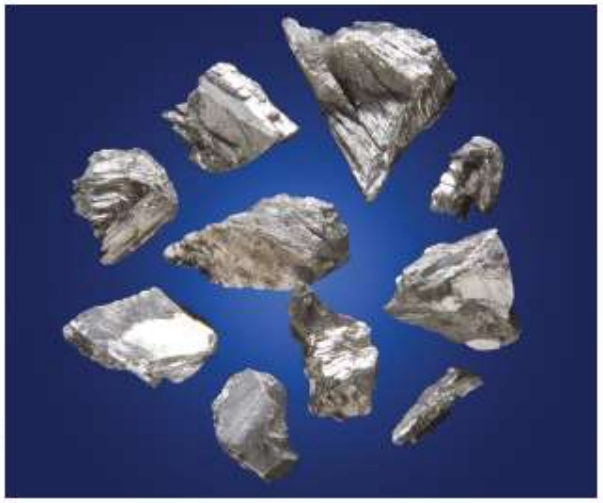
Azoto (N_2)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Arsenico (As)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

Fosforo bianco e rosso (P)



©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Antimonio (Sb)

©Stephen Frisch/McGraw-Hill Education

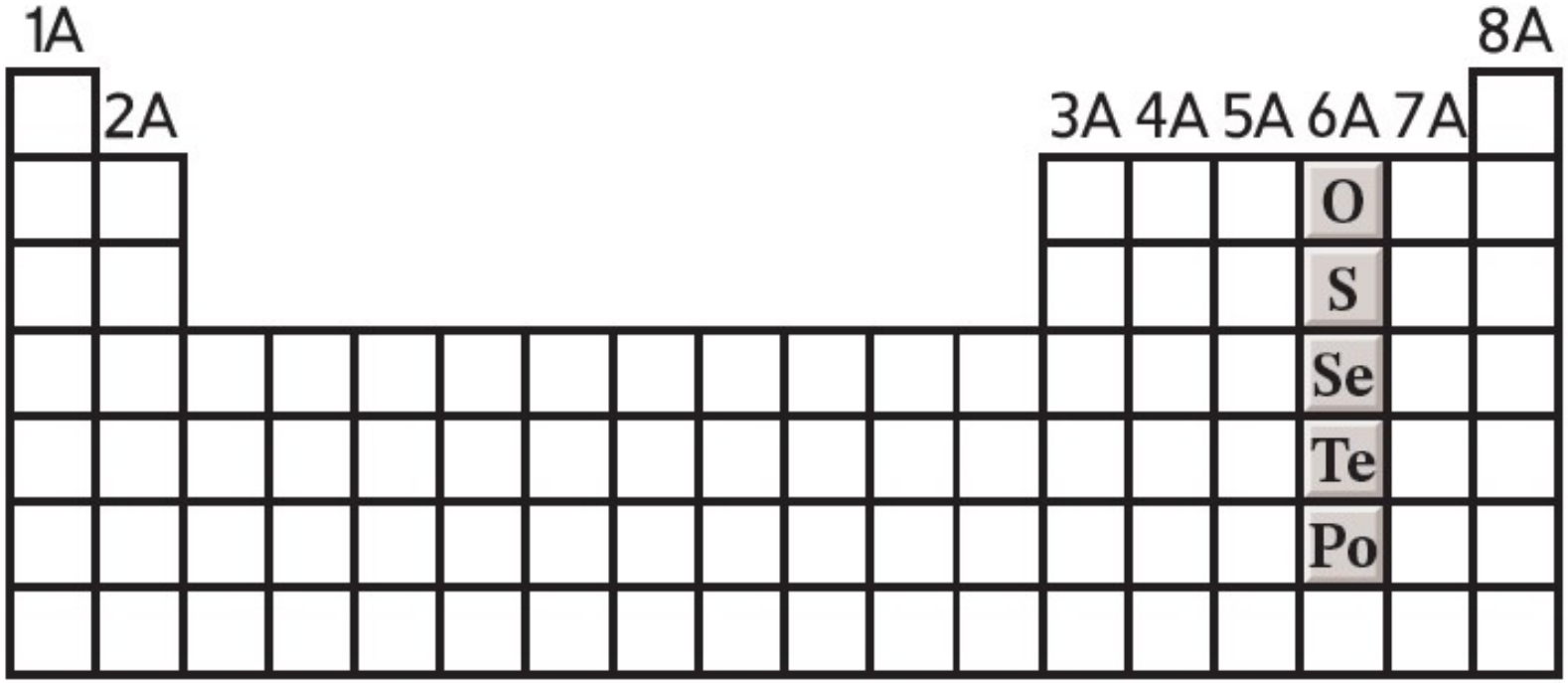
Bismuto (Bi)

Elementi del Gruppo 6A (ns^2np^4, $n \geq 2$)

O, S e Se non metalli, Te e Po metalloidi

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

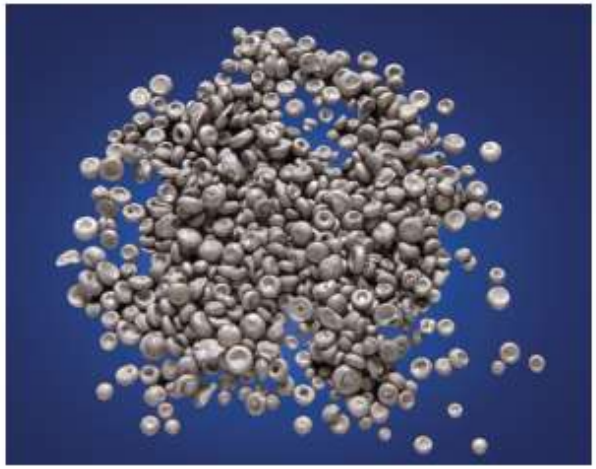
Formano un gran numero di composti con i non metalli



Elementi del Gruppo 6A (ns^2np^4, $n \geq 2$)

©Tom Grundy/Shutterstock

Zolfo (S_8)



©Charles D. Winters/ McGraw-Hill Education

Selenio (Se_8)

©Ken Karp/McGraw-Hill Education

Tellurio (Te)

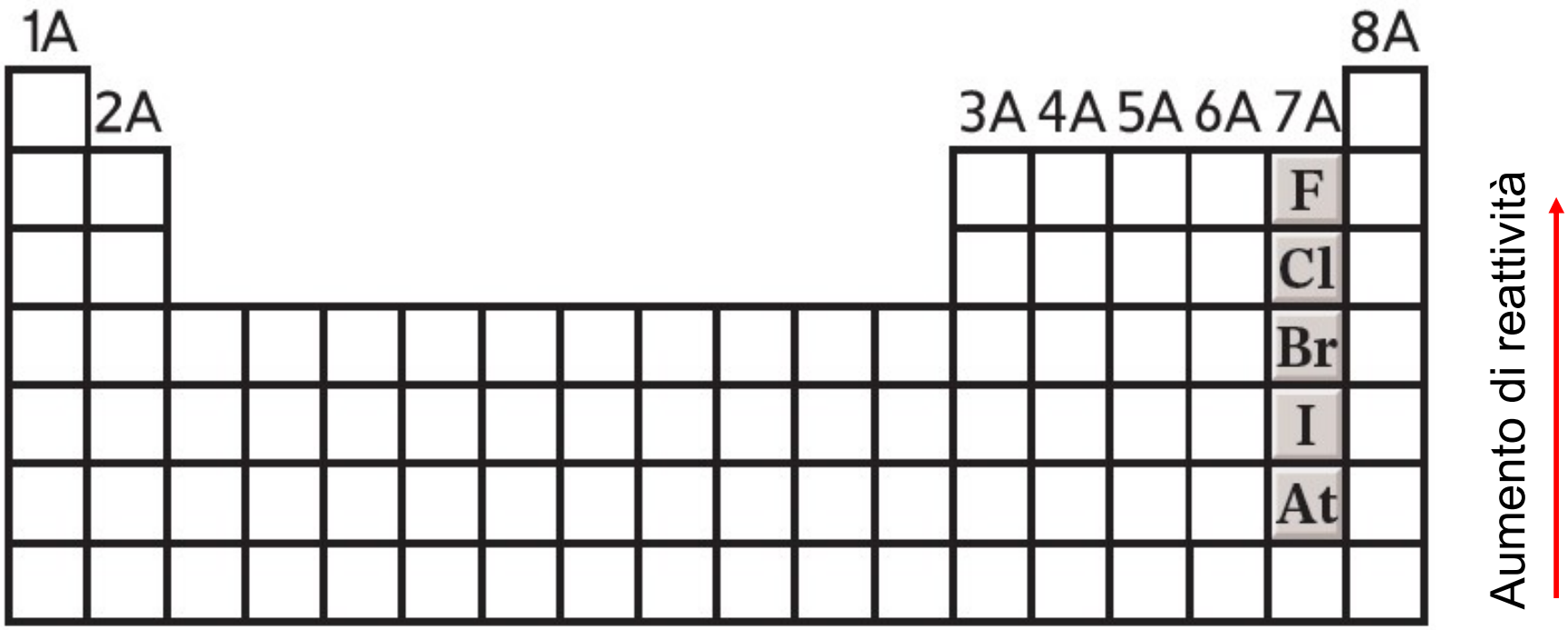
Elementi del Gruppo 7A (ns^2np^5, $n \geq 2$)

Alogeni

$$X + 1e^- \longrightarrow X^{-1}$$

$$X_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HX_{(g)}$$

Hanno elevati valori di I e valori alti e positivi di AE, sono molto reattivi.
Formano anioni, gli alogenuri.

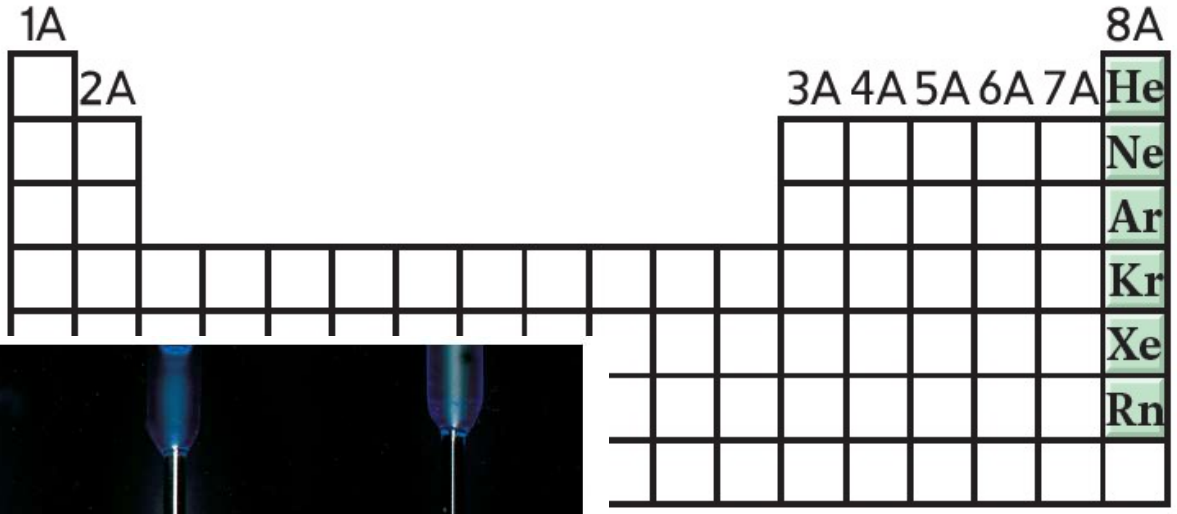


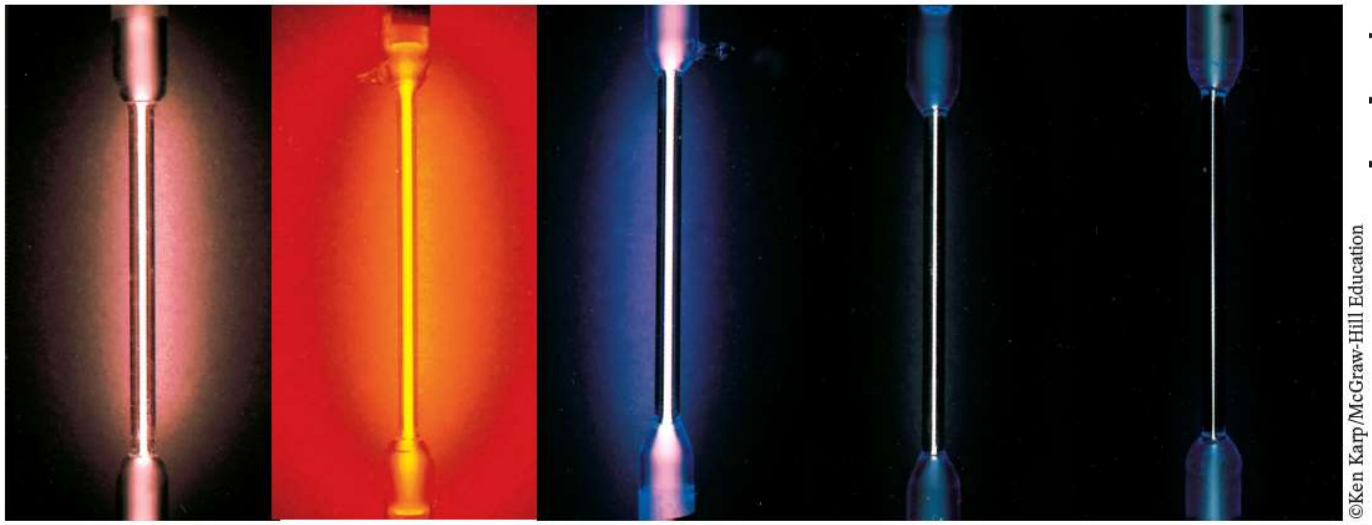
Elementi del Gruppo 7A (ns^2np^5, $n \geq 2$)

Elementi del Gruppo 8A (ns^2np^6, $n \geq 2$)

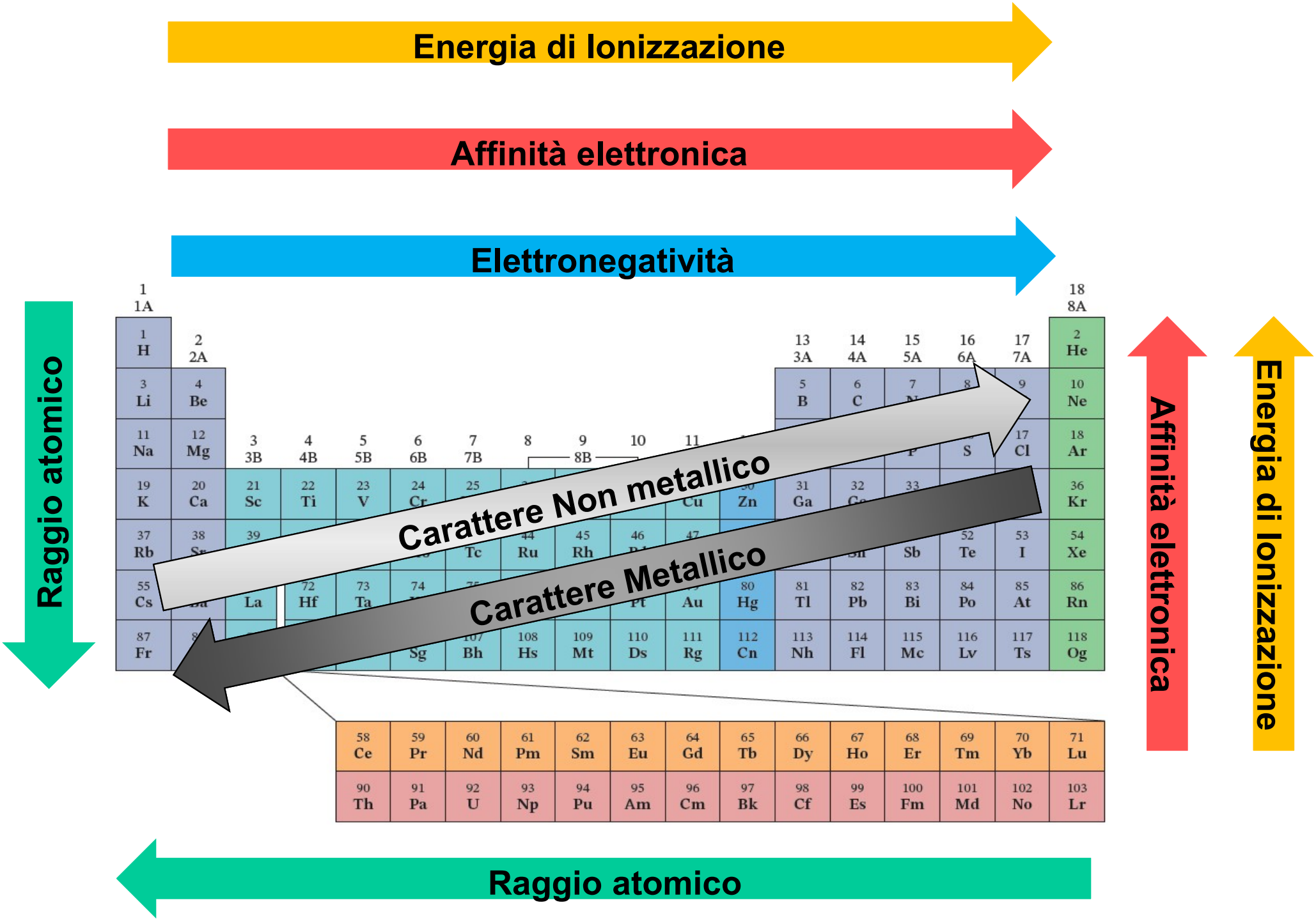
Gas nobili Esistono come specie monoatomiche stabili.

Sottolivelli *ns* e *np* completi. Energie di ionizzazione più alte tra tutti gli elementi. Nessuna tendenza ad accettare elettroni extra.





Elio (He) Neon (Ne) Argon (Ar) Kripton (Kr) Xenon (Xe)


Energia di Ionizzazione
Affinità elettronica
Elettronegatività
Raggio atomico
Carattere Non metallico
Carattere Metallico
Affinità elettronica
Energia di Ionizzazione
Raggio atomico