

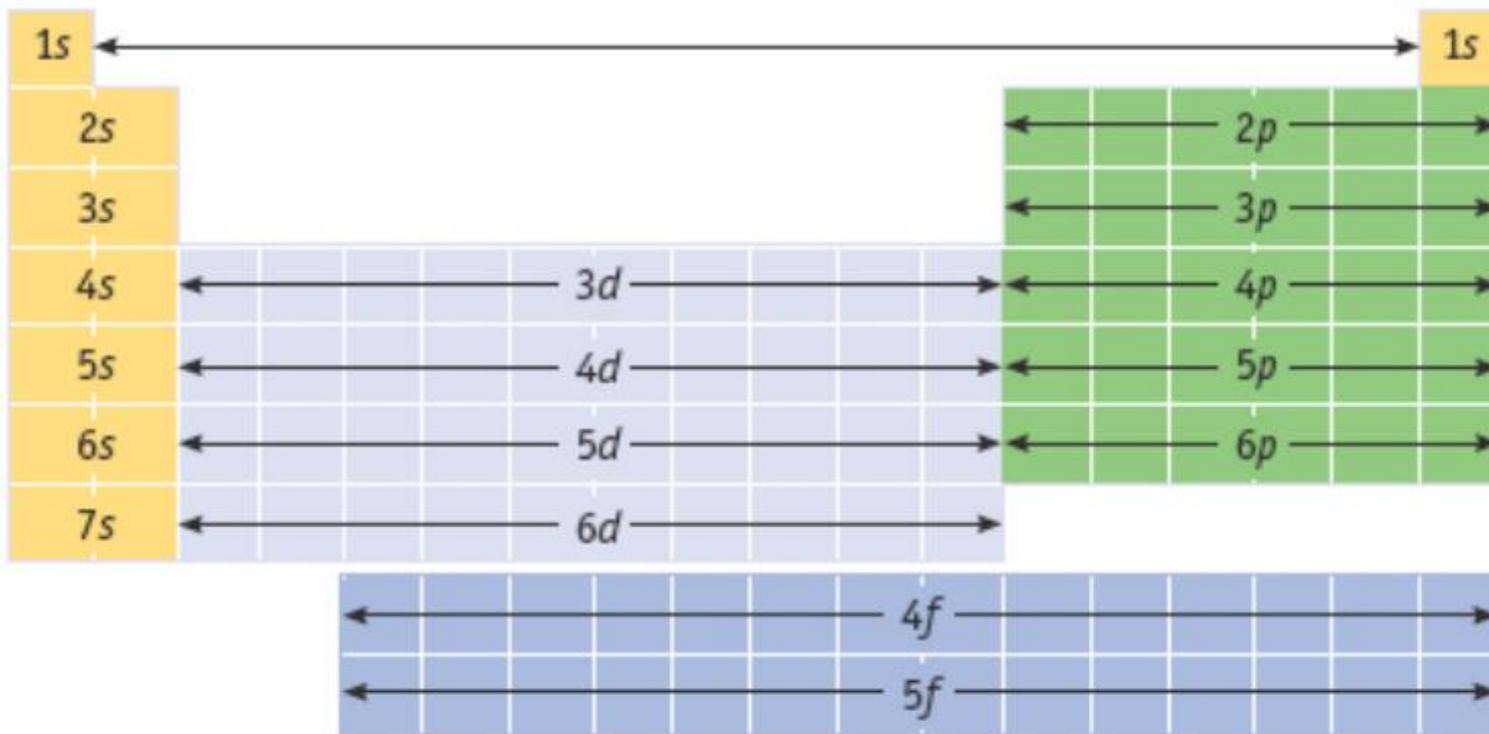
Tavola periodica

Periodo = riga

gli elementi appartenenti ad uno stesso periodo hanno **numero atomico** (e quindi numero di elettroni) **crescente da sinistra verso destra**, fino a riempimento di uno strato caratterizzato da un certo numero quantico principale n

Gruppo = colonna:

gli elementi appartenenti allo stesso gruppo hanno la **stessa configurazione elettronica esterna**, ma n crescente dall'alto verso il basso

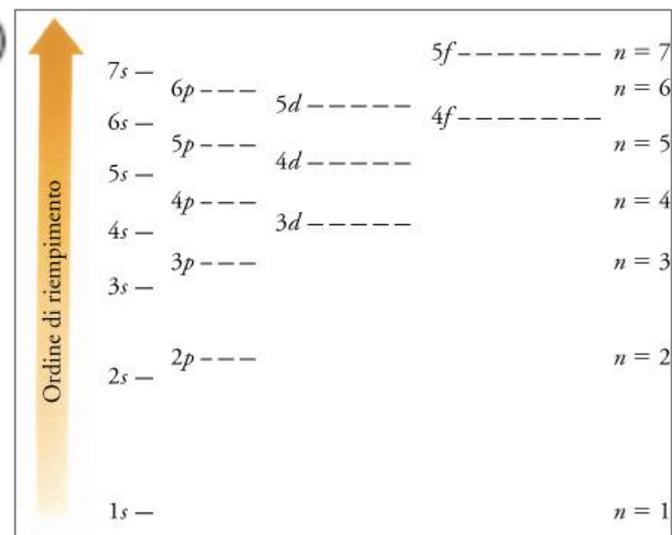


s-block elements

d-block elements (transition metals)

p-block elements

f-block elements: lanthanides (4f) and actinides (5f)



Gruppo VIII A: Gas Nobili

Gli elementi del gruppo più a destra corrispondono al riempimento completo di un sottostrato p (eccetto l'He), che è molto più basso in energia del sottostrato successivo, e quindi ad una configurazione molto stabile.

Tali elementi

He elio $1s^2$

Ne neon $1s^2 2s^2 2p^6$

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

Kr kripton $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

sono quindi non reattivi e noti come **gas nobili** e costituiscono il gruppo **VIII A** della tavola periodica

GRUPPO I A: METALLI ALCALINI

Elementi dello stesso gruppo (colonna) della tavola periodica hanno configurazioni elettroniche di valenza analoghe.

Ad esempio gli elementi del gruppo IA hanno configurazioni:

H	idrogeno	$1s^1$ (eccezione)
Li	litio	$[\text{He}] 2s^1$
Na	sodio	$[\text{Ne}] 3s^1$
K	potassio	$[\text{Ar}] 4s^1$

hanno tutti un solo elettrone di valenza ed una configurazione ns^1

Gli elementi del primo gruppo sono noti come **METALLI ALCALINI** (eccetto H) ed hanno proprietà chimiche molto simili; ad esempio **formano facilmente ioni Li^+ , Na^+ , K^+**

Gruppo IIA: METALLI ALCALINO-TERROSI

Be	berillio	[He] 2s²
Mg	magnesio	[Ne] 3s²
Ca	calcio	[Ar] 4s²
Sr	stronzio	[Kr] 5s²

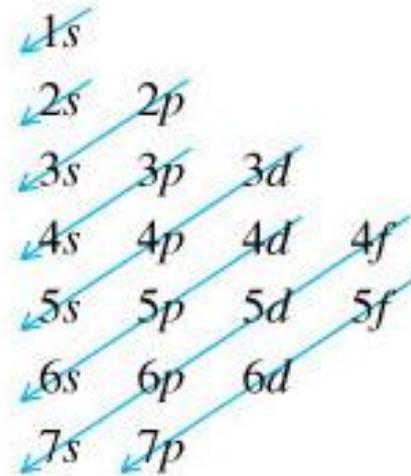
Essi sono noti come **METALLI ALCALINO-TERROSI**.

Hanno tutti una **configurazione degli elettroni di valenza ns²** e proprietà chimiche simili.

La somiglianza tra le configurazioni degli elettroni di valenza spiega la somiglianza tra le proprietà chimiche all'interno dei gruppi. In molti casi è sufficiente solo conoscere la configurazione di valenza che si può ricavare dal numero del gruppo.

Anomalie nella configurazione elettronica degli elementi di transizione

Sc	$[\text{Ar}]3d^14s^2$	Fe	$[\text{Ar}]3d^64s^2$
Ti	$[\text{Ar}]3d^24s^2$	Co	$[\text{Ar}]3d^74s^2$
V	$[\text{Ar}]3d^34s^2$	Ni	$[\text{Ar}]3d^84s^2$
Cr	$[\text{Ar}]3d^54s^1$	Cu	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$
Mn	$[\text{Ar}]3d^54s^2$	Zn	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$



*quando è possibile una configurazione con il riempimento **a metà** o **totale** degli orbitali d, essa è favorita rispetto alle altre*

Quando Z è molto alto, la differenza di energia fra i vari tipi di orbitali diventa molto piccola, e si possono avere delle configurazioni abbastanza imprevedibili.

Numero atomico

8

Massa atomica

15,9994

Ossigeno

Elettronegatività

3,5

O

-2

**Prima
ionizzazione
(eV)**

13,61

**Numeri di
ossidazione**

0,66

[He] 2s² 2p⁴

Raggio atomico (Å)

Proprietà fisiche e chimiche

Raggio atomico

Energia di ionizzazione

Affinità elettronica

Numeri di ossidazione

Struttura cristallina

Raggio atomico

diminuiscono da sinistra a destra lungo un periodo

Aumentano andando dall'alto verso il basso lungo un Gruppo

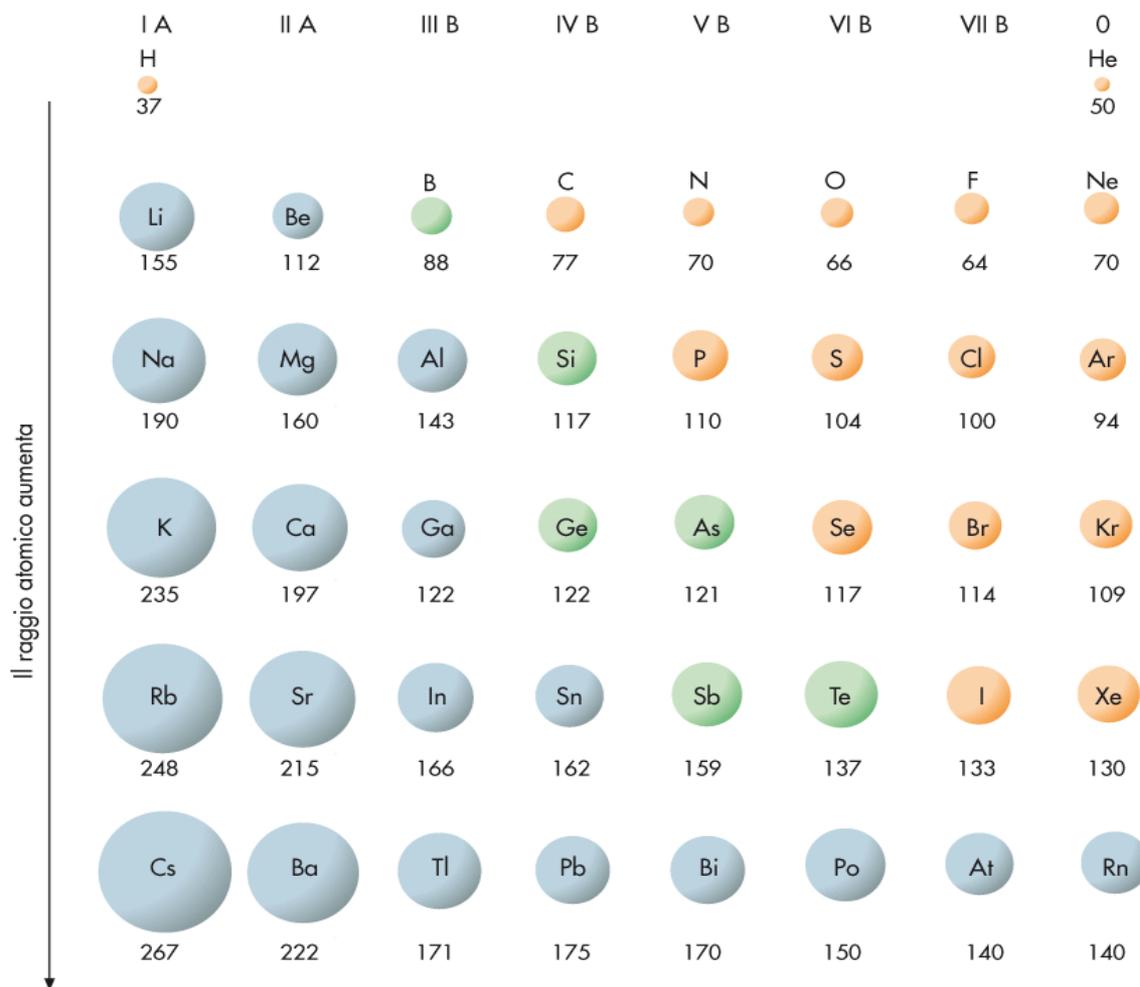


Figura 3.5

Raggi atomici di alcuni elementi, espressi in picometri ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$). Alcuni valori si riferiscono a raggi atomici covalenti nelle molecole X_2 . Si tenga conto che atomi uguali in composti diversi mostrano valori diversi del raggio atomico.

Lungo il gruppo:

n cresce

maggiore è il numero quantico n, più grande è l'orbitale

Lungo il periodo (a parità di n):

Z cresce

quindi la **carica del nucleo cresce**

Il maggior numero di protoni nel nucleo esercita sugli elettroni esterni una maggiore attrazione e quindi il raggio decresce.

Energia di ionizzazione

L'energia (o potenziale) di prima ionizzazione è l'energia minima necessaria per rimuovere l'elettrone più esterno di un atomo neutro allo stato gassoso.



Ad esempio per l'atomo di litio:



Le energie di ionizzazione sono in genere riferite ad una mole di atomi e riportate in kJ/mol.

Periodicità dell'energia di ionizzazione

Aumenta lungo il periodo e diminuisce lungo il gruppo.

Lungo il periodo

crece Z e quindi la carica nucleare, il raggio atomico decresce e quindi è richiesta più energia per allontanare un elettrone più attratto dal nucleo.

Lungo il gruppo principale

(I-VIIIA) le energie di ionizzazione diminuiscono andando verso il basso: ciò perchè scendendo lungo il gruppo le dimensioni atomiche aumentano e l'elettrone più esterno è più facile da rimuovere.

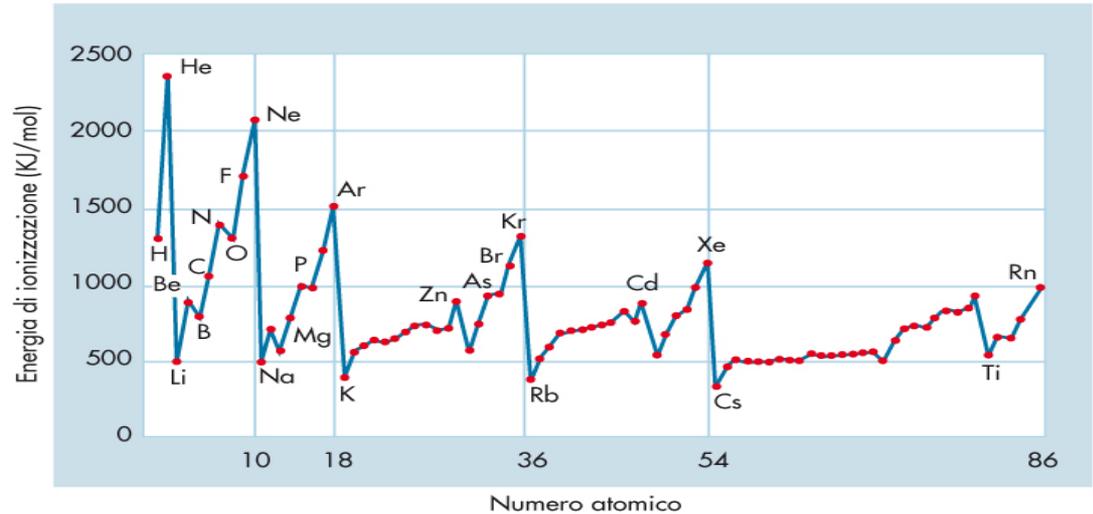


Figura 3.8

Valori delle energie di ionizzazione degli elementi in funzione del numero atomico.



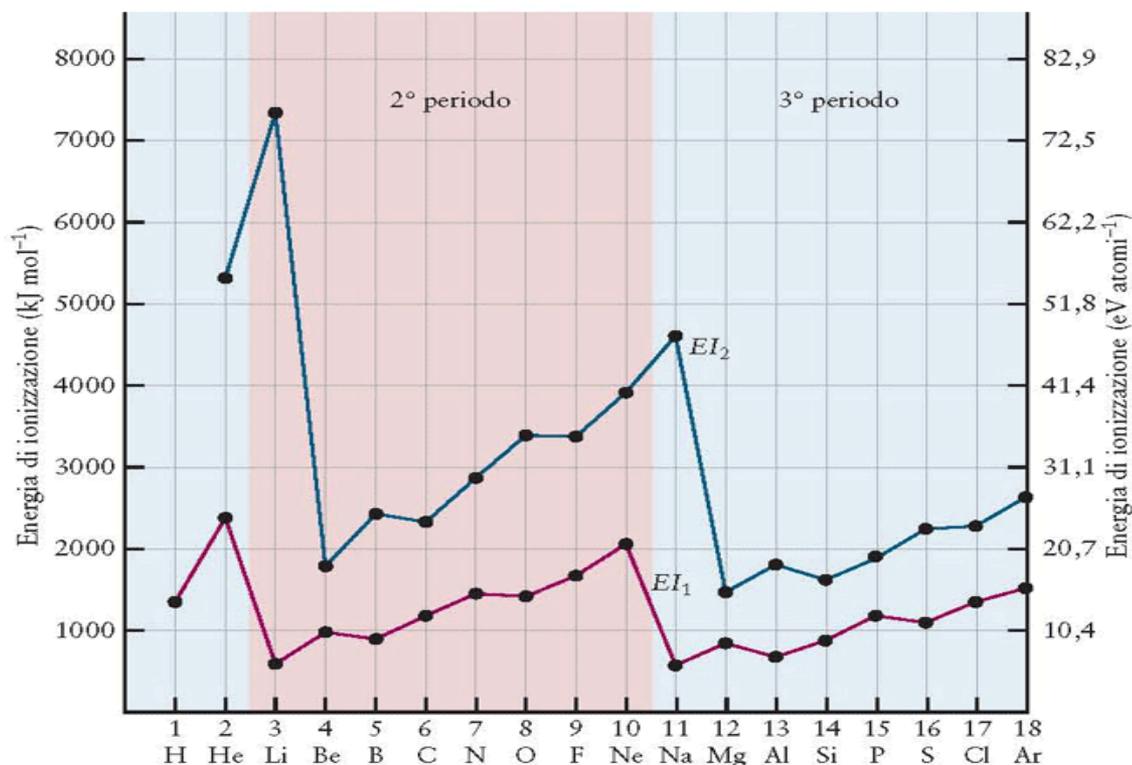
Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
Edises

E' possibile rimuovere da un atomo più di un elettrone.
 Le energie richieste sono note come energie di prima ionizzazione, seconda ionizzazione, terza ionizzazione, ecc..



FIGURA 5.24 Energie di prima e seconda ionizzazione degli atomi dei primi tre periodi.

Le energie di ionizzazione aumentano progressivamente. Si ha inoltre un brusco aumento in corrispondenza della rimozione del primo elettrone



Affinità elettronica

L'affinità elettronica è la variazione di energia per il processo di addizione di un elettrone ad un atomo neutro allo stato gassoso per dare uno ione negativo.



Se lo ione negativo è stabile la variazione di energia ha un valore negativo, mentre valori positivi indicano uno ione instabile

La variazione periodica dell'affinità elettronica è meno regolare rispetto a quella dell'energia di ionizzazione

Valori grandi negativi sono osservati per gli elementi del gruppo VIIA ai quali manca un solo elettrone per raggiungere una configurazione stabile di gas nobile:



In generale, con varie eccezioni, per EI ed AE si ha:

Main-group elements

s block		Transition elements										p block							
1												18							
1	2											13	14	15	16	17	18		
(1s)														(2p)			(1s)		
H	He											B	C	N	O	F	Ne		
3	4											13	14	15	16	17	18		
(2s)														(3p)					
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
11	12											31	32	33	34	35	36		
(3s)														(4p)					
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	49	50	51	52	53	54		
(4s)														(5p)					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	81	82	83	84	85	86		
(5s)														(6p)					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80								
(6s)																			
Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg								
87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112								
(7s)																			
Fr	Ra	Ac†	Rf	Db	(6d)	Sg	Bh	Hs	Mt										

Inner-transition elements

f block													
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
*						(4f)							
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
†						(5f)							
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

La maggior parte degli elementi è costituita da metalli:

Sostanze solide con buone conducibilità termica ed elettrica, malleabilità e duttilità

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu							

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No
----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

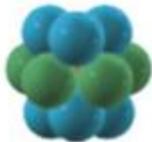
Element structures

Group 7A, H, O, N exist as diatomic molecules.

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



All metals composed of an atomic lattice. Mostly "close packed."



Hexagonal close-packed crystal structure

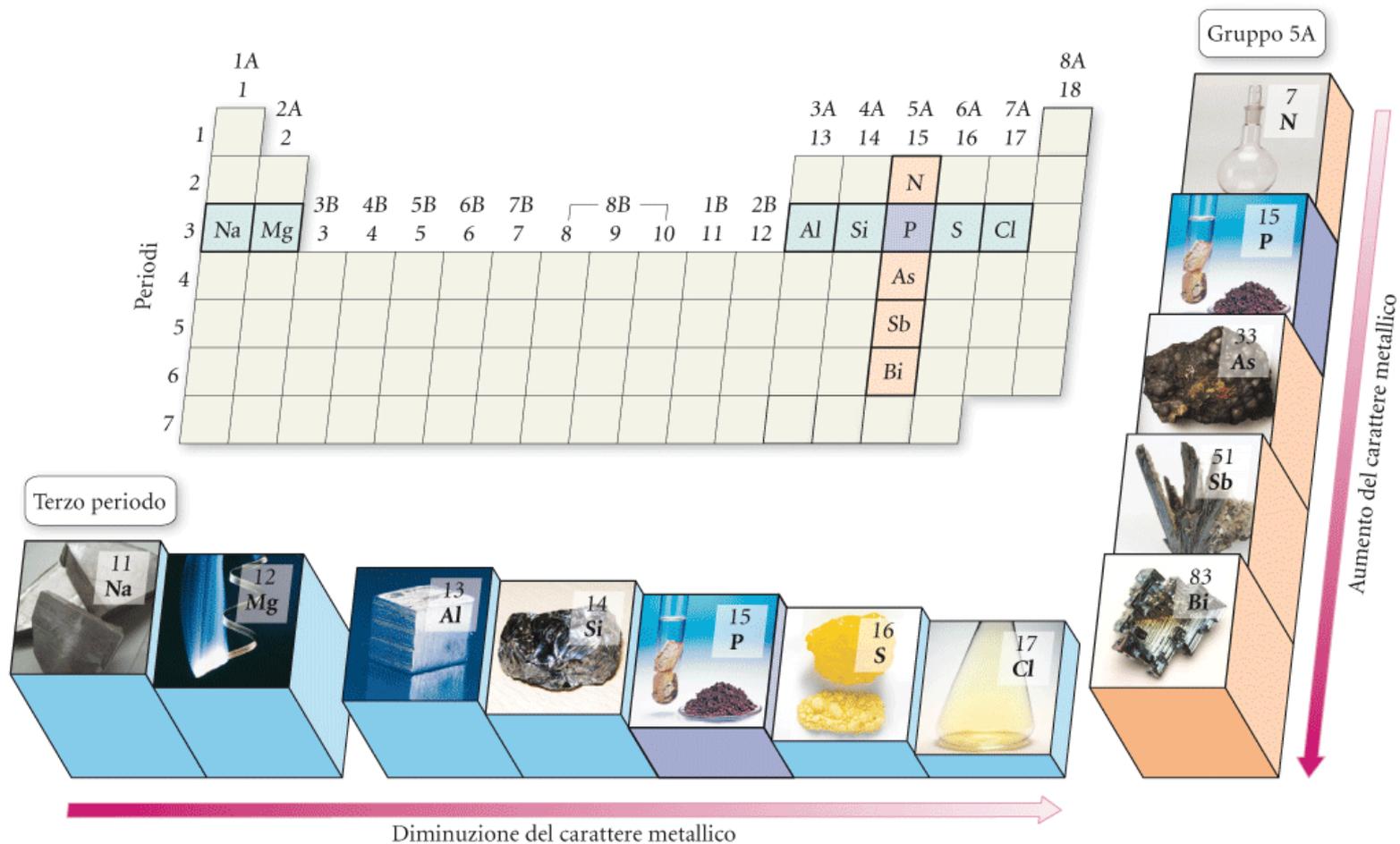


Cubic close-packed (face-centered) crystal structure

All Noble gases exist as individual discrete atoms.



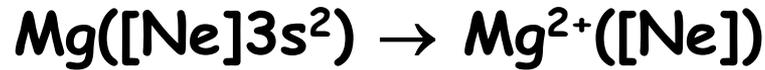
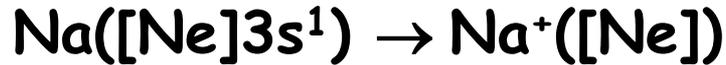
Andamento nel carattere metallico



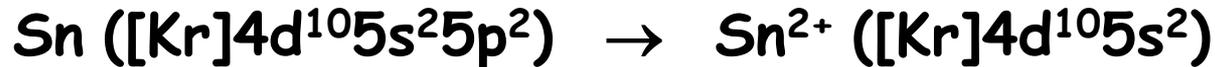
▲ **FIGURA 8.19 Andamento del carattere metallico II** Spostandosi verso il basso lungo il gruppo 5A della tavola periodica il carattere metallico aumenta. Man mano che ci sposta lungo il terzo periodo, il carattere metallico diminuisce.

I metalli formano cationi

la carica del catione è uguale al numero del gruppo.
(Non vale per quelli di transizione)



Gli elementi più pesanti dei gruppi IIIA-VA tendono a conservare gli elettroni ns^2



I non metalli formano anioni con carica pari al numero del gruppo meno 8

Es: O VI gruppo, carica ione = 6 - 8 = -2:



Raggio ionico

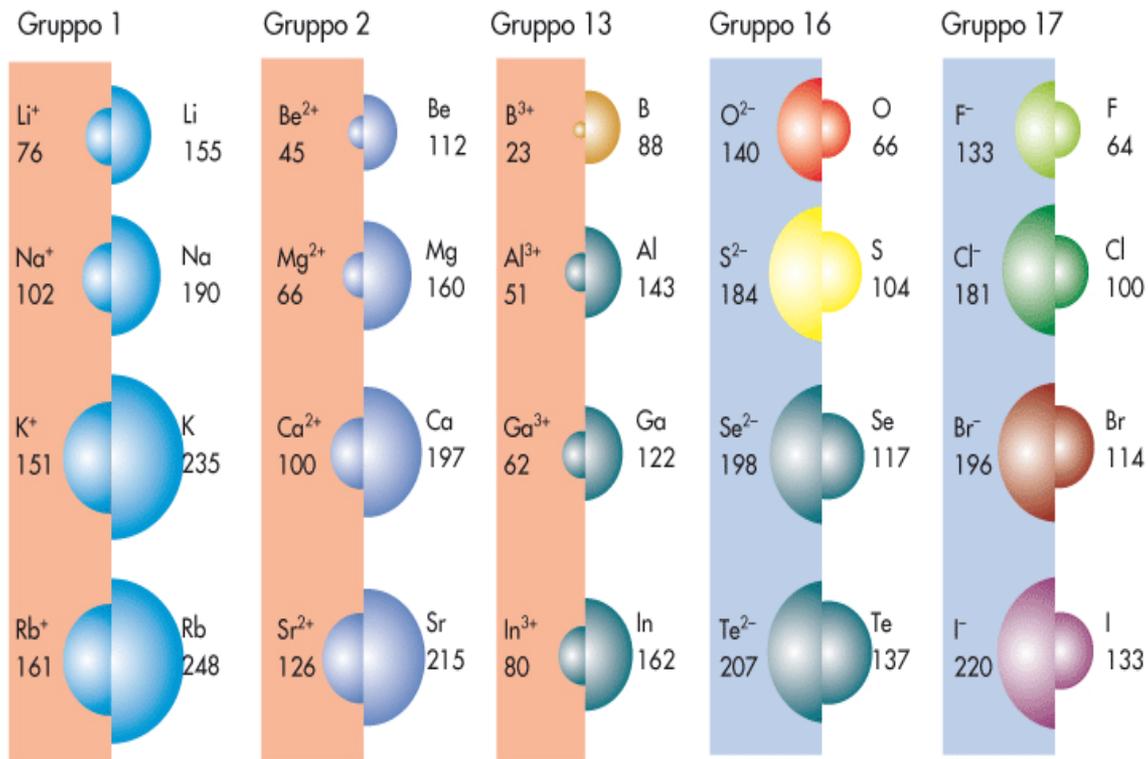


Figura 3.7

Dimensioni relative di atomi e ioni.

Un catione è più piccolo del corrispettivo atomo neutro perchè ha perso gli elettroni di valenza o parte di essi.

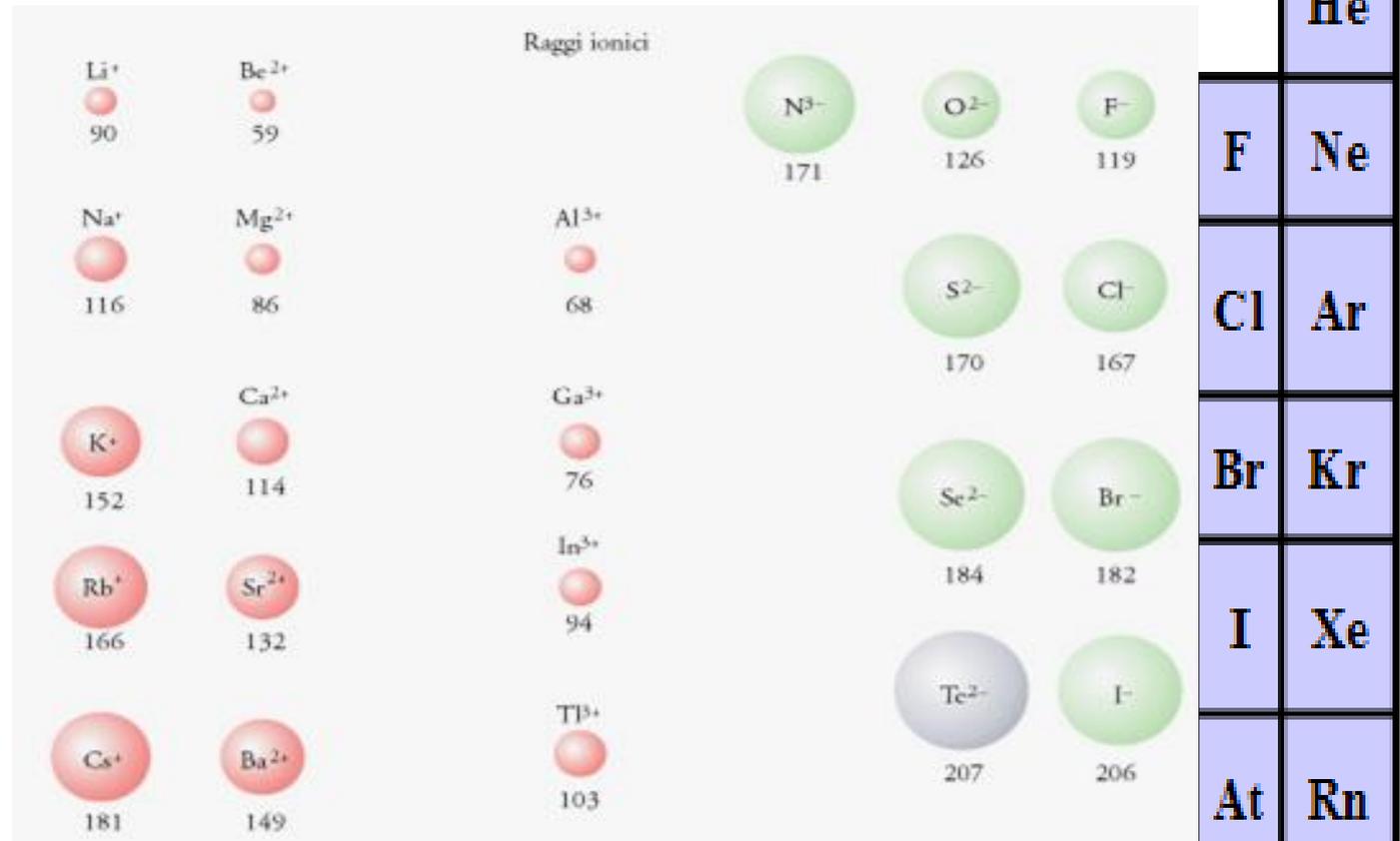
$$R_{\text{catione}} < R_{\text{atomo}}$$

Al contrario un anione è più grande del corrispettivo atomo neutro perchè ha acquistato degli elettroni.

$$R_{\text{anione}} > R_{\text{atomo}}$$

I raggi ionici **aumentano scendendo lungo un gruppo** a causa dell'aumento del numero di elettroni.

I raggi ionici **diminuiscono lungo un periodo** (cationi ed anioni vanno considerati separatamente)



Ione
raggio (Å)

Na⁺ Mg²⁺ Al³⁺
0,95 0,65 0,50
Isoelettronici con Ne

S²⁻ Cl⁻
1,84 1,81
Isoelettronici con Ar

Variazioni delle proprietà periodiche e del carattere metallico nella tavola periodica.

