

3. Il sistema periodico degli elementi

3.1 Il sistema periodico degli elementi: gruppi e periodi; elementi di transizione;

3.2 proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, metalli e non metalli;

3.3 relazioni tra struttura elettronica, posizione nel sistema periodico e proprietà.

3.4 elementi radioattivi

3.1 La tavola periodica

La tavola periodica fu una delle grandi conquiste della chimica perché razionalizzò le numerose informazioni già note sugli elementi chimici e sui loro composti

Spetta al chimico russo Dmitrij Mendeleev il merito di aver stabilito che esiste una relazione tra le proprietà degli elementi e le masse atomiche.

Egli, nel 1869, ordinò i 63 elementi noti secondo la massa atomica crescente.

Solo nei primi decenni di del 1900 si è giunti a fare piena luce sulle ragioni della disposizione degli elementi nella tavola periodica.

Il posto occupato nel sistema periodico da ciascun elemento è stabilito dal numero atomico, che indica il numero dei protoni contenuti nel nucleo di un atomo neutro.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

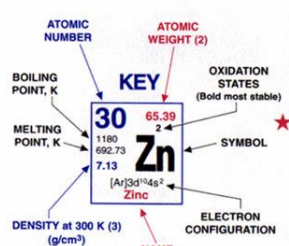
Table of Selected Radioactive Isotopes

Selected Radioactive Isotopes
 Naturally occurring radioactive isotopes are designated by a mass number in blue (although some are also manufactured). Letter in italics indicates an isomer of another isotope of the same mass number. Half-lives follow in parentheses, where s, min, h, d, and y stand respectively for seconds, minutes, hours, days, and years. The table includes mainly the longer-lived radioactive isotopes; many others have been prepared. Isotopes known to be radioactive but with half-lives exceeding 10¹⁰ y have not been included. Symbols describing the principal mode (or modes) of decay are as follows (these processes are generally accompanied by gamma radiation):
 α alpha particle emission
 β⁻ beta particle (electron) emission
 β⁺ positron emission
 EC orbital electron capture
 isomeric transition from upper to lower isomeric state
 SF spontaneous fission

GROUP IA																		GROUP IIA																		GROUP IIIB																		GROUP IVB																		GROUP VB																		GROUP VIB																		GROUP VIIB																		GROUP VIII																																																																																																																																																																																																																																																																																															
1 1.00794 H 1s ¹ Hydrogen																		3 6.941 Li 1s ² 2s ¹ Lithium																		4 9.01218 Be 1s ² 2s ² Beryllium																		11 22.98977 Na [Ne]3s ¹ Sodium																		12 24.305 Mg [Ne]3s ² Magnesium																		19 39.0983 K [Ar]4s ¹ Potassium																		20 40.078 Ca [Ar]4s ² Calcium																		21 44.9559 Sc [Ar]3d ¹ 4s ² Scandium																		22 47.87 Ti [Ar]3d ² 4s ² Titanium																		23 50.9415 V [Ar]3d ³ 4s ² Vanadium																		24 51.996 Cr [Ar]3d ⁵ 4s ¹ Chromium																		25 54.9380 Mn [Ar]3d ⁵ 4s ² Manganese																		26 55.845 Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² Iron																		27 58.9332 Co [Ar]3d ⁷ 4s ² Cobalt																		28 58.9328 Ni [Ar]3d ⁸ 4s ² Nickel																		29 63.546 Cu [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ Copper																		30 65.39 Zn [Ar]3d ¹⁰ 4s ² Zinc																		31 69.723 Ga [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ Gallium																		32 72.61 Ge [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² Germanium																		33 74.9216 As [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ Arsenic																		34 78.96 Se [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ Selenium																		35 79.904 Br [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ Bromine																		36 83.80 Kr [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ Krypton																	
37 85.4678 Rb [Kr]5s ¹ Rubidium																		38 87.62 Sr [Kr]5s ² Strontium																		39 88.9059 Y [Kr]4d ¹ 5s ² Yttrium																		40 91.224 Zr [Kr]4d ² 5s ² Zirconium																		41 92.9064 Nb [Kr]4d ⁴ 5s ¹ Niobium																		42 95.94 Mo [Kr]4d ⁵ 5s ¹ Molybdenum																		43 (98) Tc [Kr]4d ⁵ 5s ² Technetium																		44 101.07 Ru [Kr]4d ⁷ 5s ¹ Ruthenium																		45 102.9055 Rh [Kr]4d ⁸ 5s ¹ Rhodium																		46 106.42 Pd [Kr]4d ¹⁰ Palladium																		47 107.868 Ag [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ Silver																		48 112.41 Cd [Kr]4d ¹⁰ 5s ² Cadmium																		49 114.82 In [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ Indium																		50 118.710 Sn [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² Tin																		51 121.760 Sb [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ Antimony																		52 127.60 Te [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ Tellurium																		53 126.9045 I [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ Iodine																		54 131.29 Xe [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ Xenon																																																																																																											
55 132.9054 Cs [Xe]6s ¹ Cesium																		56 137.33 Ba [Xe]6s ² Barium																		57 138.9055 La [Xe]5d ¹ 6s ² Lanthanum																		72 178.49 Hf [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² Hafnium																		73 180.9479 Ta [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² Tantalum																		74 183.84 W [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² Tungsten																		75 186.207 Re [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² Rhenium																		76 190.23 Os [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² Osmium																		77 192.22 Ir [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² Iridium																		78 195.08 Pt [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ Platinum																		79 196.9665 Au [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ Gold																		80 200.59 Hg [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² Mercury																		81 200.59 Tl [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ Thallium																		82 207.2 Pb [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² Lead																		83 208.9804 Bi [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ Bismuth																		84 (209) Po [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ Polonium																		85 (210) At [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ Astatine																		86 (222) Rn [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ Radon																																																																																																											
87 (223) Fr [Rn]7s ¹ Francium																		88 (226) Ra [Rn]7s ² Radium																		89 (227) Ac [Rn]5f ¹ 6d ¹ 7s ² Actinium																		104 (261) Rf [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² (Rutherfordium)																		105 (262) Db [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² (Dubnium)																		106 (263) Sg [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² (Seaborgium)																		107 (262) Bh [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² (Bohrium)																		108 (265) Hs [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² (Hassium)																		109 (266) Mt [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² (Meitnerium)																		110 (269) Uun [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁸ 7s ¹ (Ununnilium)																		111 (272) Uuu [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ¹ (Unununium)																																																																																																																																																																																																																																									

The A & B subgroup designations, applicable to elements in rows 4, 5, 6, and 7, are those recommended by the International Union of Pure and Applied Chemistry.

* Estimated Values



★ 58 140.12 3.4 3715 1071 6.77 Ce [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² Cerium	59 140.9077 3.4 3785 1204 6.77 Pr [Xe]4f ³ 6s ² Praseodymium	60 144.24 3.4 3294 1314 7.01 Nd [Xe]4f ⁴ 6s ² Neodymium	61 (145) 3.2 3273 1347 7.22 Pm [Xe]4f ⁵ 6s ² Promethium	62 150.36 3.2 2067 1347 7.52 Sm [Xe]4f ⁶ 6s ² Samarium	63 151.964 3.2 1800 1629 5.24 Eu [Xe]4f ⁷ 6s ² Europium	64 157.25 3.1 3545 1629 7.90 Gd [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Gadolinium	65 158.9253 3.1 3500 1685 8.23 Tb [Xe]4f ⁹ 6s ² Terbium	66 162.50 3.1 2840 1685 8.55 Dy [Xe]4f ¹⁰ 6s ² Dysprosium	67 164.9303 3.1 2968 1747 8.80 Ho [Xe]4f ¹¹ 6s ² Holmium	68 167.26 3.1 3140 1802 9.07 Er [Xe]4f ¹² 6s ² Erbium	69 168.9342 3.1 2223 1818 9.32 Tm [Xe]4f ¹³ 6s ² Thulium	70 173.04 3.1 1469 1912 6.97 Yb [Xe]4f ¹⁴ 6s ² Ytterbium	71 174.967 3 3668 1936 9.84 Lu [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Lutetium
90 232.0381 11.72 5060 2028 11.72 Th [Rn]6d ² 7s ² Thorium	91 231.0359 10.7 4300 1845 15.4 Pa [Rn]5f ² 6d ¹ 7s ² Protactinium	92 238.0289 15.4 4407 1408 18.95 U [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ² Uranium	93 (237) 6.5, 4.3 4175 912 20.2 Np [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ² Neptunium	94 (244) 6.5, 4.3 3505 913 19.84 Pu [Rn]5f ⁶ 7s ² Plutonium	95 (243) 6.5, 4.3 2880 1449 13.7 Am [Rn]5f ⁷ 7s ² Americium	96 (247) 3 1620 1449 13.5 Cm [Rn]5f ⁸ 6d ¹ 7s ² Curium	97 (247) 4.3 1170* 577 14* Bk [Rn]5f ⁹ 7s ² Berkelium	98 (251) 3 1170* 577 11.85 Cf [Rn]5f ¹⁰ 7s ² Californium	99 (252) 3 1130* 577 11.35 Es [Rn]5f ¹¹ 7s ² Einsteinium	100 (257) 3 1800* 577 11.35 Fm [Rn]5f ¹² 7s ² Fermium	101 (258) 3 1100* 577 11.00* Md [Rn]5f ¹³ 7s ² Mendelevium	102 (259) 3 1100* 577 11.00* No [Rn]5f ¹⁴ 7s ² Nobelium	103 (262) 3 1900* 577 9.73 Lr [Rn]5f ¹⁴ 7s ² 7p ¹ Lawrencium

- NOTES:
 (1) Black — solid.
 Red — gas.
 Blue — liquid.
 Outline — synthetically prepared.
 (2) Based upon carbon-12. () Indicates most stable or best known isotope.
 (3) Entries marked with daggers refer to the gaseous state at 273 K and 1 atm and are given in units of g/l.

© Copyright 1998 VWR Scientific Products. All Rights Reserved.
 No portion of this work may be reproduced in any form or by any means without express prior written permission from VWR/Sargent-Welch.



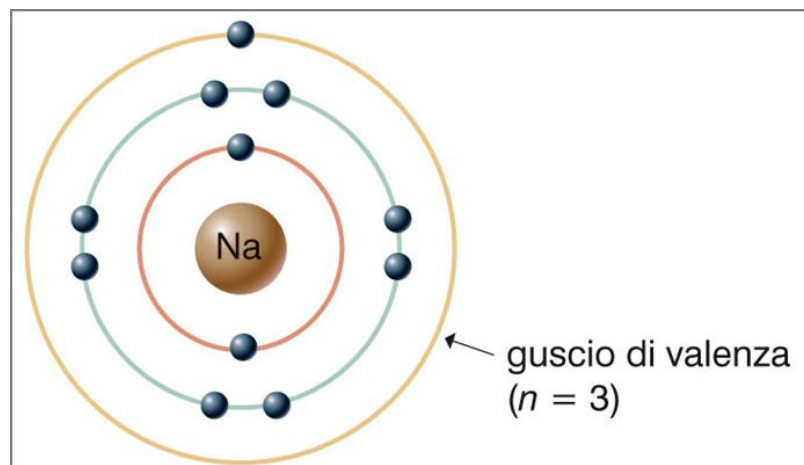
3.1 La tavola periodica

Le proprietà fisiche e chimiche degli elementi appartenenti a una stessa riga (**periodo**) variano con gradualità.

Gli elementi che hanno proprietà chimiche simili appartengono a una stessa colonna (**gruppo**).

Il numero e la disposizione degli elettroni sul livello più esterno, simile per gli elementi dello stesso gruppo, determina l'affinità delle proprietà chimiche e fisiche degli elementi di un gruppo

La periodicità è dovuta alla struttura elettronica più esterna degli elementi. Gli elettroni più esterni sono chiamati **elettroni di valenza**



3.1 La tavola periodica - gruppi

I gruppi (o famiglie) raggruppano gli elementi che si trovano sulla stessa colonna della tavola periodica.

Ogni gruppo comprende gli elementi che hanno la stessa configurazione elettronica esterna (cioè il modo in cui gli elettroni si dispongono attorno al nucleo); siccome le proprietà chimiche degli elementi dipendono fortemente dalla loro configurazione elettronica, all'interno di ogni gruppo si trovano elementi con caratteristiche chimiche simili (cioè che si comportano in maniera simile durante lo svolgimento delle reazioni chimiche) e mostrano un chiaro andamento delle proprietà lungo il gruppo (che è associato all'aumentare del peso atomico)

Le moderne teorie quanto-meccaniche della struttura atomica spiegano le tendenze dei gruppi proponendo che gli elementi all'interno dello stesso gruppo hanno generalmente le stesse configurazioni elettroniche nel loro guscio di valenza, che è il fattore più importante nella spiegazione delle loro proprietà simili.

3.1 La tavola periodica - gruppi

Considerando gli elementi appartenenti allo stesso gruppo, si notano variazioni monotone del raggio atomico, dell'energia di ionizzazione e dell'elettronegatività. In particolare, muovendosi dall'alto in basso in un gruppo, i raggi atomici degli elementi aumentano. Poiché ci sono livelli di energia maggiormente riempiti, gli elettroni di valenza si trovano a maggiore distanza dal nucleo. Dall'alto, ogni elemento successivo ha una minore energia di ionizzazione perché è più facile allontanare un elettrone, in quanto gli elettroni sono meno strettamente legati. Similmente, un gruppo presenta generalmente una diminuzione dall'alto verso il basso dell'elettronegatività, dovuta a una distanza crescente tra gli elettroni di valenza e il nucleo.

3.1 La tavola periodica - periodi

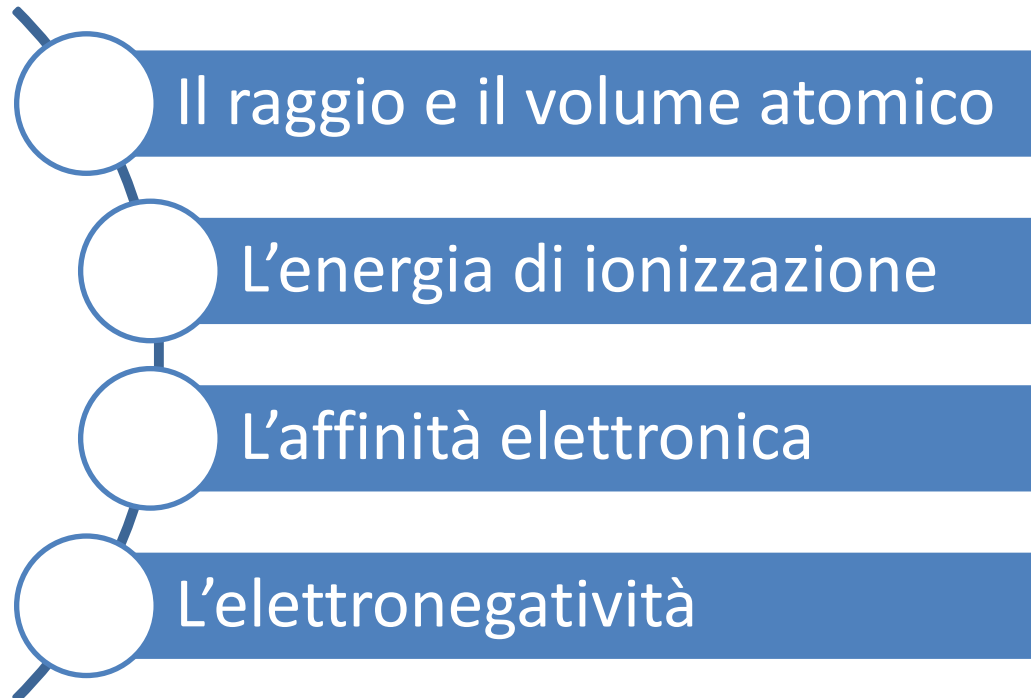
I periodi (o serie) raggruppano gli elementi che si trovano sulla stessa riga della tavola periodica.

Ogni periodo inizia con un elemento il cui atomo ha come configurazione elettronica esterna un elettrone di tipo ns dove n è il numero quantico principale, e procedendo verso gli atomi successivi (più a destra sulla stessa riga), il numero atomico Z aumenta di un'unità ad ogni passaggio; dunque gli elementi dello stesso periodo hanno lo stesso numero di orbitali atomici.

Sebbene il comportamento chimico degli elementi sia fortemente influenzato dal gruppo di appartenenza, ci sono regioni in cui gli elementi che mostrano proprietà chimiche più simili sono quelli appartenenti allo stesso periodo, come nel caso del blocco f , dove i lantanidi e gli attinidi formano due serie di elementi di tipo orizzontale

3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

- Alcune proprietà dell'atomo variano periodicamente.
- La causa della periodicità è la struttura elettronica più esterna degli elementi.
- Le proprietà che variano periodicamente sono:





Raggio atomico

Si chiama raggio atomico la metà della distanza minima di avvicinamento fra due atomi dello stesso elemento



Volume atomico

Con volume atomico indichiamo lo spazio occupato da una mole dell'elemento in esame, cioè il rapporto tra il peso atomico e la densità dell'elemento allo stato solido

3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

Raggio atomico e volume atomico.

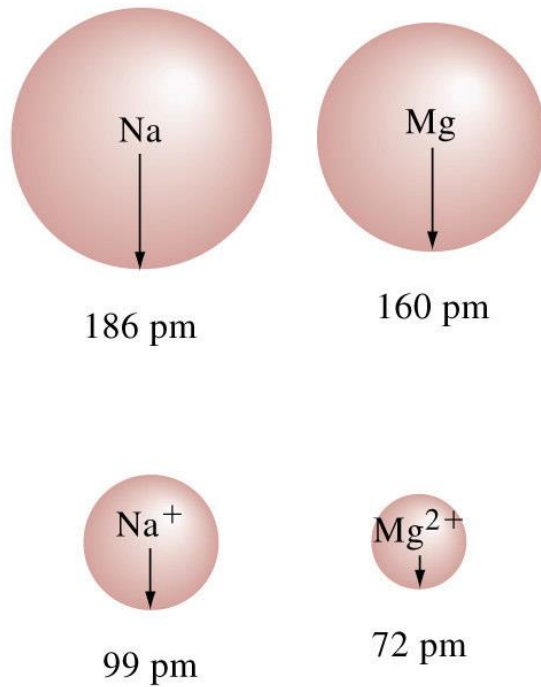
Il volume degli atomi è dovuto agli elettroni che si muovono intorno al nucleo in una regione dello spazio orbitale atomico. Possiamo paragonare gli orbitali a delle nubi che circondano il nucleo, la cui densità rappresenta la probabilità di trovare l'elettrone.

I raggi atomici e conseguentemente i volumi atomici decrescono da sinistra a destra lungo il periodo e aumentano dall'alto verso il basso lungo i gruppi

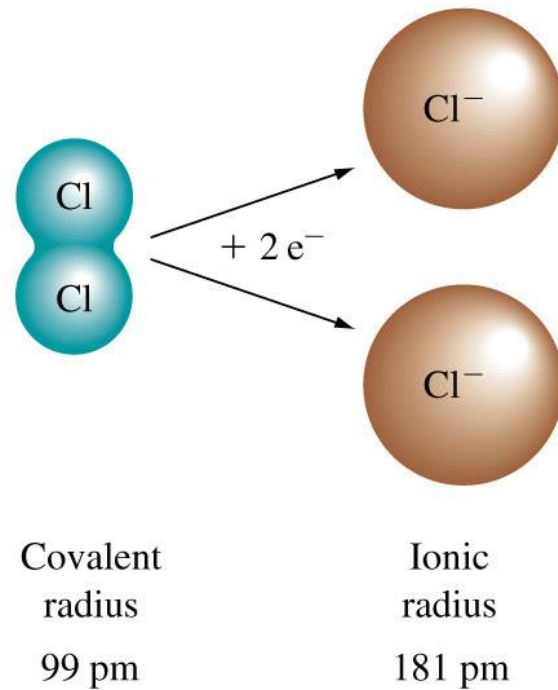
il raggio atomico diminuisce

il raggio atomico aumenta

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H ● 37							He ● 31
Li ● 152	Be ● 111	B ● 85	C ● 77	N ● 75	O ● 73	F ● 72	Ne ● 71
Na ● 186	Mg ● 160	Al ● 143	Si ● 118	P ● 110	S ● 103	Cl ● 100	Ar ● 98
K ● 227	Ca ● 197	Ga ● 135	Ge ● 122	As ● 120	Se ● 119	Br ● 114	Kr ● 112
Rb ● 248	Sr ● 215	In ● 167	Sn ● 140	Sb ● 140	Te ● 142	I ● 133	Xe ● 131
Cs ● 265	Ba ● 222	Tl ● 170	Pb ● 146	Bi ● 150	Po ● 168	At ● 140	Rn ● 141



Il raggio diminuisce
dall'elemento
neutro al suo catione



Il raggio aumenta
dall'elemento
neutro al suo anione

3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

L'energia di ionizzazione.

- Se forniamo energia ad un atomo, i suoi elettroni possono effettuare *salti quantici* verso livelli più esterni, aventi energia più alta. Con energia ancora maggiore, l'elettrone può essere espulso definitivamente dall'atomo. Il processo si chiama ionizzazione.
- Si definisce energia di ionizzazione (o più precisamente di prima ionizzazione), l'energia necessaria per allontanare, a distanza infinita dal nucleo dell'atomo, l'elettrone più debolmente legato ad esso, ovvero più esterno al nucleo
- Nel processo si forma uno ione positivo secondo lo schema:

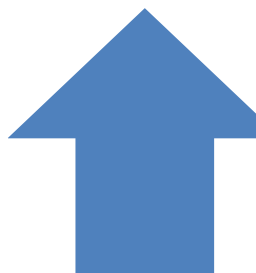




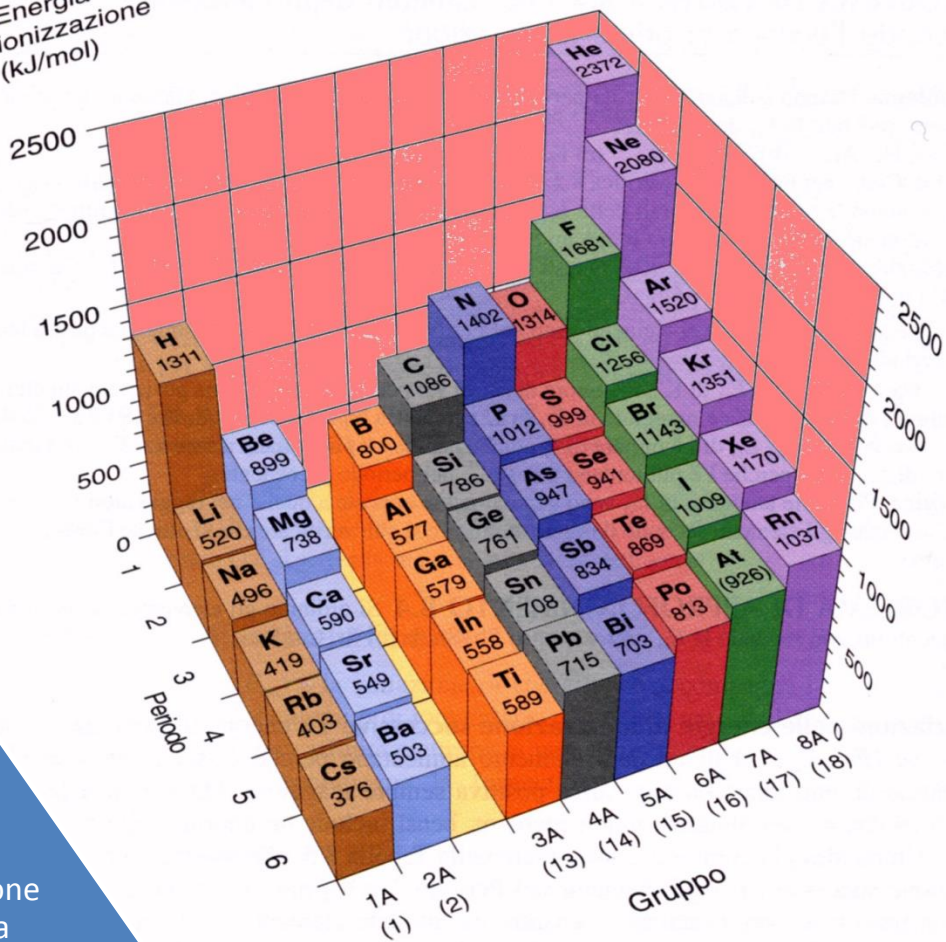
L'energia di ionizzazione
decrece dall'alto
verso il basso
lungo un gruppo



L'energia di
ionizzazione
cresce dal basso
verso l'alto lungo
un gruppo



Energia di
ionizzazione
(kJ/mol)



L'energia di ionizzazione
diminuisce da destra
verso sinistra lungo
un periodo

L'energia di ionizzazione
aumenta da sinistra
verso destra lungo
un periodo

3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

L'affinità elettronica.

- In chimica, l'affinità elettronica è l'ammontare di energia rilasciata quando un elettrone è aggiunto ad un atomo neutro isolato in fase gassosa (in condizioni di gas monoatomico) per formare uno ione gassoso con una carica di -1. Questa proprietà si misura in kJ/mol.
- Essa ha convenzionalmente un valore negativo quando il processo è favorito energeticamente e viene quindi rilasciata energia, mentre il valore è positivo quando il processo è sfavorevole ed è quindi necessaria energia per attuarlo.
- La maggior parte degli elementi hanno affinità elettronica negativa. Questo significa che non necessitano di energia per acquistare un elettrone, al contrario, la rilasciano. Gli atomi più attratti all'acquisto di elettroni hanno un'affinità più negativa
- L'affinità elettronica non è limitata agli elementi, ma si applica anche alle molecole. Ad esempio quella del benzene è positiva, quella del naftalene prossima a zero e quella dell'antracene positiva

3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

L'elettronegatività.

• L'elettronegatività di un elemento misura la sua tendenza ad attrarre gli elettroni di legame da un altro elemento.

	I												III					IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1																			He		
2	Li 1,0	Be 1,6											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne				
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar				
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr				
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe				
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,0	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,6	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,1	Rn				
7	Fr 0,7	Ra 0,9																				

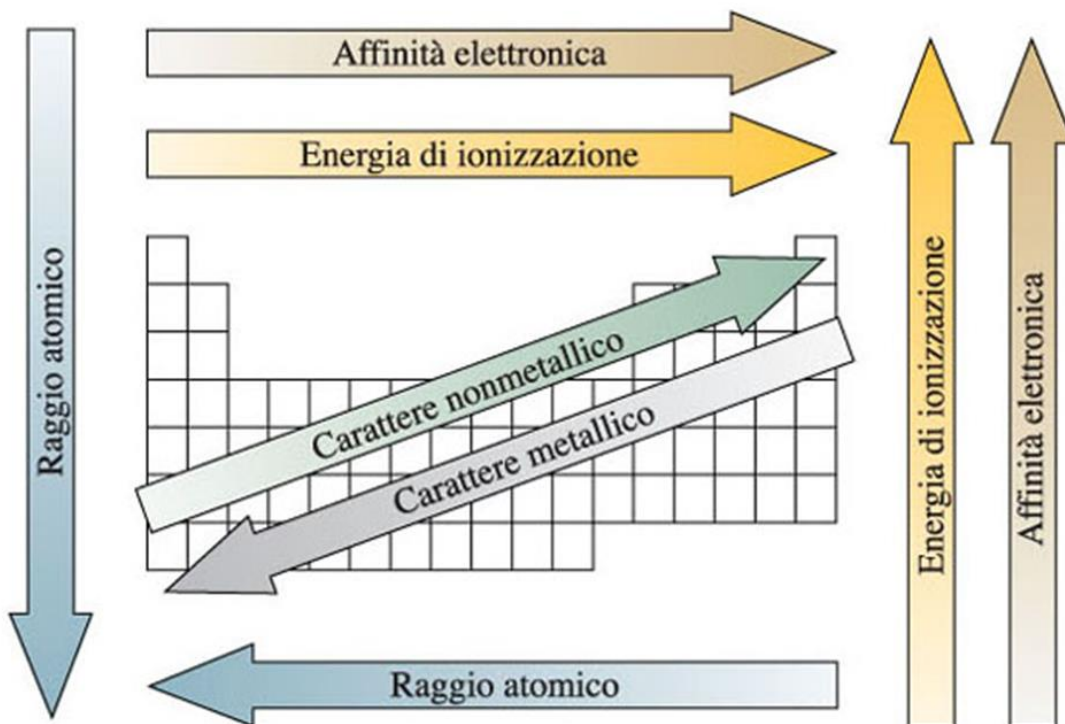
elettronegatività alta
 elettronegatività media
 elettronegatività bassa

3 • IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

Una prima grossa divisione degli elementi della tavola periodica consiste nel loro carattere **metallico o non metallico**

Il carattere metallico aumenta:

- da destra a sinistra lungo un periodo
- dall'alto al basso lungo un gruppo



3.2 Le proprietà periodiche degli elementi

Carattere metallico degli elementi

Metalli

- Basse energie di ionizzazione
- Affinità elettroniche piccole e positive
- Bassa elettronegatività

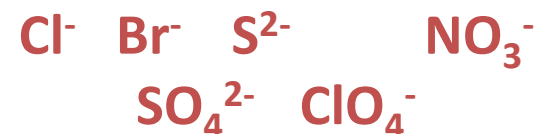
Come risultato tendono a perdere gli elettroni di valenza formando cationi:



Non Metalli

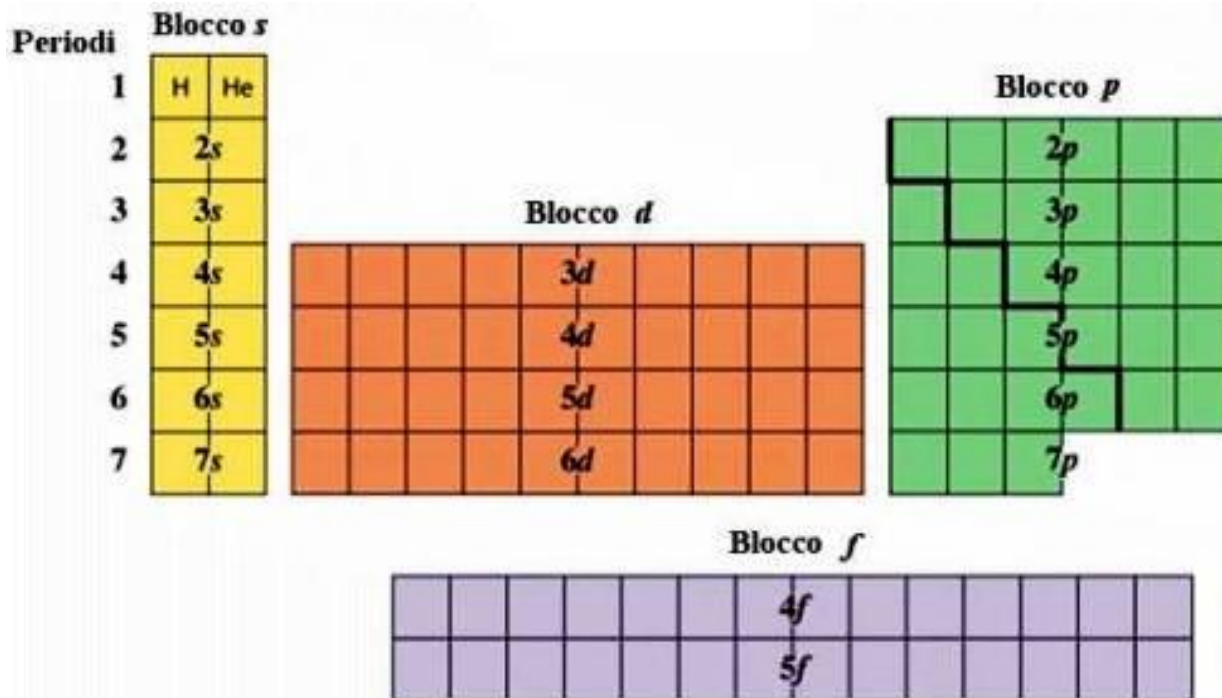
- elevate energie di ionizzazione
- affinità elettroniche negative e grandi
- elevata elettronegatività

Come risultato tendono ad acquistare elettroni formando anioni monoatomici ed ossanioni:



3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Se si tiene conto della loro configurazione elettronica esterna, gli elementi della tavola periodica si possono distinguere in 4 blocchi: ns, np, (n-1)d, (n-2)f



3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Il blocco ns

- Gli elementi del blocco s sono gli elementi appartenenti ai gruppi IA (metalli alcalini) e gli elementi appartenenti al gruppo IIA (metalli alcalino-terrosi) più idrogeno ed elio.

Il blocco np

- Chiamati anche metalli di post-transizione, gli elementi del blocco p possono avere caratteristiche metalliche, anfotere o non metalliche. Gli elementi del blocco p sono gli elementi appartenenti ai gruppi IIIA (metalli terrosi), IVA (calcogeni), VA, VIA, VIIA (alogeni); VIIIA (gas nobili). Sono gli elementi collocati nella parte destra della tavola periodica e in essi si stanno riempiendo gli orbitali di tipo *p*.

Il blocco (n-1)d

- Gli elementi del blocco d, chiamati anche elementi di transizione, occupano la zona centrale della tavola periodica e in essi è previsto il riempimento degli orbitali di tipo *d*. Essi presentano tutti caratteristiche metalliche: sono duri, buoni conduttori di elettricità e di calore, hanno elevati punti di fusione e di ebollizione. Formano facilmente composti di coordinazione a causa della presenza di orbitali di tipo *d* parzialmente riempiti. Alcuni di essi vengono impiegati come catalizzatori.

Il blocco (n-2)f

- Nella zona in basso della tavola periodica sono presenti gli elementi del blocco f: si tratta di 28 elementi nei quali si stanno collocando 14 elettroni nei 7 orbitali di tipo *f*. Gli elementi del blocco f sono costituiti in particolare dai lantanidi, nei quali si stanno riempiendo gli orbitali di tipo 4f e gli attinidi nei quali si stanno riempiendo gli orbitali di tipo 5f.

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Sono esclusivamente metallici/non-metallici solo i gruppi all'estrema sinistra/destra della tavola periodica.

I A metalli alcalini

II A metalli alcalino-terrosi

(VI A O, S, Se; Te, Po)

VII A alogeni

I gruppi IIIA-VA presentano elementi non-metallici all'inizio e metallici alla fine.

1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Quasi tutti gli elementi formano **ossidi**.

Gli ossidi sono classificati in:

- **ossidi basici**: reagiscono con acidi (o ossidi acidi) per dare sali



- **ossidi acidi**: reagiscono con basi (o ossidi basici) per dare sali



1	2	13	14	15	16	17
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Sn	Po	At

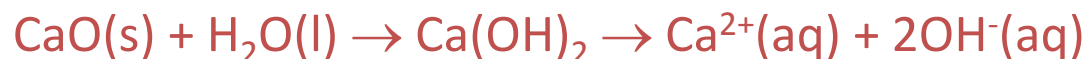
▲ FIGURA 10-17

Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Gli **ossidi**, se solubili, danno reazioni caratteristiche con acqua.

- I metalli danno ossidi basici. Gli ossidi dei metalli più reattivi (IA e IIA) reagiscono con acqua per dare soluzioni basiche (formalmente idrossidi)



- I non metalli danno ossidi acidi. Gli ossidi dei non metalli più elettronegativi reagiscono con acqua per dare soluzioni acide (formalmente acidi)



Tali ossidi sono anche noti come **anidridi**.

Vi sono però anche ossidi acidi non solubili reagiscono solo con basi o con ossidi basici.



3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà

Ossidi di elementi non spiccatamente metallici o non metallici reagiscono sia con acidi che con basi (**ossidi anfoteri**).



1	2	13	14	15	16	17
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Sn	Po	At

▲ FIGURA 10-17
Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà: stati di ossidazione

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺			

+1 +2

+3 +4 +5

I metalli hanno stati di ossidazione pari al numero del gruppo e corrispondenti alla perdita degli elettroni di valenza.

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà: stati di ossidazione

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺	In ⁺	Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ²⁺ Hg ²⁺	Tl ⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺			

+1 +2 +3

I metalli più pesanti (periodo 5 o 6) possono mantenere i due elettroni s di valenza e dare stati di ossidazione pari al numero del gruppo meno due.

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà: **stati di ossidazione**


I non-metalli (eccetto gli elementi più elettronegativi, come F e O) possono avere molti numeri di ossidazione:

VII A da **+7** a **-1**


VI A da **+6** a **-2**

V A da **+5** a **-3**

Composto o ione	Stato di ossidazione
NO_3^-	+5
N_2O_4	+4
NO_2^-	+3
NO	+2
N_2O	+1
N_2	0
NH_2OH	-1
N_2H_4	-2
NH_3	-3



Semi-reazione di ossidazione (agente riducente)



Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)

3.3 Relazione tra struttura elettronica e proprietà: sintesi

Gli elementi del blocco *s* sono tutti metalli reattivi che formano ossidi basici. Gli elementi del blocco *p* tendono ad acquistare elettroni costituendo livelli completi; essi vanno dai metalli ai semimetalli fino ai non metalli. Tutti gli elementi del blocco *d* sono metalli di proprietà intermedie tra quelle dei metalli del blocco *s* e quelle dei metalli del blocco *p*. Molti elementi del blocco *d* formano cationi di vario stato di ossidazione.

3.4 Elementi radioattivi

I nuclei atomici consistono di protoni e di neutroni, che si attraggono l'un l'altro grazie alla forza nucleare, mentre i protoni si respingono l'un l'altro per effetto della forza elettrica dovuta alla loro carica positiva. Queste due forze sono in concorrenza tra loro, determinando alcune combinazioni di neutroni e protoni che sono più stabili di altre. Gli elettroni stabilizzano il nucleo, perché si attraggono tra loro e con i protoni ugualmente per effetto della forza nucleare, che è tanto potente da aiutare a compensare la repulsione elettrica tra i protoni. Di conseguenza, via via che il numero dei protoni aumenta, è necessario un rapporto crescente dei neutroni rispetto ai protoni per formare un nucleo stabile.

Il nucleo di questi elementi emette radiazioni, con un fenomeno detto radioattività e si trasforma in quello di altri elementi, aventi il nucleo stabile.

La trasformazione di un nucleo di un elemento radioattivo in quello di un altro, per emissione di radiazioni, è detta decadimento radioattivo.

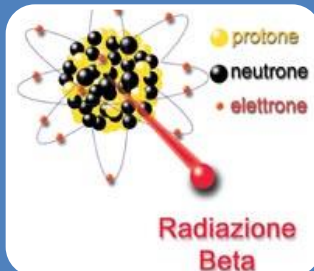
Tutti gli elementi naturali con numero atomico superiore a 83 sono radioattivi; ci sono, però, anche elementi radioattivi con numero atomico inferiore a 83.

3.4 Elementi radioattivi



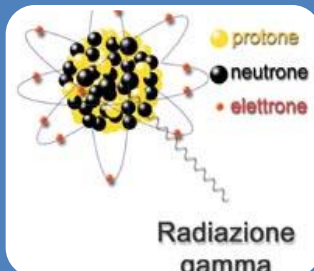
Radiazioni α

- Sono formate da nuclei di elio, ovvero da due protoni e da due neutroni. L'atomo si trasforma in un secondo atomo avente il numero atomico inferiore di due unità e il numero di massa inferiore di quattro unità



Radiazioni β

- Sono formate da positroni a elevata energia formati dal nucleo per trasformazione di un protone in un neutrone. L'atomo dell'elemento si trasforma in quello dell'elemento avente numero atomico inferiore di un'unità o superiore di una unità. Il numero di massa resta invariato



Radiazioni γ

- Sono radiazioni elettromagnetiche ad alta energia. L'emissione gamma è spesso associata al decadimento beta