

ZANICHELLI

Simonetta Klein

Il racconto della chimica

Capitolo 10

Il sistema periodico degli elementi

Sommario

1. Il lavoro di Mendeleev
2. «Leggere» la tavola periodica

Il lavoro di Mendeleev

La **tavola periodica** o **sistema periodico degli elementi** è un quadro razionale e organico per classificare gli elementi.

La sua formulazione risale al diciannovesimo secolo e la sua evoluzione nel corso dei decenni va di pari passo con le conoscenze della chimica.

Il lavoro di Mendeleev

Per ogni elemento noto **Mendeleev** preparò una scheda che ne riportava le caratteristiche e le sistemò in un unico quadro mettendole in ordine di peso atomico crescente.

Mendeleev si rese conto della periodicità di numerose caratteristiche degli elementi.

Elaborò così la prima tavola periodica, in cui ci sono colonne verticali di elementi con proprietà omogenee, dette **gruppi**, e righe orizzontali nelle quali le proprietà degli elementi variano con gradualità da sinistra a destra, dette **periodi**.

Il lavoro di Mendeleev

In certe posizioni Mendeleev lasciò delle caselle vuote, prevedendo l'esistenza di elementi non ancora scoperti e le loro proprietà.

Notò inoltre alcune discordanze tra le masse atomiche e l'ordine con cui le proprietà chimiche si presentavano negli elementi.

Queste anomalie si possono risolvere ordinando gli elementi in base al numero atomico e non alle masse atomiche degli elementi.

Il **numero atomico** è una proprietà che varia con estrema regolarità da un elemento a un altro.

«Leggere» la tavola periodica

L'**andamento periodico** delle proprietà atomiche è diretta conseguenza della distribuzione degli elettroni nei diversi strati.

La proprietà atomica che accomuna gli elementi di ogni gruppo (le colonne numerate da 1 a 18) è la configurazione del sottolivello elettronico più esterno.

La proprietà atomica che accomuna gli elementi di un periodo (le righe numerate da 1 a 7) è la configurazione elettronica interna, che corrisponde a quella del gas nobile precedente.

«Leggere» la tavola periodica

Nella tavola periodica si possono individuare, contraddistinte da colori diversi, delle ampie zone approssimativamente rettangolari dette **blocchi**.

Nei blocchi gli elementi sono accomunati dal sottolivello che contiene gli elettroni più esterni.

«Leggere» la tavola periodica

H 1 Hydrogen																	He 2 Helium																
Li 3 Lithium	Be 4 Beryllium																	B 5 Boron	C 6 Carbon	N 7 Nitrogen	O 8 Oxygen	F 9 Fluorine	Ne 10 Neon										
Na 11 Sodium	Mg 12 Magnesium																	Al 13 Aluminium	Si 14 Silicon	P 15 Phosphorus	S 16 Sulfur	Cl 17 Chlorine	Ar 18 Argon										
K 19 Potassium	Ca 20 Calcium	Sc 21 Scandium	Ti 22 Titanium	V 23 Vanadium	Cr 24 Chromium	Mn 25 Manganese	Fe 26 Iron	Co 27 Cobalt	Ni 28 Nickel	Cu 29 Copper	Zn 30 Zinc	Ga 31 Gallium	Ge 32 Germanium	As 33 Arsenic	Se 34 Selenium	Br 35 Bromine	Kr 36 Krypton																
Rb 37 Rubidium	Sr 38 Strontium	Y 39 Yttrium	Zr 40 Zirconium	Nb 41 Niobium	Mo 42 Molybdenum	Tc 43 Technetium	Ru 44 Ruthenium	Rh 45 Rhodium	Pd 46 Palladium	Ag 47 Silver	Cd 48 Cadmium	In 49 Indium	Sn 50 Tin	Sb 51 Antimony	Te 52 Tellurium	I 53 Iodine	Xe 54 Xenon																
Cs 55 Caesium	Ba 56 Barium	57-71 Lanthanides		Hf 72 Hafnium	Ta 73 Tantalum	W 74 Tungsten	Re 75 Rhenium	Os 76 Osmium	Ir 77 Iridium	Pt 78 Platinum	Au 79 Gold	Hg 80 Mercury	Tl 81 Thallium	Pb 82 Lead	Bi 83 Bismuth	Po 84 Polonium	At 85 Astatine	Rn 86 Radon															
Fr 87 Francium	Ra 88 Radium	89-103 Actinides		Rf 104 Rutherfordium	Db 105 Dubnium	Sg 106 Seaborgium	Bh 107 Bohrium	Hs 108 Hassium	Mt 109 Meitnerium	Ds 110 Darmstadtium	Rg 111 Roentgenium	Cp 112 Copernicium	Nh 113 Nihonium	Fl 114 Flerovium	Mc 115 Moscovium	Lv 116 Livermorium	Ts 117 Tennessine	Og 118 Oganesson															
																			La 57 Lanthanum	Ce 58 Cerium	Pr 59 Praseodymium	Nd 60 Neodymium	Pm 61 Promethium	Sm 62 Samarium	Eu 63 Europium	Gd 64 Gadolinium	Tb 65 Terbium	Dy 66 Dysprosium	Ho 67 Holmium	Er 68 Erbium	Tm 69 Thulium	Yb 70 Ytterbium	Lu 71 Lutetium
																			Ac 89 Actinium	Th 90 Thorium	Pa 91 Protactinium	U 92 Uranium	Np 93 Neptunium	Pu 94 Plutonium	Americanium	Curium 96	Berkelium 97	Californium 98	Einsteinium 99	Fermium 100	Mendelevium 101	Nobelium 102	Lawrencium 103

«Leggere» la tavola periodica

Nel **blocco s** gli elettroni più esterni degli atomi occupano sottolivelli *s*. Vi sono due gruppi: il primo comprende l'idrogeno e i metalli alcalini, il secondo è il gruppo dei metalli alcalino-terrosi.

Nel **blocco p** gli atomi hanno gli elettroni più esterni in sottolivelli *p*. In questi sei gruppi prevalgono i non metalli: gruppo del boro, del carbonio, dell'azoto, dell'ossigeno, del fluoro e dei gas nobili.

«Leggere» la tavola periodica

I blocchi s e p sono separati dal **blocco d**, costituito dai dieci gruppi dei metalli di transizione. Gli atomi hanno elettroni esterni in orbitali appartenenti al sottolivello *d*.

In basso sono presenti gli elementi del **blocco f** o terre rare, in cui gli atomi hanno gli elettroni più esterni nel sottolivello *f*. Vi sono 14 gruppi, la prima riga comprende i lantanidi e la seconda gli attinidi.

«Leggere» la tavola periodica

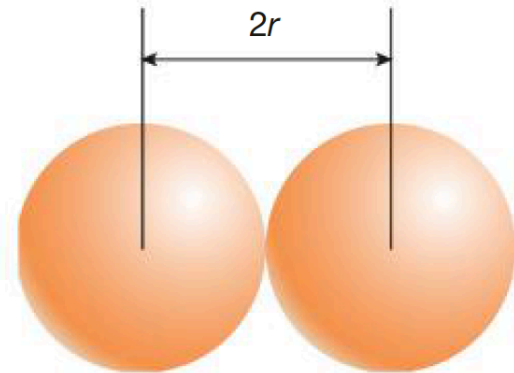
Alcune **proprietà atomiche** degli elementi e dei loro atomi variano con regolarità:

- da sinistra verso destra in ogni periodo della tavola periodica
- dall'alto verso il basso in ogni gruppo.

«Leggere» la tavola periodica

Raggio atomico

È la distanza media dal nucleo all'elettrone più distante, ossia quello che occupa l'orbitale più esterno.



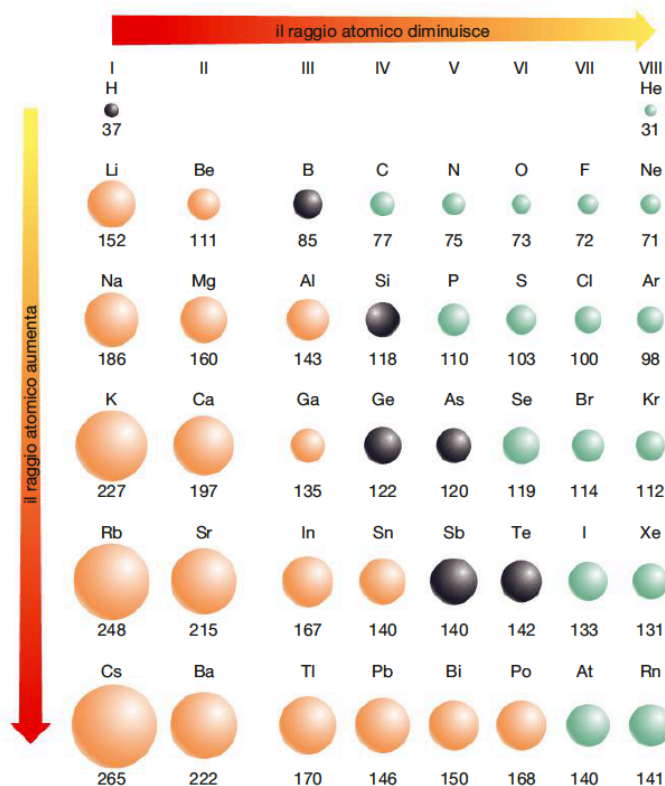
Maggiore è la distanza degli elettroni esterni dal nucleo e meno saranno attratti dalla carica positiva nucleare, saranno quindi più disponibili a interagire con altri atomi.

«Leggere» la tavola periodica

Il suo **andamento** nella tavola periodica è:

- aumenta dall'alto al basso in ogni gruppo
- diminuisce da sinistra a destra in ogni periodo

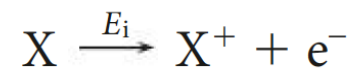
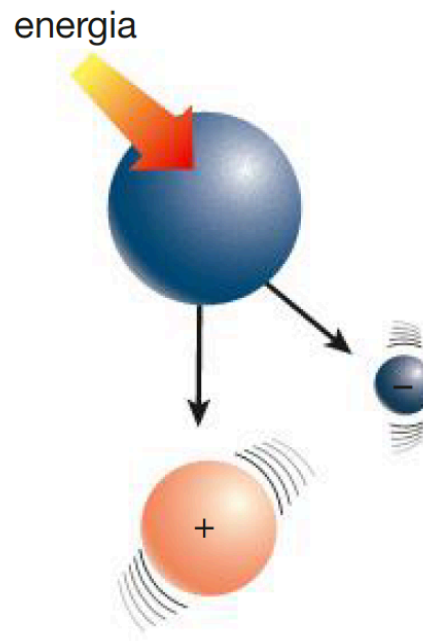
Scendendo nel gruppo diminuisce l'attrazione del nucleo sugli elettroni esterni, da sinistra a destra in un periodo tale attrazione aumenta.



«Leggere» la tavola periodica

Energia di ionizzazione

○ **energia di prima ionizzazione** è l'energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo e portarlo a distanza infinita.



«Leggere» la tavola periodica

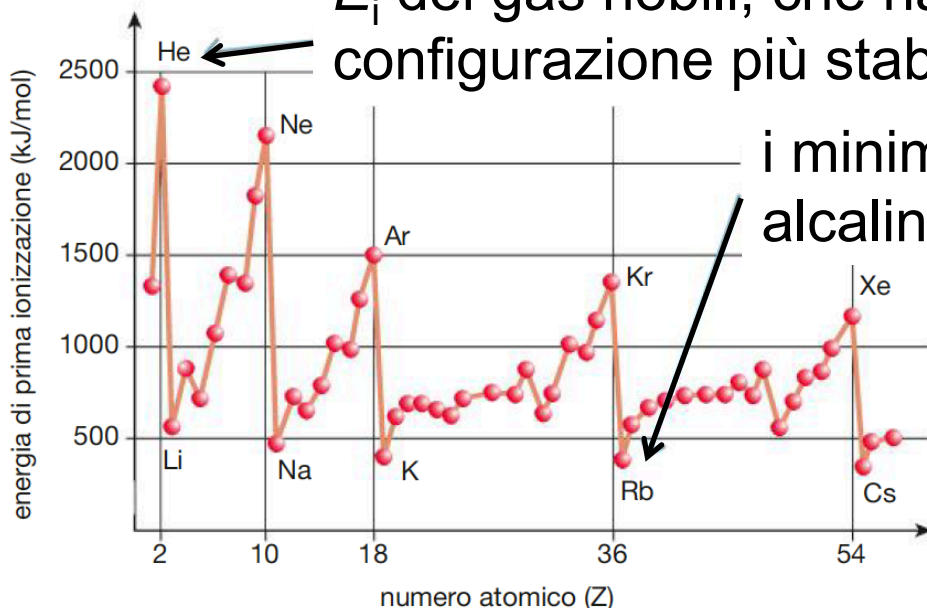
Aumenta nel periodo da sinistra a destra e diminuisce nel gruppo dall'alto al basso: andando verso destra nel periodo vi sono atomi con sempre maggiore capacità attrattiva verso gli elettroni, mentre il contrario scendendo lungo il gruppo.

	crescente																	
	2																18	
1	H																He	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										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																

«Leggere» la tavola periodica

Riportando i valori dell'energia di prima ionizzazione (E_i) in funzione di Z si nota una periodicità:

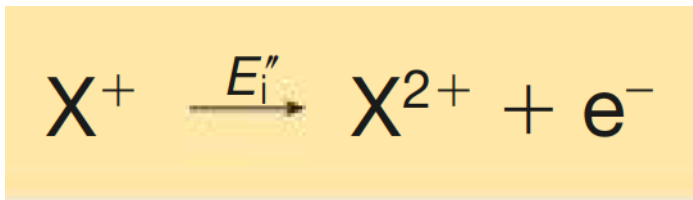
i picchi corrispondono ai valori di E_i dei gas nobili, che hanno la configurazione più stabile



i minimi corrispondono ai metalli alcalini, gli elementi più reattivi

«Leggere» la tavola periodica

Energia di seconda ionizzazione è l'energia necessaria per allontanare un elettrone da uno ione con carica +1.



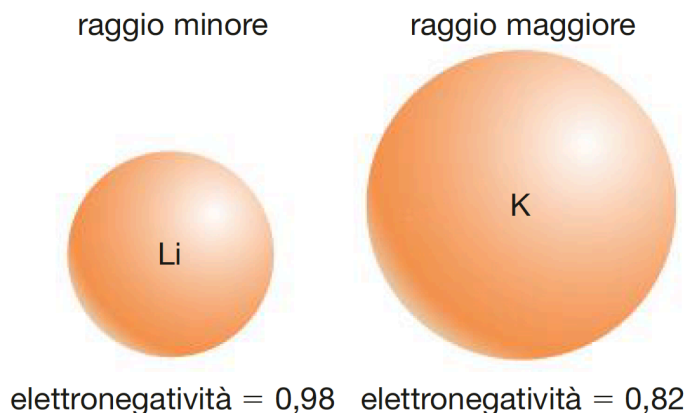
È sempre maggiore dell'energia di prima ionizzazione: uno ione positivo attrae a sé con maggior forza i propri elettroni rispetto a un atomo neutro.

«Leggere» la tavola periodica

Elettronegatività

Esprime la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni di un legame covalente.

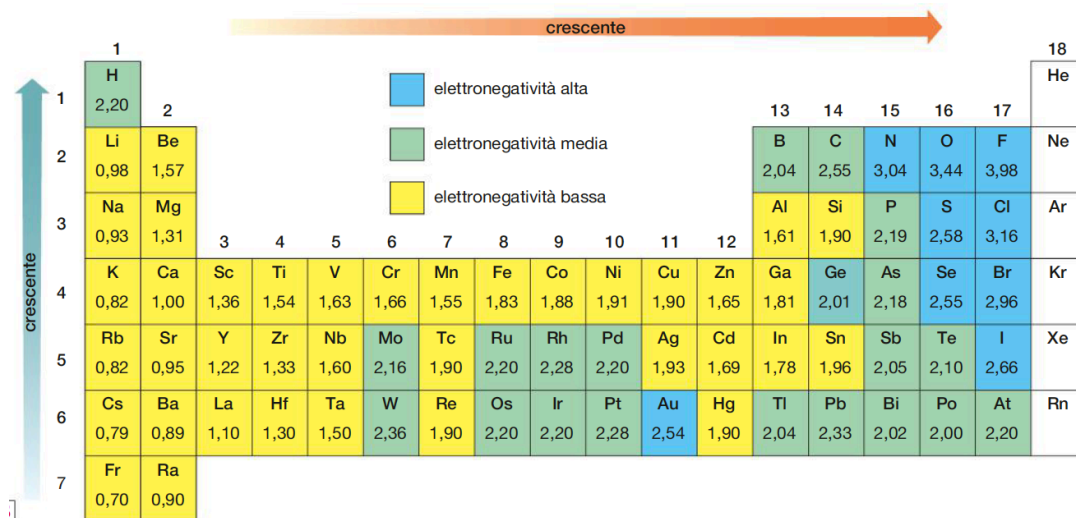
Ha valori più alti per gli atomi con volume atomico minore, ossia per gli atomi in alto a destra della tavola periodica.



«Leggere» la tavola periodica

L'elettronegatività non è definita per i gas nobili, che quasi mai formano legami.

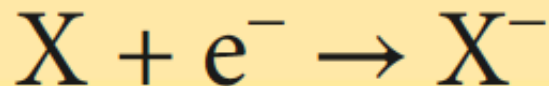
Ricavata tramite il metodo di **Pauling**, è un numero puro e non ha unità di misura. Il massimo corrisponde al fluoro con valore 4, mentre il minimo al francio con 0,70.



«Leggere» la tavola periodica

Affinità elettronica

È l'energia rilasciata da un atomo neutro nel formare uno ione negativo.



Un alto valore significa elevata capacità di attrarre elettroni. Nel sistema periodico aumenta da sinistra a destra e dal basso verso l'alto, confermando l'andamento dell'elettronegatività.

«Leggere» la tavola periodica

Altre proprietà periodiche

A sinistra in basso nella tavola periodica si trovano gli elementi con minore elettronegatività, che perciò tendono a formare facilmente ioni positivi cedendo elettroni.

Procedendo da sinistra a destra gli elementi passano da metalli a non metalli, i loro ossidi passano da acidi a basici e gli elementi da riducenti a ossidanti.