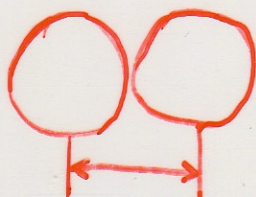


PROPRIETA'

PERIODICHE

Raggio metallico : meta' della distanza che separa i nuclei di atomi adiacenti.

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$



$$2r_m$$

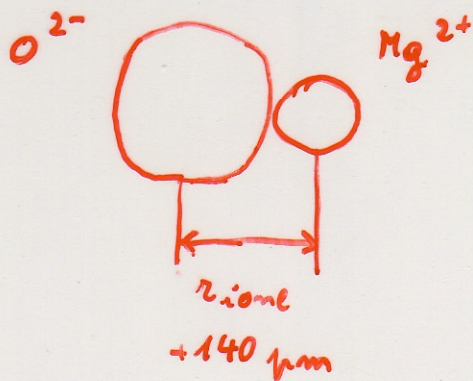
r_m = raggio metallico.

Cu

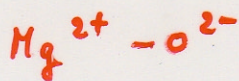
$$2r_m = 270 \text{ pm}$$

$$r_m = 135 \text{ pm}$$

Raggio ionico: la distanza fra cationi e anioni in un cristallo ionico e' data dalla somma dei raggi ionici dei due ioni.



$$r(\text{O}^{2-}) = 140 \text{ pm}$$



$$d(\text{Mg}^{2+} - \text{O}^{2-}) = 205 \text{ pm}$$

$$r(\text{Mg}^{2+}) = 205 - 140 = 65 \text{ pm}$$

r (cationi) $\sim 100 \text{ pm}$ $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$
 $\sim 1 \text{ \AA}$ $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

r (anioni) $\sim 200 \text{ pm}$
 $\sim 2 \text{ \AA}$

r metallico : *decrece da sinistra a destra*
aumenta dall'alto verso il basso

diminuzione nel periodo $\Rightarrow$ aumento carica nucleare
aumento nel gruppo $\Rightarrow$ elettroni in orbitali più esterni

Cationi : più piccoli degli atomi neutri

Anioni : più grandi degli atomi neutri

Gli stessi andamenti si verificano per i raggi
dei cationi e di quelli degli anioni

Raggi : diminuiscono nel periodo
aumentano nel gruppo

(Per la stessa configurazione elettronica).

Tabella 7.6 Raggi metallici in picometri

Li	Be				
145	105				
Na	Mg	Al			
180	180	125			
K	Ca	Ga	Ge		
220	180	130	125		
Rb	Sr	In	Sn	Sb	
235	200	155	145	145	
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po
266	215	190	180	160	190

* $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m.}$

Figura 7.25

I raggi ionici e metallici di alcuni elementi. Si noti che i cationi sono più piccoli dei loro atomi genitori, mentre gli anioni sono più grandi.

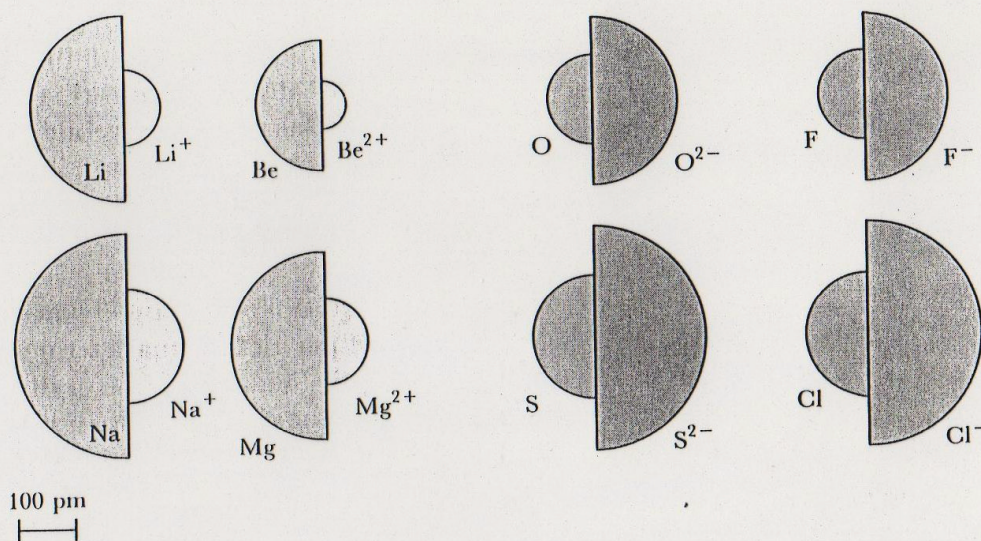


Tabella 7.5 Raggi ionici di ioni con configurazioni di tipo gas nobile o pseudo-gas nobile, in picometri*

Li ⁺	Be ²⁺	B ³⁺	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
60	31	20	171	140	136
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻
95	65	50	212	184	181
K ⁺	Ca ²⁺	Ga ³⁺	As ³⁻	Se ²⁻	Br ⁻
133	99	62	222	198	195
Rb ⁺	Sr ²⁺	In ³⁺		Te ²⁻	I ⁻
148	113	82		221	216
Cs ⁺	Ba ²⁺	Tl ³⁺			
169	135	95			

* Il raggio di uno ione H⁺ è il raggio di un protone, circa 0,001 pm (1 pm = 10⁻¹² m).

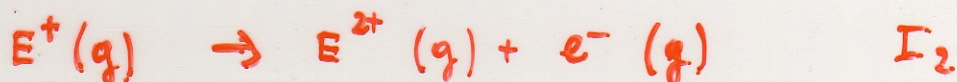
Energia di ionizzazione (potenziale di ionizzazione)

$\Rightarrow$ minima energia necessaria per rimuovere un elettrone dallo stato fondamentale di un atomo gassoso.

Energia di prima ionizzazione I_1



Energia di seconda ionizzazione I_2



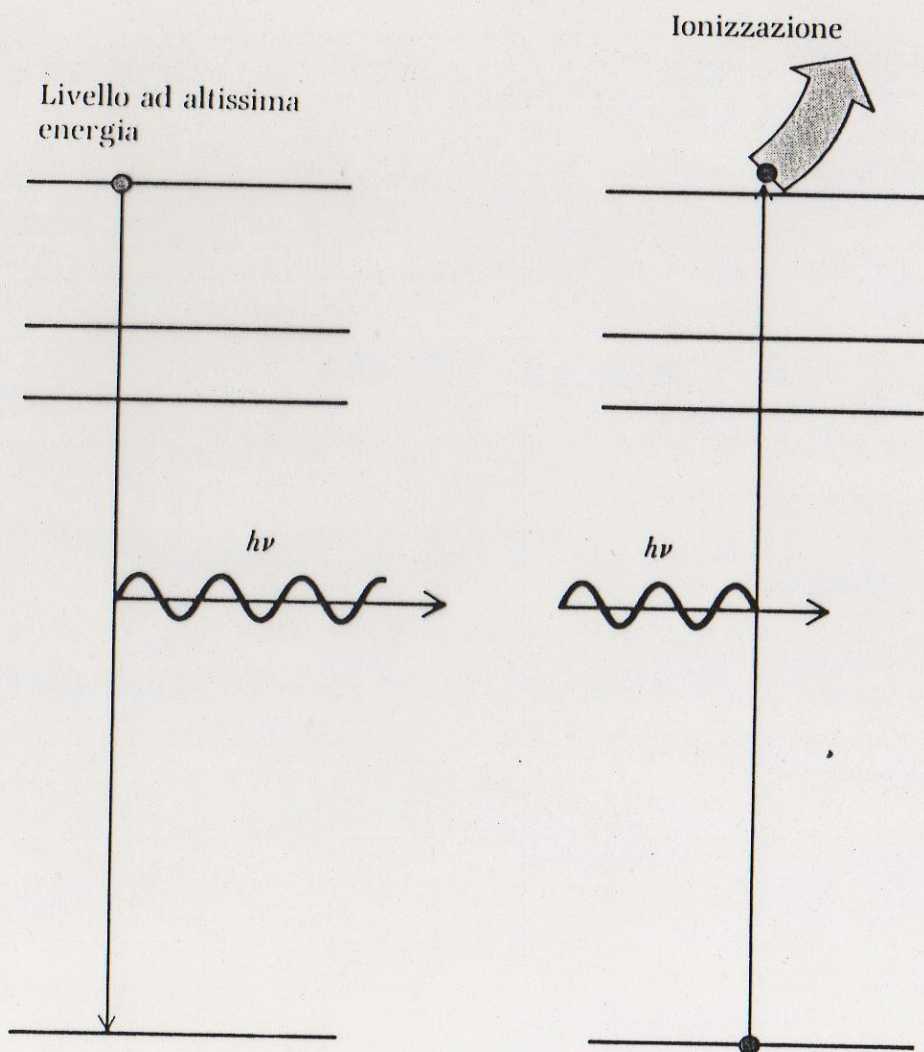
Calore richiesto per mole di atomi a pressione costante = entalpia di ionizzazione ΔH_{ion} .

Le energie di ionizzazione possono essere ottenute dall'analisi degli spettri atomici.

Energia di ionizzazione = minima λ nello spettro.

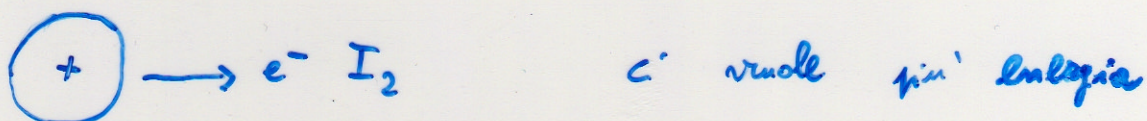
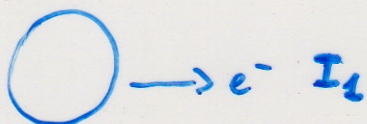
Figura 7.26

La luce di lunghezza d'onda più corta (di massima frequenza) nello spettro di un atomo (a sinistra) indica la minima quantità di energia necessaria per espellere un elettrone dallo stato fondamentale (a destra).

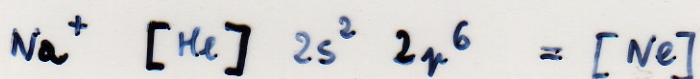
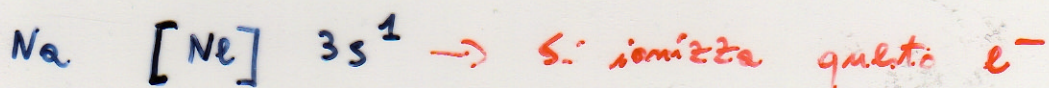


$$I \sim 500 \div 1000 \text{ KJ/mol}$$

$$I_2 > I_1 \text{ di norma}$$



$$I \text{ gruppo (metalli alcalini)} \quad I_2 \gg I_1$$



↓
si ionizza un elettrone dal "nociolo" interno!

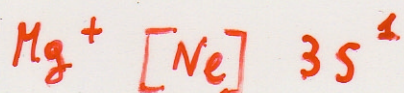
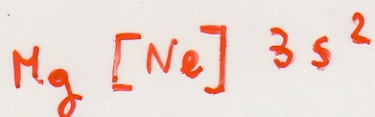


Tabella 7.7 Energie di prima e di seconda ionizzazione (e alcune successive) degli elementi dei gruppi principali, in kilojoule per mole

			H 1310				He 2370 5250
Li 519 7300	Be 900 1760 14800	B 799 2420 3660 25000	C 1090 2350	N 1400 2860	O 1310 3390	F 1680 3370	Ne 2080 3950
Na 494 4560	Mg 736 1450 7740	Al 577 1820 2740 11600	Si 786	P 1060	S 1000	Cl 1260	Ar 1520
K 418 3070	Ca 590 1137 4940	Ga 577	Ge 762	As 966	Se 941	Br 1140	Kr 1350
Rb 402 2650	Sr 548 1060 4120	In 556	Sn 707	Sb 833	Te 870	I 1010	Xe 1170
Cs 376 2420 3300	Ba 502 966 3390	Tl 590	Pb 716	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1040

L'energia di ionizzazione varia in modo periodico

- Aumenta da sinistra a destra lungo i periodi.
- Diminuisce dall'alto in basso lungo i gruppi.

Lungo i periodi il raggio atomico diminuisce e quindi gli elettroni più esterni sono legati più strettamente al nucleo, la cui carica positiva cresce.

Lungo i gruppi, gli elettroni esterni sono in orbitali con n che cresce, e quindi sono progressivamente più lontani dal nucleo e meno fortemente legati.

Eccellenze : legate alla repulsione fra gli elettroni.

Bassi Valori dell'energia di ionizzazione : METALLI

Metalli : cationi circondati da un "mare" di elettroni.

Metalli alcalini: $\Rightarrow$ tendono ad aver carica +1. Questo è dovuto all'altissimo valore di I_2 .

Metalli alcalino-terrosi: $\Rightarrow$ carica +2. Il valore di I_3 è altissimo.

Doppietti inerti : ionizzando un elemento che ha elettroni s e p, vengono persi prima gli elettroni p. Gli elettroni s hanno di norma un'energia di ionizzazione molto maggiore.

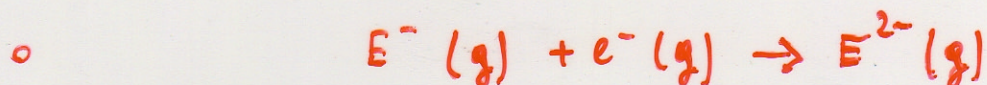
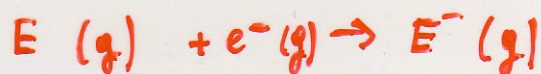
$I(s) - I(p)$ aumenta in un gruppo dall'alto in basso.

Per un metallo pesante: s^2 difficile da ionizzare.

DOPPIETTO INERTE: coppia di elettroni s in un guscio di valenza strettamente legati al nucleo.

AFFINITA' ELETTRONICA

Energia in gioco nel processo:



A P = cost. : Entalpia di incremento di elettroni

ΔH_{incr} . Può essere positiva o negativa.

Alta affinita' elettronica : $\Delta H_{incr} < 0$

Bassa affinita' elettronica : $\Delta H_{incr} > 0$

L' affinita' elettronica e' piu' alta per gli elementi in alto a destra nella tavola periodica.

$\Rightarrow e^{-}$ occupa un orbitale vicino a un nucleo fortemente carico.

L' addizione di un secondo elettrone e' sempre endotermica.

o

$$\Delta H_1 = -142 \text{ KJ/mol} \quad \Delta H_2 = 844 \text{ KJ/mol}$$

Tabella 7.8 Entalpie di incremento di elettroni (affinità elettroniche) degli elementi dei gruppi principali, in kilojoule per mole*

				H -72				He +21
Li -60	Be +240	B -28	C -122	N +7	O -142 +844	F -328		Ne +29
Na -53	Mg +232	Al -44	Si -120	P -72	S -200 +532	Cl -349		Ar +35
K -48	Ca +156	Ga -29	Ge -117	As -77	Se -195	Br -325		Kr +39
Rb -47	Sr +52	In -29	Sn -121	Sb -101	Te -190	I -295		Xe +41

* Quando vengono indicati due valori, il primo si riferisce alla formazione dello ione X^- dall'atomo neutro X , il secondo alla formazione di X^{2-} da X^- .

ELETTRO NEGATIVITA'

- Tendenza a formare cationi:

Bassa energia di ionizzazione

Bassa affinità elettronica

- Tendenza a formare anioni

Alta energia di ionizzazione

Alta affinità elettronica

Elettronegatività χ : media dell'energia di ionizzazione e dell'affinità elettronica

χ_{CHI}

Misura la tendenza di un atomo ad attrarre la carica elettronica in un legame chimico.

χ

atomo

alta

forma anioni

bassa

forma cationi

χ è una proprietà periodica

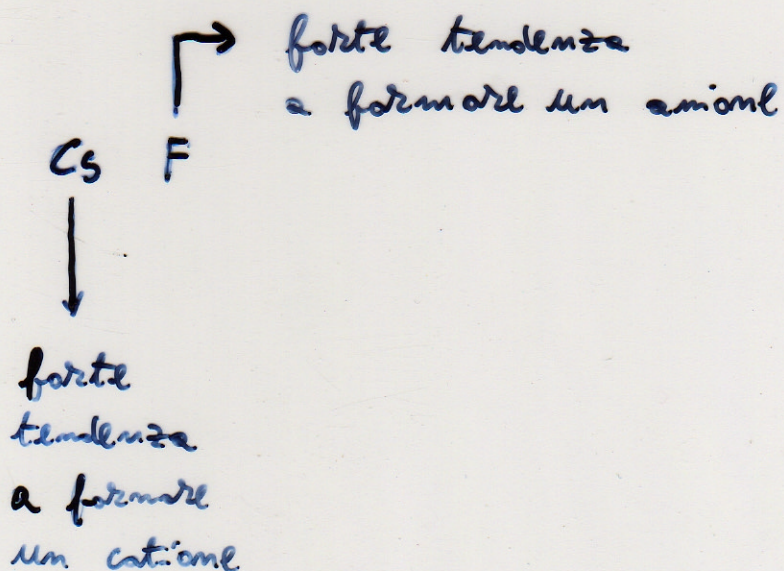
Aumenta da sinistra verso destra

Diminuisce dall'alto verso il basso

$\Rightarrow$ rispecchia l'aumento dell'energia di ionizzazione e dell'affinità elettronica

F più elettronegativo $\max \chi$ 4.0

Cs più elettropositivo $\min \chi$ 0.7



$\text{Cs}^+ \text{F}^-$ si forma un legame ionico.

Metalli alcalini e alcalino-terrosi $\Rightarrow$ ioni positivi

O e alogeni $\Rightarrow$ ioni negativi

Tabella 7.9 Elettronegatività degli elementi dei gruppi principali

			H 2,1			
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

SCALA DI PAULING
MULLIKEN

Tutti gli elementi dello stesso gruppo hanno
la stessa configurazione di valenze

=> STESSE PROPRIETA' CHIMICHE