

# PROPRIETA' PERIODICHE

Sono tutte quelle proprietà il cui andamento lungo un periodo o lungo un gruppo presenta un andamento periodico.

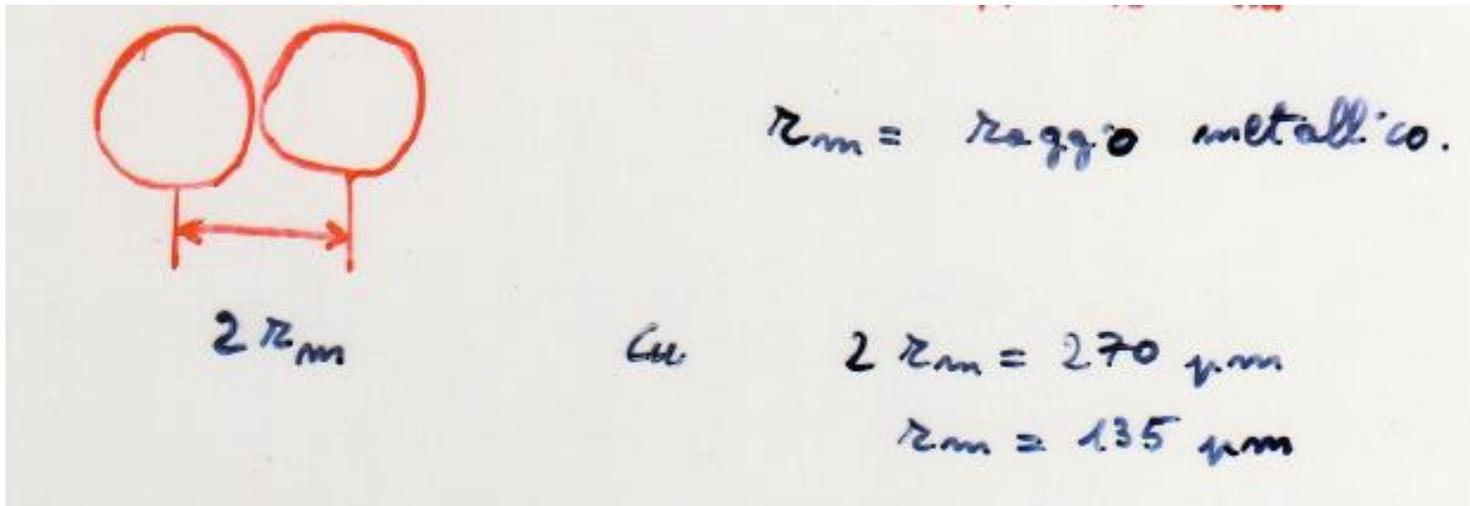
Le più rilevanti sono:

- 1) Raggi atomici (o ionici)
- 2) Potenziale di ionizzazione
- 3) Elettronegatività

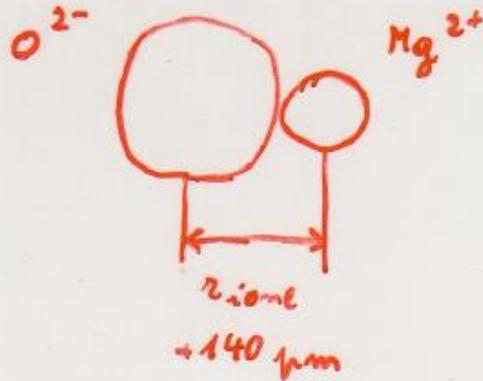
# RAGGIO ATOMICO

Il raggio di un atomo dipende innanzi tutto dal tipo di composto in cui l'atomo è presente: se costituisce una molecola si parla di raggio covalente, se costituisce un metallo di raggio metallico. Il parametro che più "assomiglia" al raggio dell'atomo isolato è il raggio metallico (per elementi a natura metallica).

**Raggio metallico** = metà della distanza che separa due nuclei di atomi adiacenti.



**Raggio ionico** = raggio dello ione nel composto ionico.



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

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

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

Mediamente il raggio di un catione è circa  $1 \text{ \AA}$ , quello di un anione circa  $2 \text{ \AA}$

Inoltre, il raggio del catione è sempre più piccolo rispetto al raggio dell'atomo neutro ed il raggio dell'anione sempre più grande.

**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

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

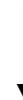
Il raggio metallico **cresce** scendendo lungo il gruppo e **decrece** lungo un periodo

Lungo un periodo

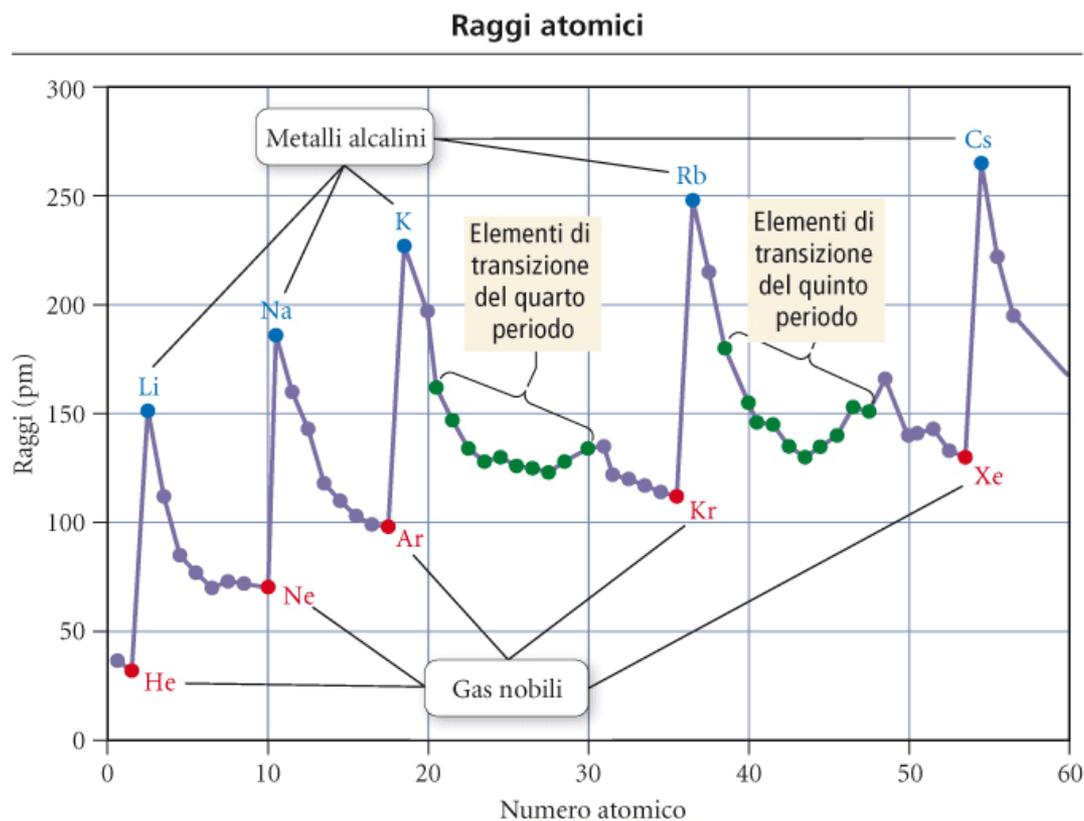


Aumento carica nucleare efficace

Lungo il gruppo



Elettroni in orbitali più esterni

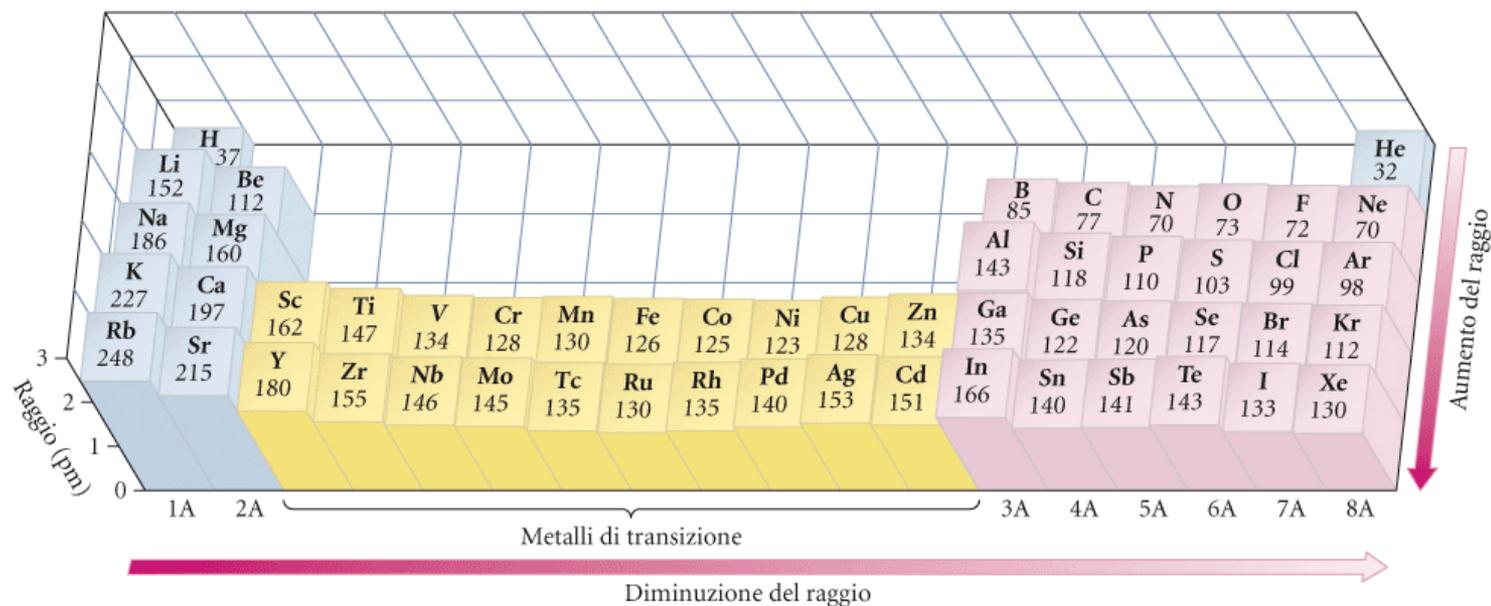


◀ **FIGURA 8.10** Raggio atomico in funzione del numero atomico. Si noti l'andamento periodico del raggio atomico, che inizia con un picco in corrispondenza di ciascun metallo alcalino e diminuisce sino ad un minimo in corrispondenza di ciascun gas nobile.



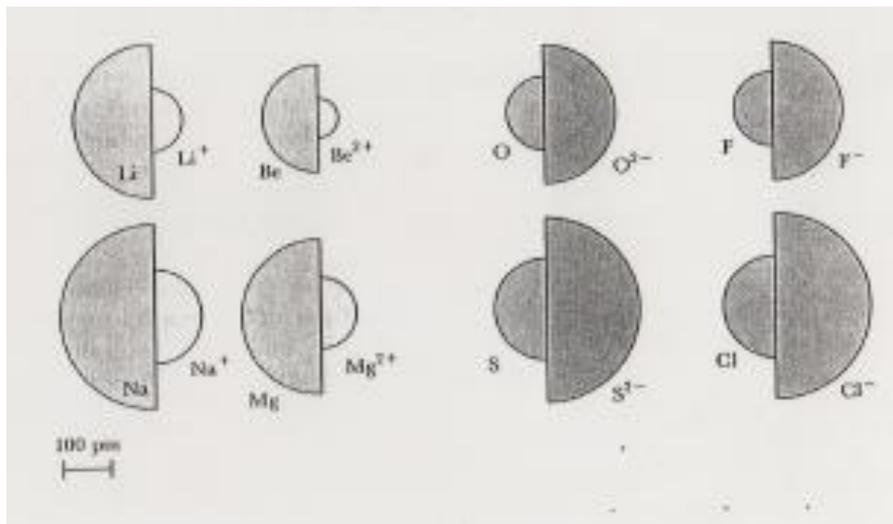
Nivaldo J. Tro  
 Chimica - Un approccio molecolare  
 EdiSES

## Andamento dei raggi atomici



▲ **FIGURA 8.11 Andamento dei raggi atomici** In generale, i raggi atomici aumentano spostandosi verso il basso lungo una colonna e diminuiscono spostandosi verso destra lungo un periodo della tavola periodica.





Il raggio ionico **cresce** scendendo lungo il gruppo e **decrece** lungo un periodo (stesso comportamento del raggio metallico)

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

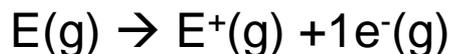
$\text{Li}^+$	$\text{Be}^{2+}$	$\text{B}^{3+}$	$\text{N}^{3-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{F}^-$
60	31	20	171	140	136
$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{P}^{3-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{Cl}^-$
95	65	50	212	184	181
$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{As}^{3-}$	$\text{Se}^{2-}$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

\* Il raggio di uno ione  $\text{H}^+$  è il raggio di un protone, circa 0,001 pm (1 pm =  $10^{-12}$  m).

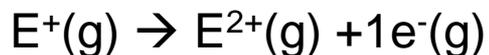
# ENERGIA di IONIZZAZIONE

Minima energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo gassoso nello stato fondamentale (è detto anche potenziale di ionizzazione).

Energia di prima ionizzazione  $I_1$



Energia di seconda ionizzazione  $I_2$

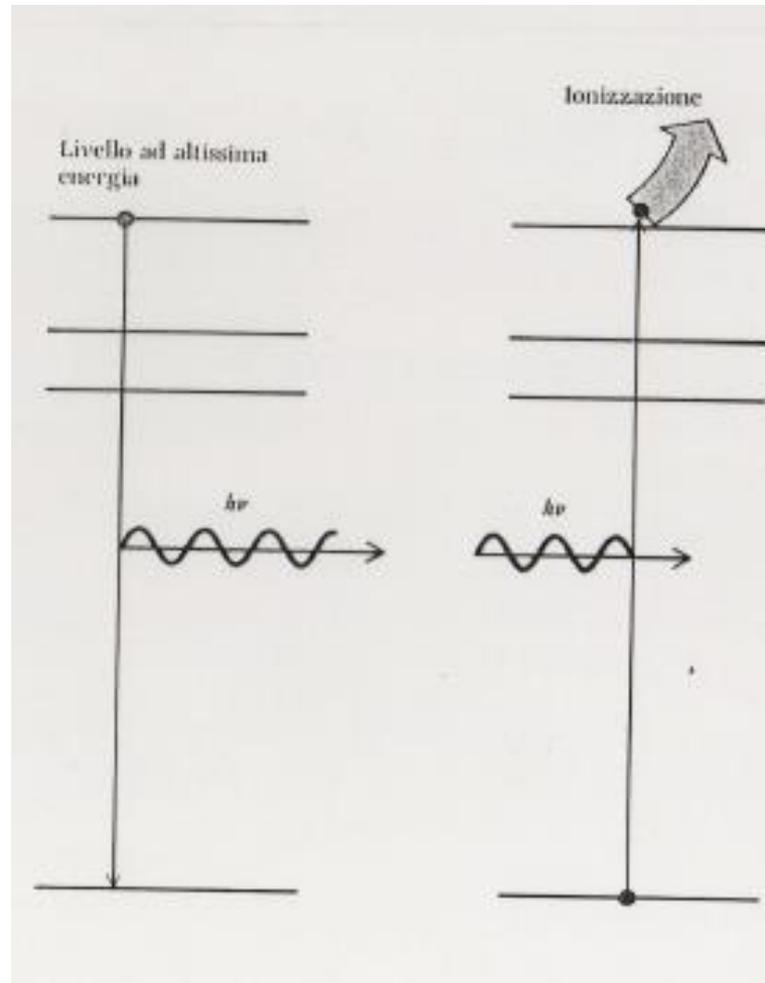


Si definisce **entalpia di ionizzazione** la quantità di calore necessaria alla ionizzazione di una mole di atomi gassosi a  $P = K$  ( $\Delta H_{\text{ion}}$ ). Vale generalmente 500-1000 KJ/mole

Di norma  $I_1 < I_2$

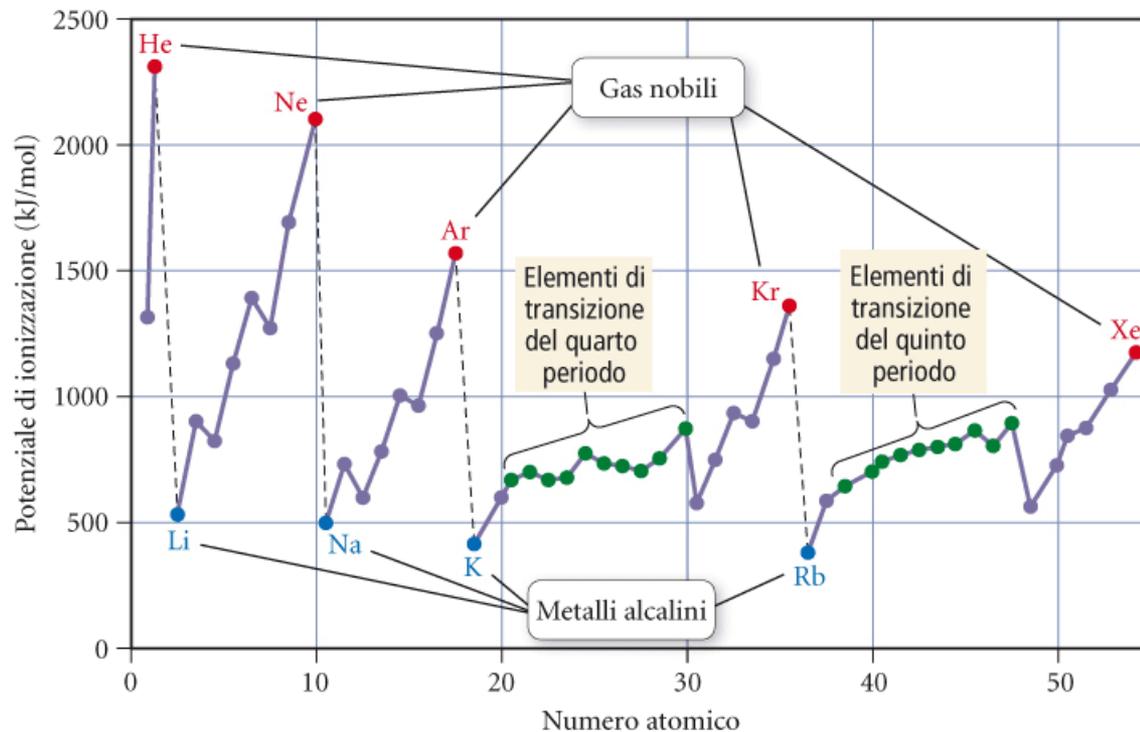
## Entalpie di ionizzazione dagli spettri atomici

La frequenza (energia) massima degli spettri di emissione di un atomo è legata all'entalpia di ionizzazione.



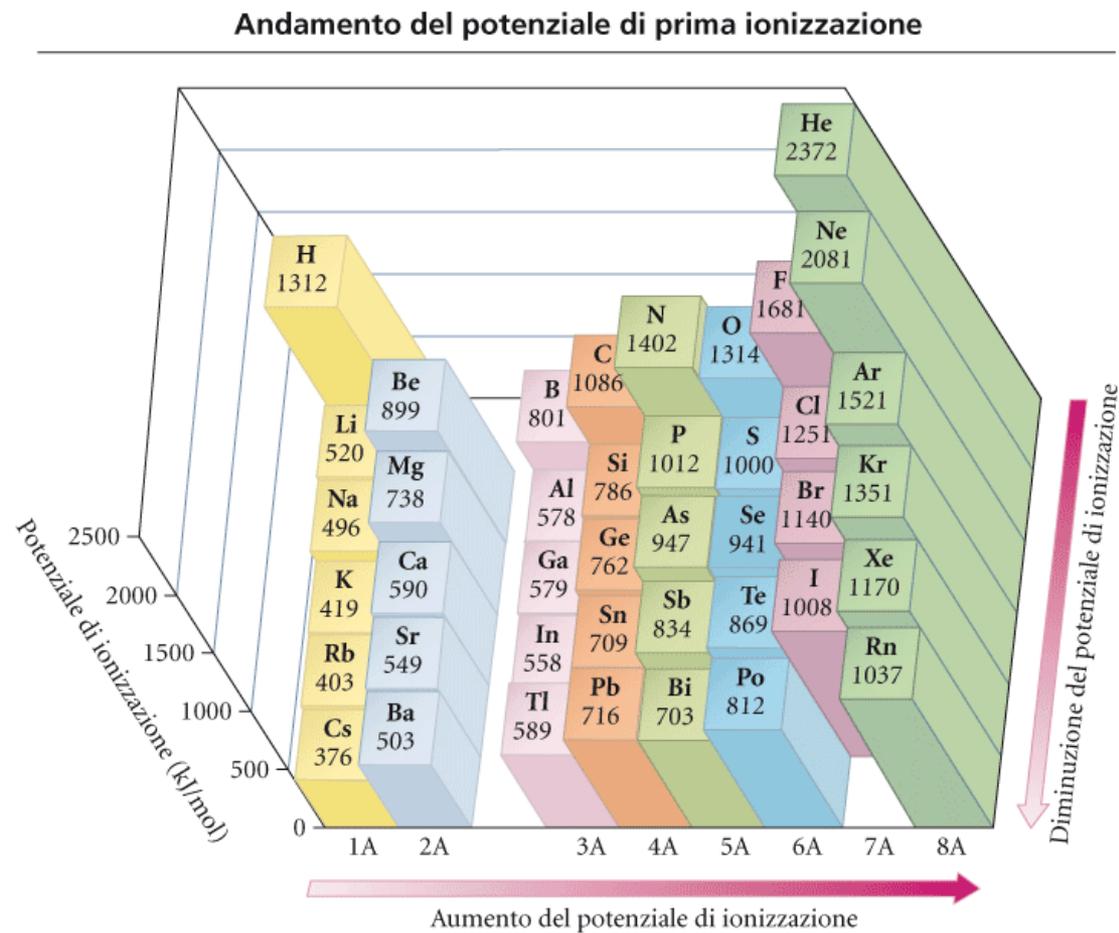
La frequenza (energia) massima degli spettri di assorbimento di un atomo è legata all'entalpia di ionizzazione.

## Potenziali di prima ionizzazione



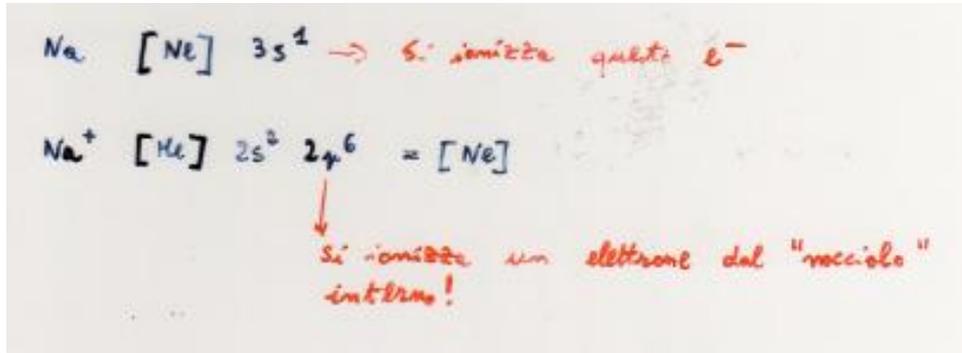
◀ **FIGURA 8.15** Potenziale di prima ionizzazione in funzione del numero atomico per gli elementi fino allo **Xenon**. La ionizzazione inizia con un minimo in corrispondenza di ciascun metallo alcalino ed aumenta fino ad un massimo in corrispondenza di ciascun gas nobile.

► **FIGURA 8.16** Andamento del potenziale di ionizzazione L'energia di ionizzazione aumenta spostandosi verso destra lungo un periodo, e diminuisce spostandosi verso il basso lungo una colonna nella tavola periodica.



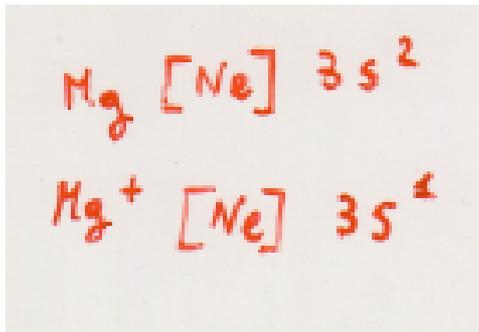
# Gruppo I (metalli alcalini)

$$I_2 \gg I_1$$



# Gruppo II (metalli alcalino terrosi)

$$I_2 = 2 \times I_1$$



Data la configurazione elettronica di Mg ed Mg<sup>+</sup> spiegare perché non è così difficile ottenere ioni 2+ per gli elementi del gruppo II

**TABELLA 8.1 Valori dei potenziali di ionizzazione successivi per gli elementi dal sodio all'argon (kJ/mol)**

Elemento	IE <sub>1</sub>	IE <sub>2</sub>	IE <sub>3</sub>	IE <sub>4</sub>	IE <sub>5</sub>	IE <sub>6</sub>	IE <sub>7</sub>
Na	496	4560					
Mg	738	1450	7730				
Al	578	1820	2750	11 600			
Si	786	1580	3230	4360	16 100		
P	1012	1900	2910	4960	6270	22 200	
S	1000	2250	3360	4560	7010	8500	27 100
Cl	1251	2300	3820	5160	6540	9460	11 000
Ar	1521	2670	3930	5770	7240	8780	12 000

**Elettroni interni**



*Nivaldo J. Tro*

**Chimica - Un approccio molecolare**

**EdiSES**

**TABELLA 8.2 Proprietà dei metalli alcalini\***

Elementi	Configurazione elettronica	Raggio atomico (pm)	El <sub>1</sub> (kJ/mol)	Densità a 25°C (g/cm <sup>3</sup> )	Punto di fusione (°C)
Li	[He] 2s <sup>1</sup>	152	520	0.535	181
Na	[Ne] 3s <sup>1</sup>	186	496	0.968	102
K	[Ar] 4s <sup>1</sup>	227	419	0.856	98
Rb	[Kr] 5s <sup>1</sup>	248	403	1.532	39
Cs	[Xe] 6s <sup>1</sup>	265	376	1.879	29

\*Il francio è stato ommesso poichè non presenta isotopi stabili.



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

Edises

**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 un periodo**

**Diminuisce dall'alto al basso lungo un gruppo**

Lungo un periodo il raggio atomico diminuisce perché la carica positiva del nucleo “sentita” dagli elettroni più esterni aumenta. Aumenta perciò l'energia necessaria ad “asportare” l'elettrone più esterno (energia di prima ionizzazione).

Scendendo lungo un gruppo gli elettroni più esterni sono su orbitali con  $n$  che cresce, hanno energia più alta e sono più distanti dal nucleo. La carica nucleare effettivamente percepita è minore ed è quindi più “facile” una loro rimozione.

Ci sono alcune eccezioni dovute alle repulsioni tra gli elettroni su cui non ci soffermiamo.

# I METALLI HANNO BASSI VALORI DI ENERGIA DI IONIZZAZIONE



I metalli alcalini hanno un basso valore di  $I_1$  ma alto di  $I_2$

I metalli alcalino terrosi hanno un basso valore di  $I_1$  ed  $I_2$  ma un alto valore di  $I_3$

In genere un metallo può essere visto come costituito da cationi circondati da un “mare” di elettroni.

# DOPPIETTI INERTI

Ionizzando un elemento che ha elettroni s e p vengono persi prima gli elettroni p. Gli elettroni s hanno di norma una energia di ionizzazione molto maggiore.

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

Per un metallo pesante  $s^2$  è difficile da ionizzare (**Tl**, **Pb** e **Bi**).

Confronti da fare: In vs Tl; Sn vs Pb e Sb vs Bi

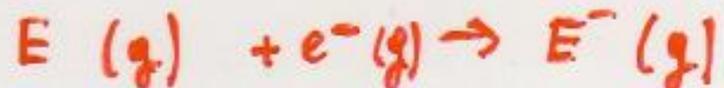
$Tl^{3+}$ ,  $Pb^{4+}$ ,  $Bi^{5+}$  sono degli ottimi **ossidanti**

$In^+$ ,  $Sn^{2+}$  sono dei **riducenti**.

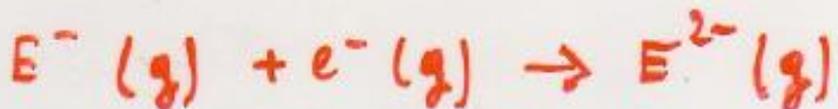
**Tale doppietto  $s^2$  è inerte** ed è costituito da una coppia di elettroni s nel guscio di valenza strettamente legati al nucleo.

# AFFINITA' ELETTRONICA

Energia in gioco nel processo:



oppure



a P=K tale energia in gioco prende il nome di entalpia di incremento di elettroni ( $\Delta H_{\text{incr.}}$ ). Essa può essere positiva o negativa.

$\Delta H_{\text{incr.}} > 0$     Bassa affinità elettronica

$\Delta H_{\text{incr.}} < 0$     Alta affinità elettronica

L’Affinità elettronica è maggiore per i non metalli che per i metalli ed , in particolare è alta per gli elementi **a destra in alto** nella tavola periodica. Questi elementi hanno elettroni vicino al nucleo che ha elevata carica efficace (ha propensione ad ospitare un altro elettrone).

Se l’addizione di un elettrone può essere esotermica, l’addizione di un secondo elettrone è sempre endotermica).

**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  $X^-$ .

**TABELLA 8.3 Proprietà degli alogeni\***

Elemento	Configurazione elettronica	Raggio atomico (pm)	AE (kJ/mol)	Punto di fusione (°C)	Punto di ebollizione (°C)	Densità del liquido (g/cm <sup>3</sup> )
F	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	72	-328	-219	-188	1.51
Cl	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	99	-349	-101	-34	2.03
Br	[Ar] 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	114	-325	-7	59	3.19
I	[Kr] 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>	133	-295	114	184	3.96

\*At è stato omissso poichè è raro e radioattivo.



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

Edises

**TABELLA 8.4 Proprietà dei gas nobili\***

Elemento	Configurazione elettronica	Raggio atomico (pm)**	El <sub>1</sub> (kJ/mol)	Punto di ebollizione (K)	Densità dei gas (g/L a STP)
He	1s <sup>2</sup>	32	2372	4.2	0.18
Ne	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	70	2081	27.1	0.90
Ar	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	98	1521	87.3	1.78
Kr	[Ar] 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	112	1351	119.9	3.74
Xe	[Kr] 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup>	130	1170	165.1	5.86

\*Il radon è stato ommesso poiché è radioattivo.

\*\*Poiché solo i gas nobili più pesanti formano composti, il raggio covalente per i gas nobili più piccoli è stimato.



*Nivaldo J. Tro*

**Chimica - Un approccio molecolare**

**Edises**

# ELETRONEGATIVITA'

E' una misura della tendenza di un atomo in un legame chimico ad attrarre gli elettroni di tale legame.

Si può misurare in vari modi. Una scala da ricordare è quella di Mulliken.

Secondo questo scienziato L'elettronegatività ( $\chi$ ) rappresenta la media aritmetica tra l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica.

Gli elementi con tendenza a formare cationi hanno bassa energia di ionizzazione e bassa affinità elettronica. Essi avranno una bassa o alta elettronegatività???

Gli elementi con tendenza a formare anioni hanno alta energia di ionizzazione e alta affinità elettronica. Essi avranno una bassa o alta elettronegatività???

Es. Completare la seguente tabella

<b>X</b>	<b>atomo</b>	<b>V o F?</b>
alta	forma cationi	
	forma anioni	
bassa	forma cationi	
	forma anioni	

Anche l'elettronegatività è una proprietà periodica:

Aumenta da sx a dx lungo un periodo

Diminuisce dall'alto al basso lungo un gruppo.

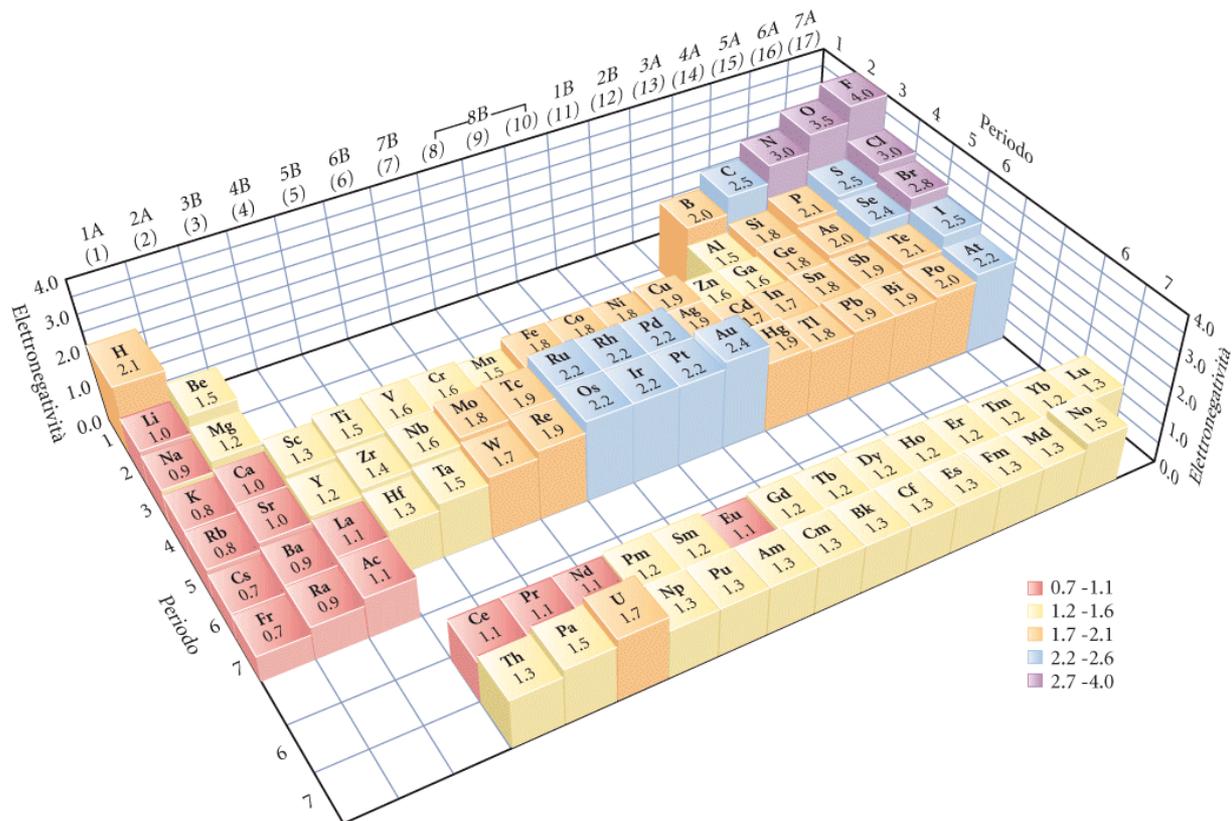
.

# ELETTRONEGATIVITA' elementi dei gruppi principali

Tabella 7.9 Elettronegatività degli elementi dei gruppi principali

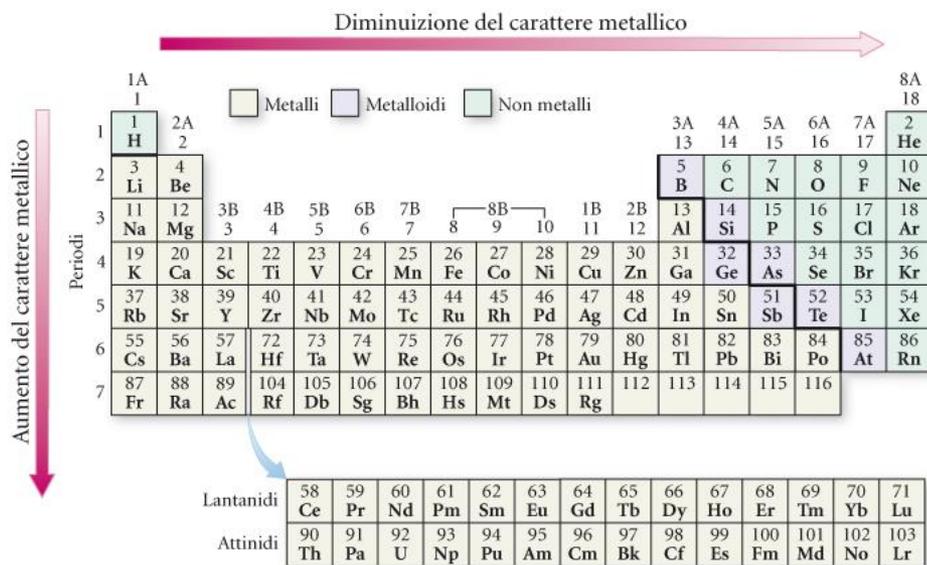
			H 2,1				
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0		C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5		Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6		Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7		Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8		Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

## Andamenti dell'elettronegatività



▲ **FIGURA 9.8 Elettronegatività degli elementi** L'elettronegatività in genere aumenta spostandosi lungo una riga nella tavola periodica e decresce spostandosi verso il basso lungo una colonna.

## Andamento nel carattere metallico



◀ **FIGURA 8.18** Andamento del carattere metallico I Il carattere metallico diminuisce spostandosi verso destra lungo un periodo ed aumenta spostandosi verso il basso lungo una colonna nella tavola periodica.



Nivaldo J. Tro

Chimica - Un approccio molecolare

Edises

Cosa succede se un elemento come Cs con forte tendenza a formare un catione viene in contatto con un elemento come F che ha forte tendenza a generare anioni???