

# Le Proprietà Periodiche degli Elementi

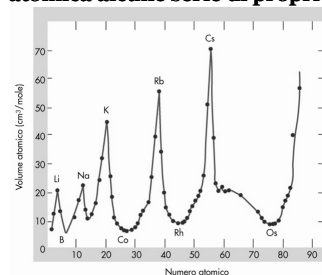
Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Classificazione degli elementi: la Legge Periodica e la Tavola Periodica

Nel 1869, Dmitri Mendeleev e Lothar Meyer, in modo indipendente, proposero la:

### LEGGE PERIODICA

Quando gli elementi sono disposti in ordine crescente di massa atomica alcune serie di proprietà ricorrono con periodicità



**Meyer (1870)**  
Studio dei volumi atomici in funzione del numero atomico  
**Non metalli: parti ascendenti**  
**Metalli: picchi, tratti discendenti e minimi**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

2

## La tavola di Mendeleev

Reihen	Gruppe I. R <sup>2</sup> O	Gruppe II. RO	Gruppe III. R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Gruppe IV. RH <sup>4</sup> RO <sup>2</sup>	Gruppe V. RH <sup>3</sup> R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Gruppe VI. RH <sup>2</sup> RO <sup>3</sup>	Gruppe VII. RH R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	Gruppe VIII. RO <sup>4</sup>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4						
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40		Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	– = 68	– = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	– = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sa = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	–	–	–	–	
9	(–)	–	–	–	–	–	–	
10	–	–	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	–	
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	–	–	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
12	–	–	–	Th = 231	–	U = 240	–	

▲ Dmitri Mendeleev (1834-1907). La scoperta di Mendeleev della tavola periodica risultò dal tentativo di presentare in modo sistematico le proprietà degli elementi in un libro di chimica. Il suo libro, di grande influenza, fu pubblicato in otto edizioni nel corso della sua vita ed altre cinque dopo la sua morte.

Nella sua tavola periodica Mendeleev sistemò gli elementi in otto gruppi (Gruppe) e dodici righe (Reihen). Le formule qui sopra sono scritte come le scriveva Mendeleev. R<sup>2</sup>O, RO, ... sono le formule degli ossidi degli elementi (come Li<sub>2</sub>O, MgO, ...); RH<sup>4</sup>, RH<sup>3</sup>, ... sono le formule degli idruri degli elementi (come CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, ...).



**Nella sua tavola Mendeleev dispone gli elementi noti in 8 gruppi lasciando spazio per quelli ancora sconosciuti**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

3

## Tavola Periodica degli Elementi

### Blocco s

1	H											He						
2	Li	Be	Elementi di Transizione										B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Blocco d										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	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun								

Lantanidi	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Blocco f
Attinidi	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

**"Le Proprietà Chimiche degli Elementi sono funzioni del Numero Atomico"**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

4

**Configurazioni elettroniche e tavola periodica**  
 A partire dal 1920 Niels Bohr comincia a pensare alla connessione tra tavola periodica e teoria quantistica  
**Elementi appartenenti allo stesso gruppo della tavola periodica hanno configurazioni elettroniche simili.**

Gruppo	Configurazione elettronica esterna	
1	$ns^1$	Blocco s – viene riempito l'orbitale s del più alto numero quantico principale, n
2	$ns^2$	
3-12	$ns^2 (n-1)d^1 - ns^2 (n-1)d^{10}$	Blocco d – vengono riempiti gli orbitali d del livello elettronico n-1
13	$ns^2 np^1$	Blocco p – vengono riempiti gli orbitali p del più alto numero quantico principale, n
14	$ns^2 np^2$	
15	$ns^2 np^3$	
16	$ns^2 np^4$	
17	$ns^2 np^5$	
18	$ns^2 np^6$	

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

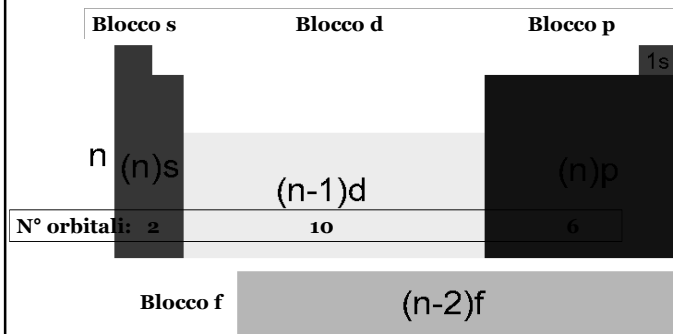
**Riempimento elettronico lungo i PERIODI**  
 (numero quantico principale n)

**GRUPPI = elementi che presentano la stessa configurazione elettronica superficiale, quindi lo stesso comportamento chimico**  
 (ma diversi livelli energetici occupati)

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

6

## I Blocchi



**La denominazione dei blocchi della tavola periodica si basa sull'ultimo sottostrato occupato nell'atomo dell'elemento in base al principio di Aufbau.**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Configurazioni elettroniche e tavola periodica

Elementi dei gruppi principali

blocco s																		blocco p									
1	2															13	14	15	16	17	18						
1	2															3	4	5	6	7	8	9	10				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne						
Elementi di transizione																											
blocco d																											
11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18										
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36										
K	Ca	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	112																
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt																			

Elementi di transizione interni

blocco f													
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

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

Gruppo	Configurazione elettronica	Numero di ossidazione	Numero di elettroni esterni
I	ns <sup>1</sup>	+1	1
II	ns <sup>2</sup>	+2	2
III	ns <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	+2	3
IV	ns <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	+4/-4	4
V	ns <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	+5/-3	5
VI	ns <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	+6/-2	6
VII	ns <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	+7/-1	7
VIII	ns <sup>2</sup> p <sup>6</sup>	0	8

**Gli orbitali di tipo d ed f non sono coinvolti nelle reazioni chimiche**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

9

## Configurazioni elettroniche e proprietà

Le proprietà chimiche di un elemento sono determinate in gran parte dalla sua configurazione elettronica, specialmente da quella del guscio elettronico più esterno o DI VALENZA.

### Gas nobili

Gli elementi del 18° gruppo o gas nobili hanno il guscio esterno completamente occupato. Questa configurazione elettronica conferisce loro una notevole inerzia chimica.

### Elementi del blocco s

Gli elementi del blocco s tendono a perdere gli elettroni presenti nell'orbitale ns per raggiungere la configurazione elettronica del gas che li precede

**COMPORAMENTO METALLICO**

### Elementi del blocco p

Gli elementi del blocco p tendono ad acquisire elettroni per raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che li segue

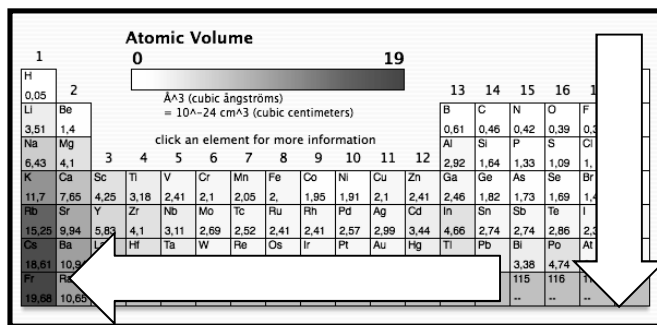
**COMPORAMENTO NON-METALLICO**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

### Volume Atomico

Si ottiene dividendo il peso atomico per la densità



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Atomico

Le nubi elettroniche non hanno confini netti e ciò vieterebbe di parlare di raggio dell'atomo. Tuttavia quando gli atomi si legano ad altri atomi i loro centri si trovano a distanze definite gli uni dagli altri.

**Raggio atomico: Metà della distanza tra i nuclei degli atomi (metalli, gas nobili)**

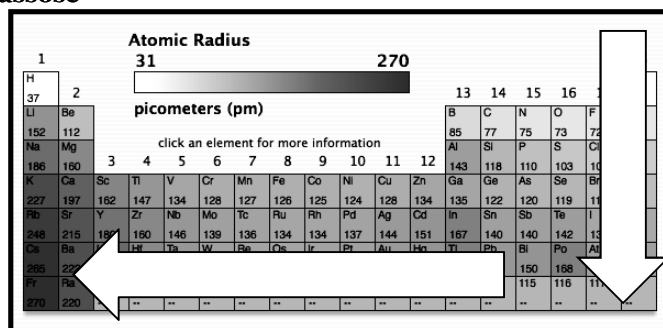
**Raggio covalente: parte pertinente della distanza tra i nuclei di due atomi congiunti da un legame covalente**

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

### Raggio Atomico

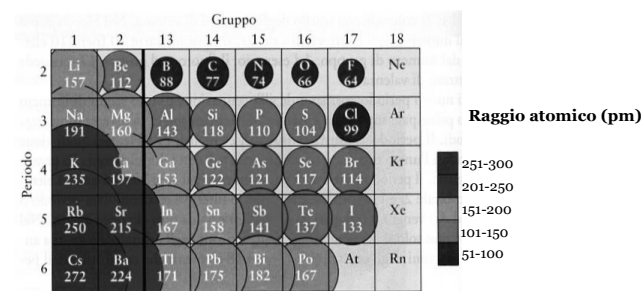
Viene assunto pari alla semidistanza tra i nuclei di due atomi uguali, adiacenti nei solidi o nelle molecole gassose



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Atomico

Il raggio atomico aumenta scendendo lungo un gruppo e spostandosi da destra a sinistra lungo un periodo



### Raggi atomici in picometri ( $10^{-12}$ m)

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Atomico

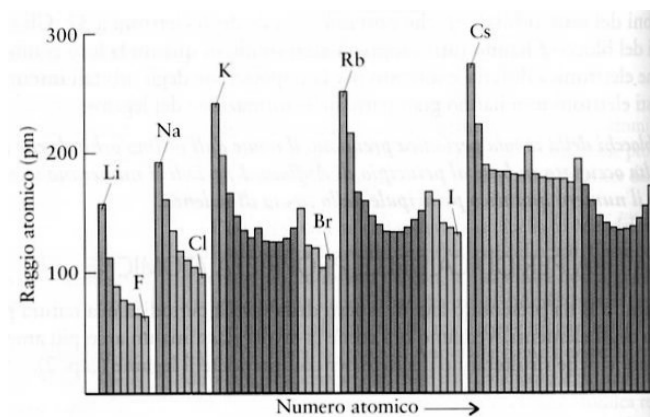
**Scendendo lungo il gruppo:** di periodo in periodo gli elettroni più esterni occupano strati via via più lontani dal nucleo.

**Spostandosi nel periodo:** gli elettroni vengono aggiungendosi nello stesso strato e, quindi, più o meno alla stessa distanza dal nucleo di quelli preesistenti.

Data la loro condizione diffusa non esercitano l'uno sull'altro uno schermo efficace nei confronti della carica nucleare quindi lungo il periodo la carica nucleare effettiva cresce attraendo gli elettroni e contraendo il volume dell'atomo.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Atomico

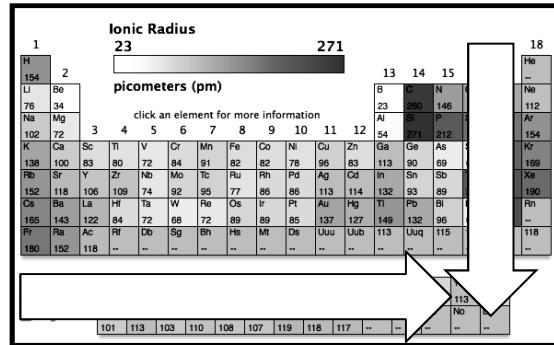


Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

### Raggio Ionico

E' uguale alla distanza dei nuclei degli ioni adiacenti in un cristallo ionico



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

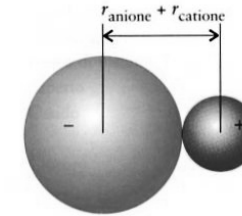
17

## Le proprietà periodiche: il Raggio Ionico

Raggio Ionico: coincide con la sua quota della distanza che separa due ioni contigui in un solido ionico.

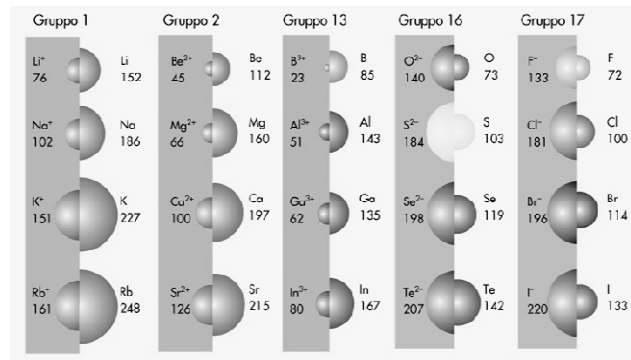
La distanza tra i centri di un catione e di un anione contigui vale la somma dei loro raggi ionici.

In pratica si assume il raggio dello ione ossido uguale a 140 pm e si calcola il raggio degli altri ioni sulla base di questo valore.



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Ionico



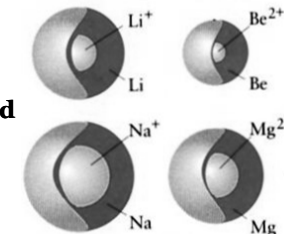
Il raggio ionico aumenta scendendo lungo un gruppo e diminuisce spostandosi da sinistra a destra

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Ionico

I cationi sono più piccoli degli atomi dai quali derivano perché si formano da essi grazie alla perdita di uno o più elettroni ed espongono il nocciolo generalmente più piccolo dell'atomo progenitore.

Come i raggi atomici diminuiscono lungo il periodo (aumenta la carica del nucleo) ed aumentano scendendo lungo il gruppo (si occupano strati di numero atomico crescente).

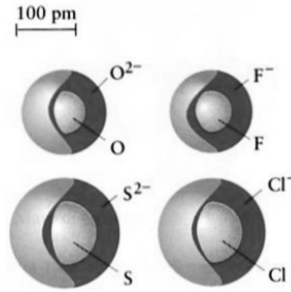


Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: il Raggio Ionico

Gli anioni sono più voluminosi degli atomi progenitori per l'aumentato numero di elettroni nello strato di valenza e gli effetti repulsivi che si generano.

Come i raggi atomici diminuiscono lungo il periodo (aumenta la carica del nucleo) ed aumentano scendendo lungo il gruppo (si occupano strati di numero atomico crescente).

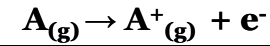


Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi

Energia di Ionizzazione (kcal/mole)

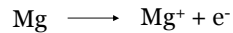
Energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo isolato allo stato gassoso e portarlo a distanza infinita dal nucleo.



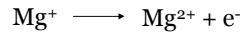
Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

**Energia di ionizzazione:** è la quantità di energia che un atomo allo stato gassoso deve assorbire perché si possa rimuovere l'elettrone più esterno (cioè legato più labilmente).



$I_1$  = energia di prima ionizzazione o di ionizzazione primaria



$I_2$  = energia di seconda ionizzazione o di ionizzazione secondaria

$$I_2 > I_1$$

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

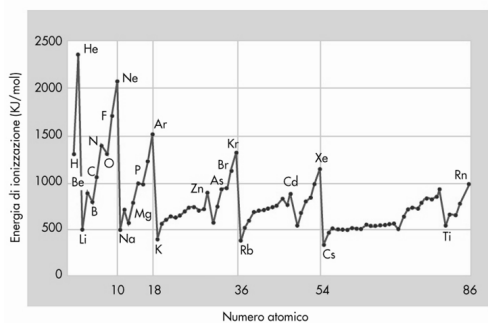
L'energia di ionizzazione cala scendendo lungo il gruppo e spostandosi da destra a sinistra lungo il periodo (diminuisce con l'aumentare del raggio atomico)

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

### Energia di Ionizzazione

Energia necessaria per allontanare un elettrone da un atomo isolato allo stato gassoso e portarlo a distanza infinita dal nucleo.



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

25

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

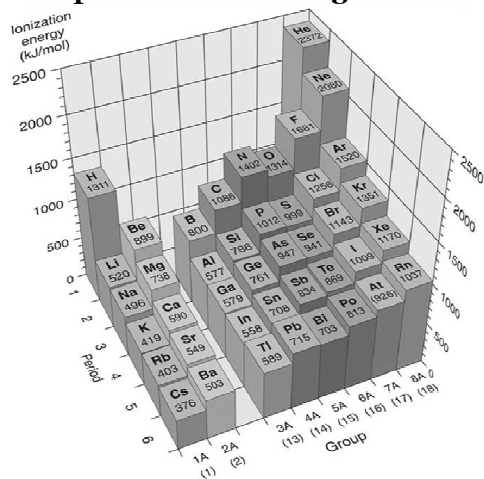
Scendendo lungo il gruppo: gli elettroni più esterni occupano strati via via più lontani dal nucleo che lo lega, di conseguenza, più labilmente.

Spostandosi nel periodo: gli elettroni vengono aggiungendosi nello stesso strato e, quindi, più o meno alla stessa distanza dal nucleo di quelli preesistenti.

Data la loro condizione diffusa non esercitano l'uno sull'altro uno schermo efficace nei confronti della carica nucleare quindi lungo il periodo la carica nucleare effettiva cresce attraendo gli elettroni e incrementando l'energia di ionizzazione.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione ... riassumendo

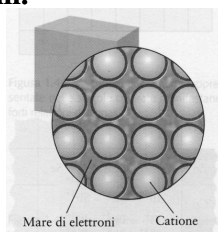
L'energia di ionizzazione primaria è massima per gli elementi vicini all'elio e minima per quelli vicini al cesio.

L'energia di ionizzazione secondaria è più elevata della primaria (per il medesimo elemento) a causa della presenza di una carica positiva, e molto più alta se l'elettrone da allontanare appartiene ad uno strato chiuso (completo = stabile).

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

Un blocco di metallo è costituito da un insieme ordinato di cationi (sfere) circondati da un mare di elettroni. Gli elettroni sono mobili.



I metalli si trovano nella porzione inferiore sinistra della tavola periodica perché questi elementi possiedono bassa energia di ionizzazione e possono facilmente cedere i loro elettroni.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

### Energia di Ionizzazione secondaria

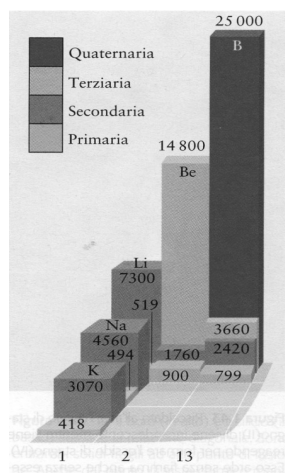
Second Ionization Energy																	
electron volts (eV)																	
1	75.64																18
H	2															He	
131.07	Be															54.41	
736.93	18.21															Ne	
Na	Mg															Ar	
47.28	15.03	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	27.63
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
31.63	11.87	12.8	13.58	14.66	16.49	15.64	16.19	17.08	18.17	20.29	17.96	20.51	15.93	18.63	21.19	21.76	24.36
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
27.3	11.03	12.24	13.13	14.32	16.16	15.26	16.76	18.08	19.43	21.49	16.91	18.87	14.63	16.53	18.6	19.13	21.21
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
23.16	10.00	11.06	14.9	15.55	17.62	13.08	16.6	16.6	18.56	20.52	18.77	20.43	15.03	16.69	--	--	--
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
--	10.15	12.13	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--
<input checked="" type="checkbox"/> Values <input type="checkbox"/> Log scale																	

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

30

## Le proprietà periodiche: L'energia di Ionizzazione

Servirà un grande aumento di energia necessario per rimuovere un elettrone da un guscio più interno.



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: l'Affinità Elettronica

### Affinità Elettronica

Energia liberata quando un atomo neutro isolato allo stato gassoso acquista un elettrone



Electron Affinity																	
kilojoules per mole (kJ/mol)																	
-41																	
348.97																	
1																	18
H	2															He	
72.767	Bo															-21	
Li	Be															Ne	
59.82	-18															29	
Na	Mg															Ar	
52.865	-21	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	34
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
48.38	2.389	18.14	7.62	50.65	64.3	0.0	15.7	63.8	111.5	118.5	-9	29	118.96	78.2	194.95	324.8	-40.5
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
46.882	4.63	29.6	41.1	86.2	71.9	53.1	101	109.7	53.7	125.6	-29	29	107.3	100.9	190.14	295.14	-41.0
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
45.803	14.5	48	0.0	31.1	78.8	14.5	106	151.0	268.3	222.78	-13.04	19.3	55.1	91.3	183	278	-41.0
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq
44	-	29	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
<input checked="" type="checkbox"/> Values <input type="checkbox"/> Log scale																	

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

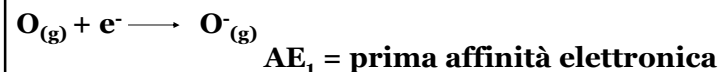
32



## Le proprietà periodiche: l’Affinità Elettronica

**Affinità elettronica:** è una misura dell’energia che si libera quando un atomo gassoso acquista un elettrone.

L’affinità elettronica cala scendendo lungo il gruppo e spostandosi da destra a sinistra lungo il periodo (diminuisce con il raggio atomico)



$$\text{AE}_2 < \text{AE}_1$$

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: l’Affinità Elettronica

		Gruppo																		
		1 2 13 14 15 16 17 18																		
																H +73		He <0		
2	Li +60	Be ≤0	B +27	C +122	N -7	O +141 -844	F +328	Ne <0												
3	Na +53	Mg ≤0	Al +43	Si +134	P +72	S +200 -532	Cl +349	Ar <0												
4	K +48	Ca +2	Ga +29	Ge +116	As +78	Se +195	Br +325	Kr <0												
5	Rb +47	Sr +5	In +29	Sn +116	Sb +103	Te +190	I +295	Xe <0												
6	Cs +46	Ba +14	Tl +19	Pb +35	Bi +91	Po +174	At +270	Rn <0												

Affinità elettronica (kJ·mol<sup>-1</sup>)

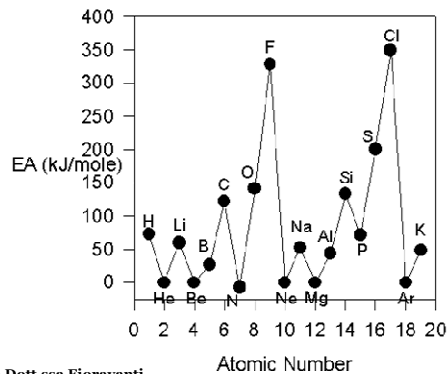
- >300
- 200–300
- 100–200
- 0–100
- <0

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Le proprietà periodiche: l’Affinità Elettronica

### Affinità Elettronica

Energia liberata quando un atomo neutro isolato allo stato gassoso acquista un elettrone



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

35

## Tavola Periodica degli Elementi

### Metalli

Sostanze caratterizzate da buona conducibilità elettrica e termica, elevata malleabilità e duttilità; sono prevalentemente solidi.

### Non Metalli

Sostanze che conducono male l’elettricità e il calore; sono prevalentemente gassosi.

### Semimetalli

Elementi che presentano sia proprietà metalliche che non metalliche.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

36

## Conseguenze sui materiali



Un pezzo di zolfo (a sinistra) se percosso con un martello si frantuma in polvere fine.  
 Il rame (a destra) si può ottenere in grandi pezzi di rame nativo, modellare in palline, martellare in lamine sottili o tirarne fili.  
 Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi Proprietà Metalliche

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

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

38

## Conseguenze sui materiali

Tabella 1.4 Caratteristiche dei metalli e dei non metalli

Metalli		Non metalli
	<b>Proprietà fisiche</b>	
Buoni conduttori dell'elettricità		Cattivi conduttori dell'elettricità
Malleabili		Non malleabili
Duttili		Non duttili
Lucenti		Non lucenti
Tipicamente: solidi punto di fusione elevato buoni conduttori del calore		Tipicamente: solidi, liquidi o gassosi punto di fusione basso cattivi conduttori del calore
	<b>Proprietà chimiche</b>	
Reagiscono con gli acidi		Non reagiscono con gli acidi
Formano ossidi basici (che reagiscono con gli acidi)		Formano ossidi acidi (che reagiscono con le basi)
Formano cationi		Formano anioni
Formano alogenuri ionici		Formano alogenuri covalenti

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Tavola Periodica degli Elementi Stato fisico

Metalli < Non metalli																	
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
			Elementi di transizione														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Ku	105 Ha	Stato fisico a Temp. ambiente: Liquido = <span style="background-color: #cccccc; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span> Aeriforme = <span style="background-color: #808080; border: 1px solid black; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></span>												

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

40

## Tavola Periodica degli Elementi

### Punto di Fusione

Melting Point		4100		18															
0.95				0.95															
kelvins (K)																			
1	2	13	14	15	16	17													
H	He	B	C	N	O	F	Ne												
14.02		2300	4100	63.14	50.35	53.84	24.55												
Li	Be	Al	Si	P	S	Cl	Ar												
454	1550	933.2	1685	317.3	388.4	172.2	83.81												
Na	Mg	click an element for more information				Kr													
371	922	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	33	34	35	36	37	38	39	40
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
336	1112	1812	1943	2175	2130	1517	1809	1768	1726	1358	693	303	1210	876	494	265.9	115.7		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
313	1041	1799	2125	2740	2890	2473	2523	2236	1825	1234	594	430	505	904	723	387	161		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
302	1002	1193	2500	3287	3690	3453	3300	2716	2045	1338	234	577	601	545	527	575	202		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq	Uuq		
300	973	1323	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--		

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

41

## I metalli alcalini e alcalino-terrosi

Gli elementi del blocco s godono di energia di ionizzazione bassa il che vuol dire che gli elettroni più esterni sono ceduti con facilità.

• Un elemento del gruppo 1 formerà **ioni +1** ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ). Un elemento del gruppo 2 formerà **ioni +2** ( $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ).

• Un elemento del gruppo s sarà un **metallo reattivo**.

• Poiché l'energia di ionizzazione è minima in fondo al gruppo **gli elementi più pesanti (cesio, bario) reagiscono più vigorosamente**.

• Data la loro grande attitudine a perdere elettroni:

1. Formano composti ionici
2. Si usano spesso come riducenti

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## I metalli alcalini e alcalino-terrosi

I metalli alcalini sono tutti teneri e di colore argenteo. Per proteggerlo dal contatto con l'aria il sodio viene conservato sotto olio di paraffina; una superficie tagliata di fresco ed esposta si ricopre di uno strato di ossido.



Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Gli elementi del blocco p: elementi a sinistra

• Gli elementi che occupano la parte a sinistra del blocco p, specialmente i più pesanti, hanno energia di ionizzazione sufficientemente bassa da manifestare alcune delle proprietà metalliche tipiche del blocco s. L'energia di ionizzazione dei metalli del blocco p, tuttavia, è considerevolmente elevata ed essi risultano meno reattivi di quelli del blocco s.

• Gli elementi Al, Sn, Pb, per esempio sono situati nella parte sinistra del blocco p però, pur essendo metalli, sono meno reattivi di quelli del blocco s (infatti si possono lavorare con facilità).

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

### Gli elementi del blocco p: elementi a sinistra



Gli elementi del gruppo 14.

Da sinistra a destra: C (grafite), Si, Ge, Sn e Pb

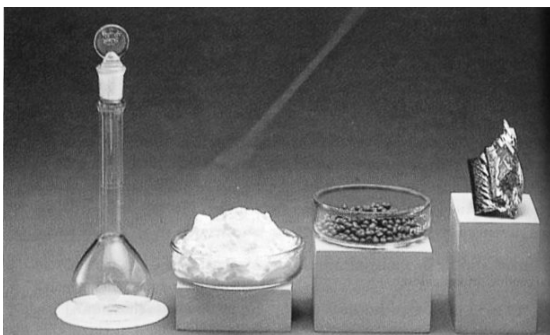
Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

### Gli elementi del blocco p: elementi a destra

- Gli elementi che occupano la parte a destra del blocco p hanno affinità elettronica elevata: tendono ad acquistare elettroni completando gli strati esterni.
- Fatta eccezione per i metalloidi tellurio e polonio, i componenti dei gruppi 16 e 17 sono non metalli.
- Reagiscono con i metalli formando anioni e, quindi, composti ionici. Molti minerali che ci circondano (calcare, granito, ...) contengono nei loro anioni tali non metalli.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

### Gli elementi del blocco p: elementi a destra

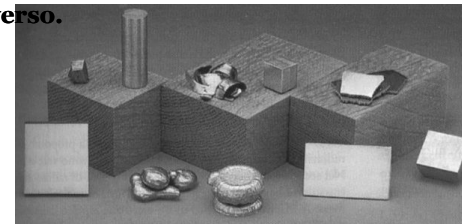


Gli elementi del gruppo 16. Da sinistra a destra: ossigeno, zolfo, selenio e tellurio. Si noti l'evoluzione da non metallo a metallo

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

### Gli elementi del blocco d: metalli di transizione

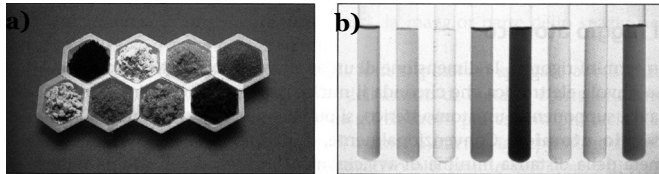
- Gli elementi del blocco d, o metalli di transizione, sono tutti metalli le cui proprietà sono intermedie tra quelle dei metalli del blocco s e quelle dei metalli del blocco p.
- Molti elementi del blocco d formano cationi con stato di ossidazione diverso.



Gli elementi del primo periodo del blocco d da sinistra a destra:  
In alto: scandio, titanio, vanadio, cromo e manganese.  
In basso: ferro, cobalto, nichel, rame e zinco.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Gli elementi del blocco d: metalli di transizione

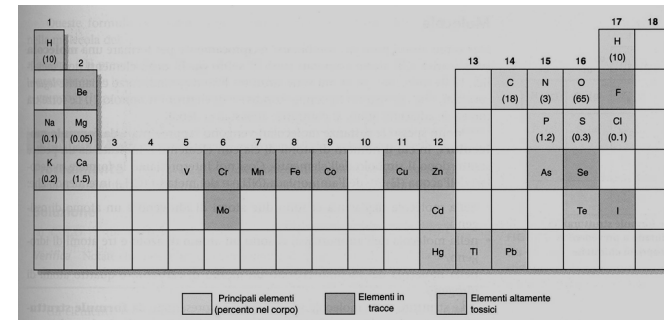


Gli ioni dei metalli di transizione impartiscono le colorazioni caratteristiche ai loro composti e soluzioni.

- a. La fila inferiore (da sinistra a destra): cloruro di ferro (III), solfato di rame (II), cloruro di manganese (II), cloruro di cobalto (II). Fila superiore: (da sinistra a destra): nitrato di cromo (III), solfato di ferro (II), solfato di nichel (II), bicromato di potassio.
- b. soluzioni dei cationi in a.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti

## Elementi biologicamente importanti ed elementi altamente tossici



Per i maggiori elementi presenti nel corpo la loro abbondanza percentuale nel corpo è riportata sotto i simboli.

Corso di Chimica Dott.ssa Fioravanti