

Libri di testo consigliati

In Italiano:

D.F. Shriver & P.W. Atkins

Chimica Inorganica

(II edizione, dalla V edizione Inglese)

Zanichelli

Weller, Overton, Rourke, Armstrong

La chimica inorganica di Atkins (III edizione 2021),

Zanichelli

In Inglese:

C.E. Housecroft, A.G. Sharpe

Inorganic Chemistry (3rd edition)

Pearson

D.F. Shriver & P.W. Atkins

Inorganic Chemistry (4th or 5th edition)

Oxford

Weller, Overton, Rourke, Armstrong

Inorganic Chemistry (International Edition)

Oxford



Siti web consigliati

<https://www.rsc.org/periodic-table/>

☰ **Periodic Table** Home History Alchemy Podcast Video Trends



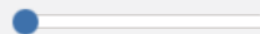
Download our element infographics

Find out more

Visual Elements images

Temperature 0 K

-



+

6000 K

Classification

Metal

Non-metal

Clear filters

Groups **1** 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Blocks **s** p d f

Periods **1** 2 3 4 5 6 7 Lanthanides Actinides

Periodic Table																					
H 1																	He 2				
Li 3	Be 4	The Royal Society of Chemistry's interactive periodic table features history, alchemy, podcasts, videos, and data trends across the periodic table. Click the tabs at the top to explore each section. Use the buttons above to change your view of the periodic table and view Murray Robertson's stunning Visual Elements artwork. Click each element to read detailed information.														B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Na 11	Mg 12															Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36				
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54				

Proprietà periodiche degli elementi

La comprensione della periodicità è di aiuto per comprendere la chimica degli elementi e dei loro composti.

Quasi tutti gli andamenti delle proprietà degli elementi possono essere ricondotti alle configurazioni elettroniche degli atomi e ai raggi atomici e a come essi variano con il numero atomico.

Configurazioni elettroniche di valenza

La configurazione elettronica degli elementi dei gruppi principali può essere prevista in base alla loro posizione nella tavola periodica. Nel blocco d vengono riempiti gli orbitali $(n - 1)d$ e nel blocco f quelli $(n - 2)f$.

La configurazione elettronica di valenza dello stato fondamentale di un atomo di un elemento può essere dedotta dal numero del suo gruppo.

Raggi atomici

I raggi atomici aumentano spostandosi dall'alto verso il basso in un gruppo e, per i blocchi s e p, diminuiscono da sinistra a destra lungo un periodo. Nel blocco d i raggi atomici della serie 5d sono simili a quelli della serie 4d a causa della contrazione lantanidica.

L'aumento dei raggi è relativamente piccolo per gli elementi che vengono dopo il blocco d a causa della presenza degli elettroni d poco schermanti.

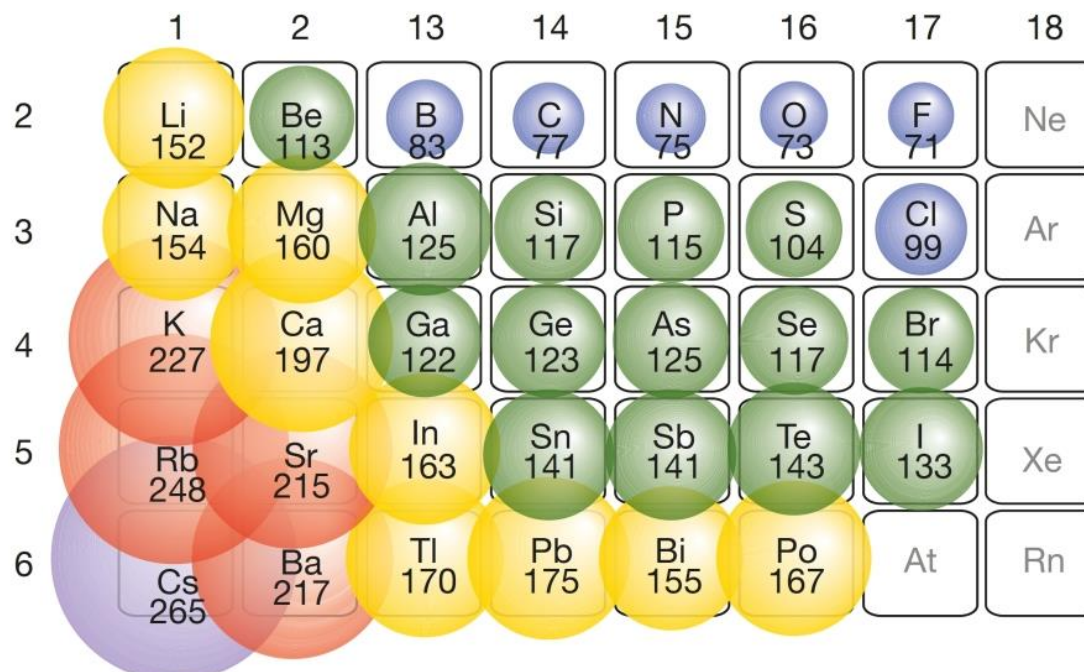


TABELLA 1.3 Raggi atomici, r/pm^* .

Li	Be											B	C	N	O	F
157	112											88	77	74	73	71
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
191	160											125	118	110	104	99
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
235	197	164	147	135	129	137	126	125	125	128	137	140	122	122	117	114
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
250	215	182	160	147	140	135	134	134	137	144	152	150	140	141	135	133
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi		
272	224	188	159	147	141	137	135	136	139	144	155	155	154	152		

* Dati da A.F. Wells, *Structural inorganic chemistry*, Clarendon Press, Oxford, 1984. Per i metalli i valori si riferiscono al raggio metallico per il numero di coordinazione 12, per gli altri elementi al raggio covalente.

TABELLA 1.3 Raggi atomici, r/pm^* .

Li	Be											B	C	N	O	F
157	112											88	77	74	73	71
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
191	160											125	118	110	104	99
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
235	197	164	147	135	129	137	126	125	125	128	137	140	122	122	117	114
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I
250	215	182	160	147	140	135	134	134	137	144	152	150	140	141	135	133
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi		
272	224	188	159	147	141	137	135	136	139	144	155	155	154	152		

* Dati da A.F. Wells, *Structural inorganic chemistry*, Clarendon Press, Oxford, 1984. Per i metalli i valori si riferiscono al raggio metallico per il numero di coordinazione 12, per gli altri elementi al raggio covalente.

TABELLA 13.1 Proprietà rappresentative degli elementi.

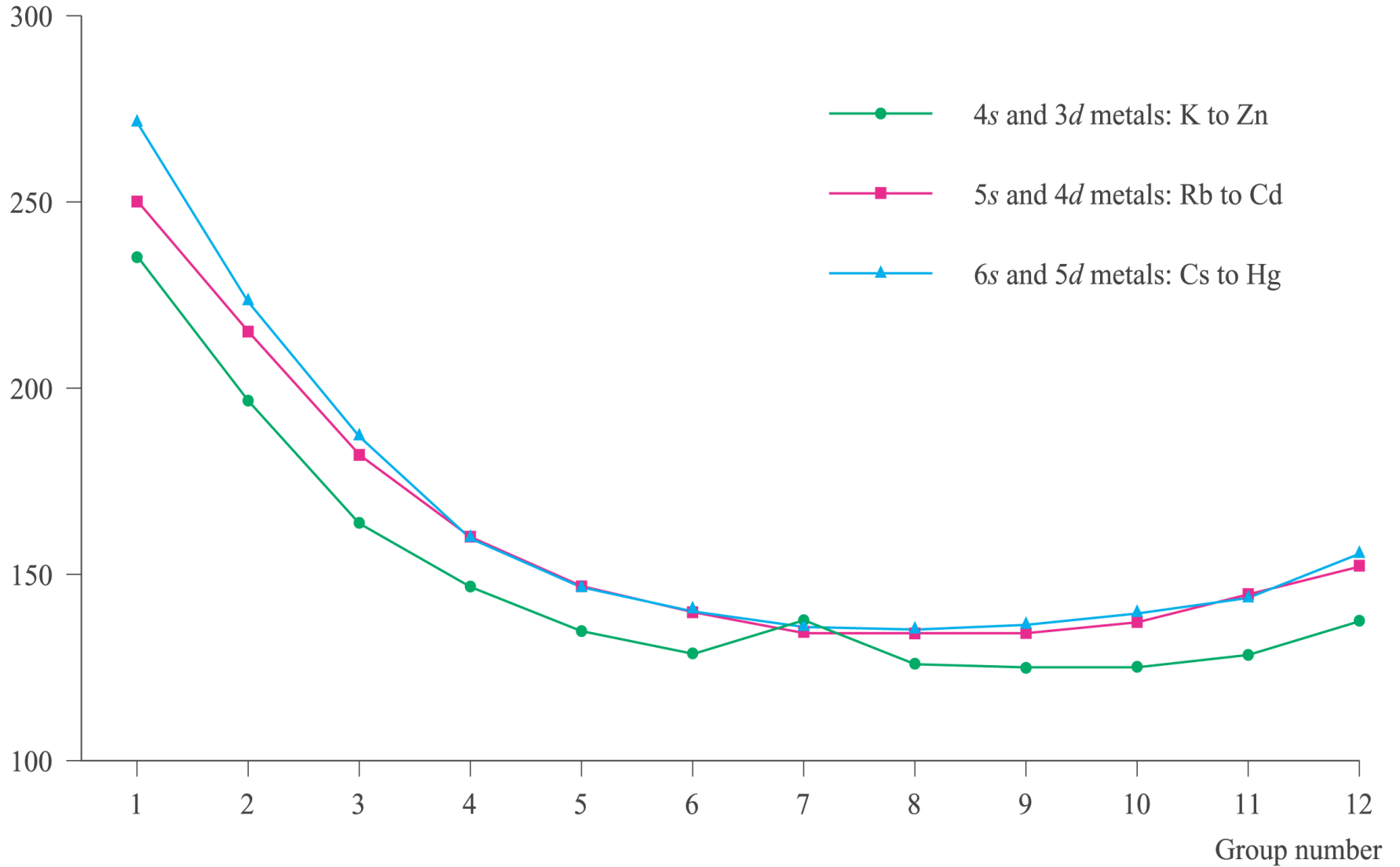
	B	Al	Ga	In	Tl
Raggio covalente/pm	80	125	125	150	155
Raggio metallico/pm		143	141	166	171
Raggio ionico, $r(\text{M}^{3+})/\text{pm}^*$	27	53	62	80	89
Punto di fusione/ $^{\circ}\text{C}$	2300	660	30	157	304
Punto di ebollizione/ $^{\circ}\text{C}$	3930	2470	2403	2072	1473
Energia di prima ionizzazione, $I_1/\text{kJ mol}^{-1}$	799	577	577	556	590
Energia di seconda ionizzazione, $I_2/\text{kJ mol}^{-1}$	2427	1817	1979	1821	1971
Energia di terza ionizzazione, $I_3/\text{kJ mol}^{-1}$	3660	2745	2963	2704	2878
Affinità elettronica, $E_s/\text{kJ mol}^{-1}$	26,7	42,5	28,9	28,9	19,2
Elettronegatività di Pauling	2,0	1,6	1,8	1,8	2,0
$E^{\circ}(\text{M}^{3+}, \text{M})/\text{V}$	-0,89	-1,68	-0,53	-0,34	+0,72

* Per numero di coordinazione 6.

Il raggio degli atomi metallici negli elementi allo stato solido è determinato da una combinazione tra la forza del legame metallico e la dimensione degli **ioni** (modello del legame metallico).

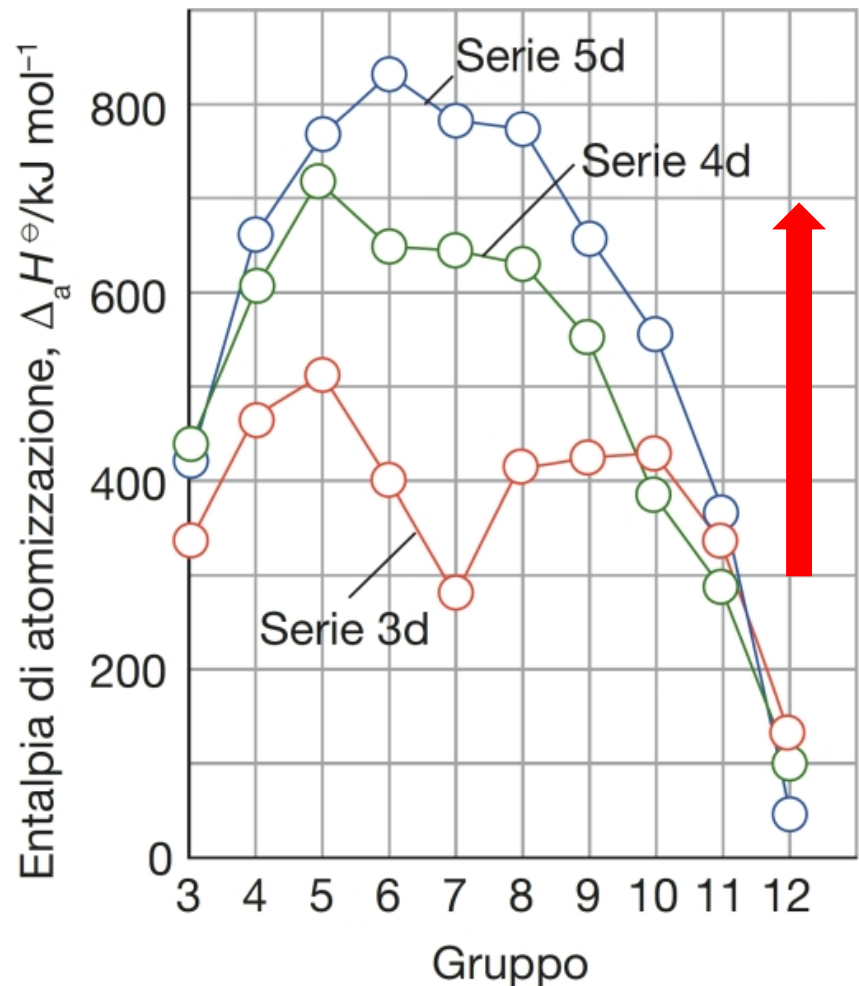
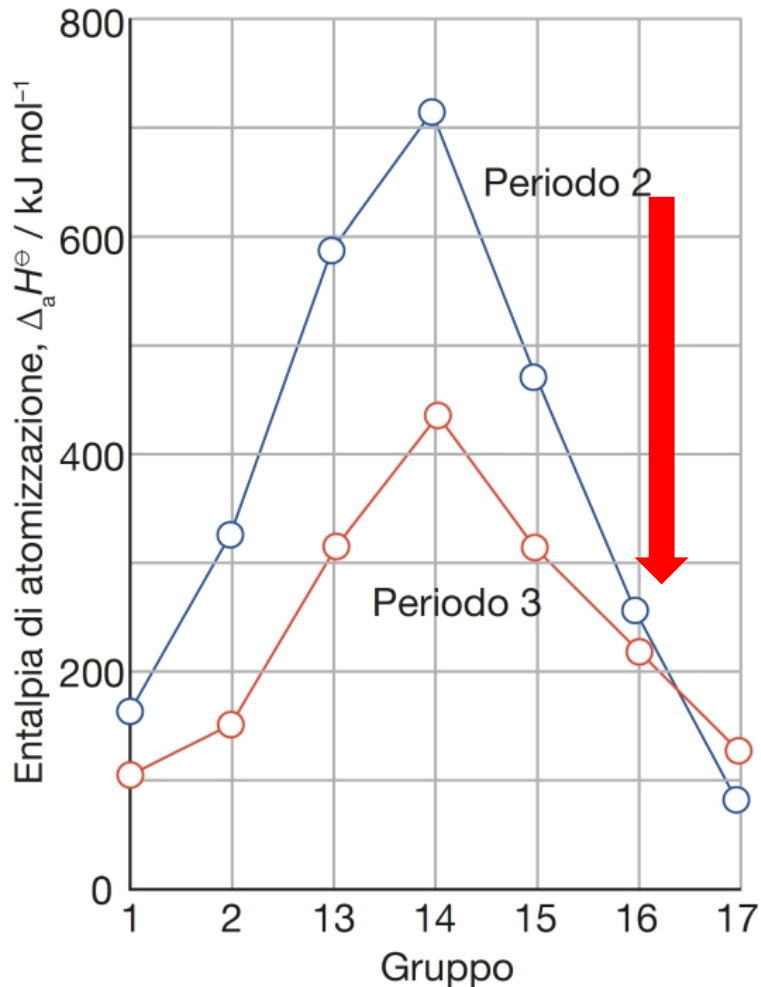
	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
2	Sc 161	Ti 145	V 139	Cr 125	Mn 137	Fe 124	Co 125	Ni 125	Cu 128	Zn 133
3	Y 178	Zr 159	Nb 143	Mo 136	Tc 135	Ru 133	Rh 134	Pd 138	Ag 144	Cd 149
4	La 187	Hf 156	Ta 143	W 137	Re 137	Os 134	Ir 136	Pt 139	Au 144	Hg 150

Raggio metallico nel blocco d



Entalpia di atomizzazione

Per i solidi, l'entalpia di atomizzazione è la variazione di entalpia associata con l'atomizzazione del solido; per le specie molecolari è l'entalpia di dissociazione delle molecole.



Entalpia di atomizzazione

Le entalpie di atomizzazione aumentano lungo ciascuna riga al procedere del riempimento degli orbitali leganti, per poi diminuire quando vengono riempiti orbitali di antilegame.

Le entalpie di atomizzazione degli elementi del blocco d sono maggiori di quelle degli elementi dei blocchi s e p, in accordo con il maggior numero di elettroni di valenza e, di conseguenza, con la maggior forza dei loro legami. A metà di ogni riga vi è una irregolarità – molto evidente per Mn – dovuta alla correlazione di spin, che per l'atomo libero favorisce il guscio d semi-pieno.

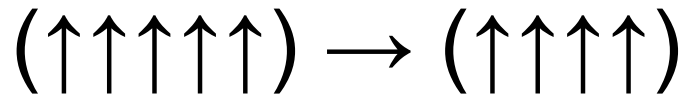
Energia di correlazione di spin

o

Energia di scambio

correlazione di spin: due elettroni con spin paralleli tendono a stare lontani l'uno dall'altro e quindi si respingono meno. L'energia associata a questo effetto viene chiamata **energia di correlazione o correlazione di scambio**

La massima **energia di scambio** si ottiene nei gusci semi-pieni, nei quali si ha il massimo numero di elettroni a spin paralleli.



10 coppie \rightarrow 6 coppie

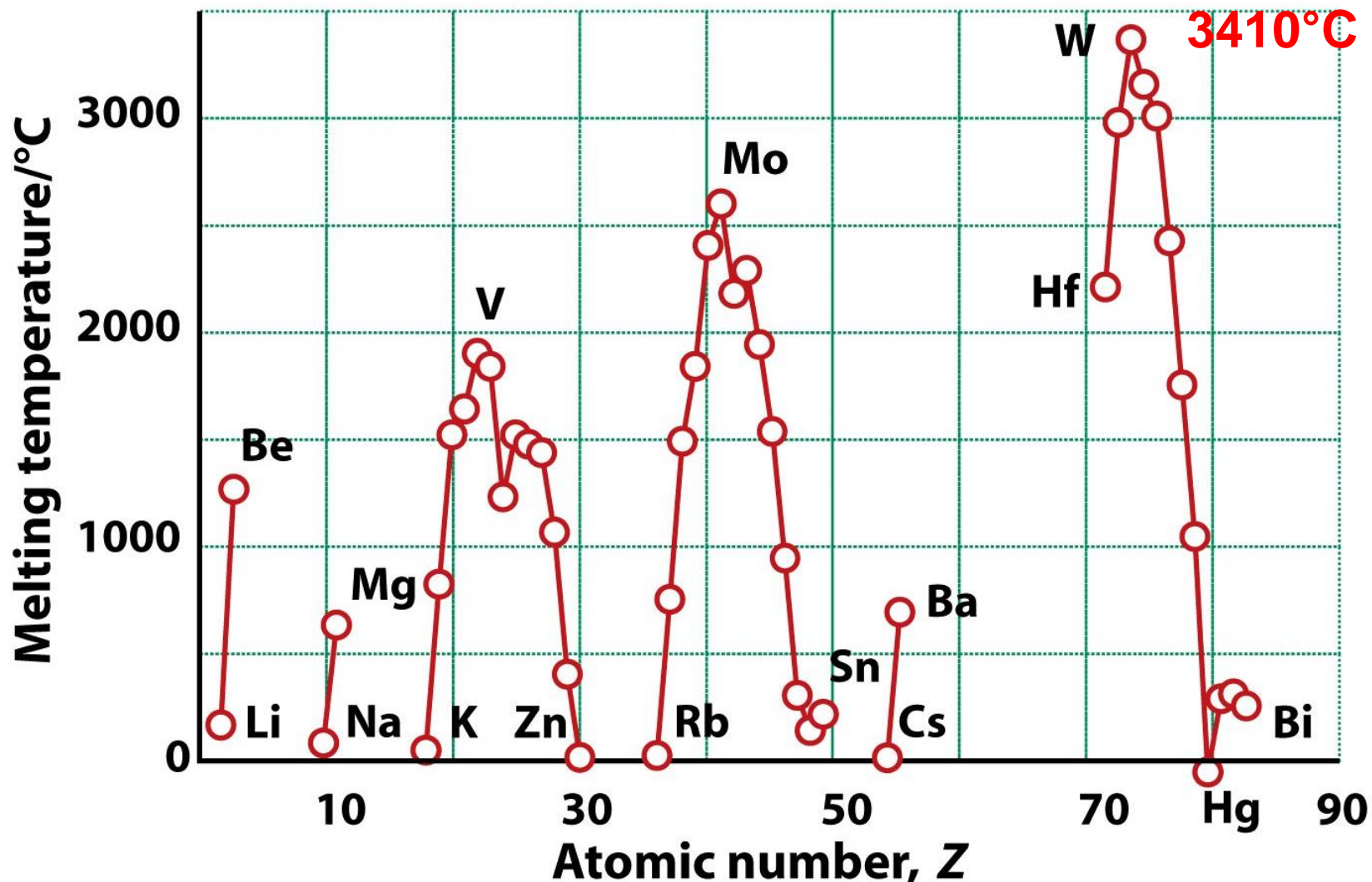
i gusci semi-pieni, come p^3 , d^5 , e f^7 , sono particolarmente stabili

Entalpia di atomizzazione

Per i blocchi s e p l'entalpia di atomizzazione diminuisce dall'alto verso il basso in un gruppo, mentre per il blocco d aumenta scendendo lungo un gruppo. Il motivo è la sovrapposizione ottimale in funzione delle dimensioni degli orbitali (legate al numero quantico principale).

Gli orbitali s e p diventano meno efficaci nel formare i legami al crescere del numero del periodo, mentre gli orbitali d diventano più efficaci. Infatti, scendendo lungo un gruppo, gli orbitali p vanno da dimensioni ottimali per la sovrapposizione a dimensioni troppo diffuse per sovrapposizioni estese; viceversa, l'espansione degli orbitali d lungo un gruppo li porta da dimensioni troppo contratte a dimensioni ottimali per la sovrapposizione.

Punti di fusione



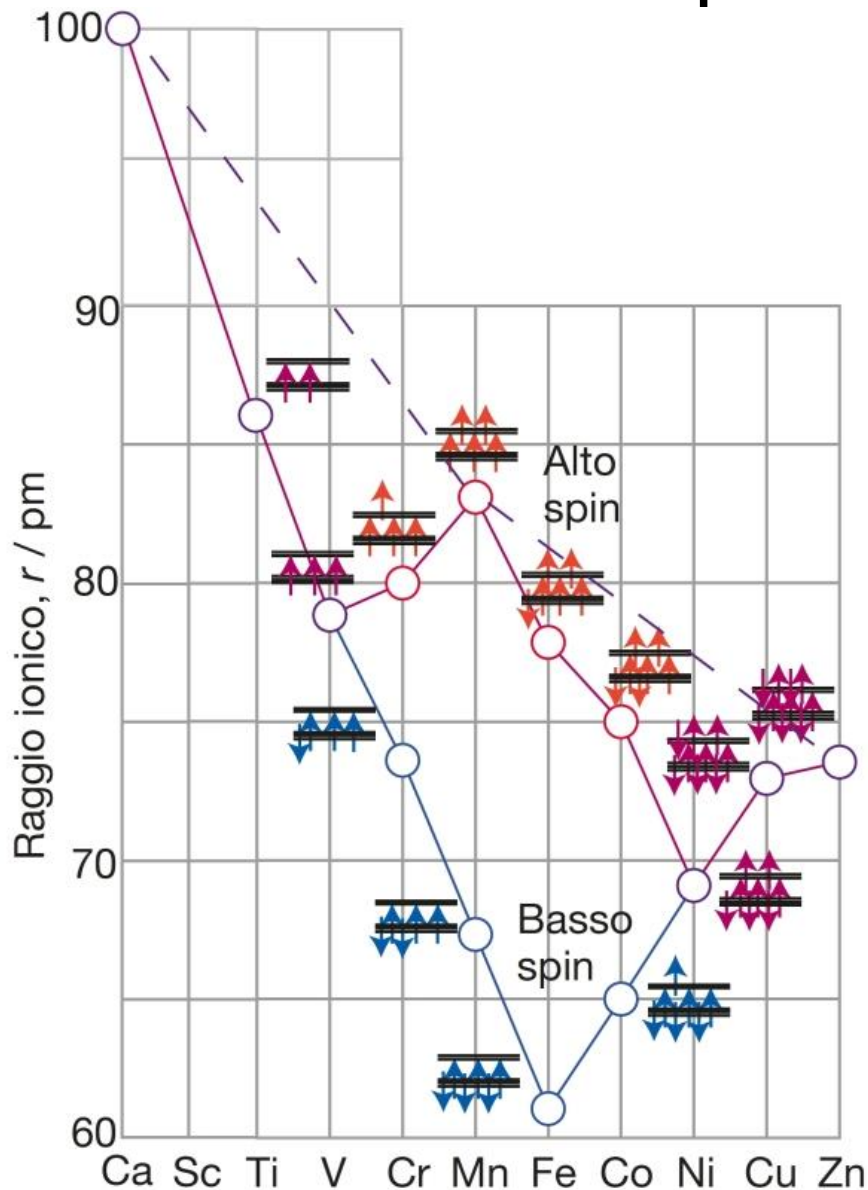
L'andamento del raggio atomico e dell'entalpia di atomizzazione nei solidi sono congruenti con quello dei punti di fusione.

Table 1.5 Ionic radii, r/pm^*

Li⁺	Be²⁺	B³⁺			N³⁻	O²⁻	F⁻
59(4)	27(4)	11(4)			146	135(2)	128(2)
						138(4)	131(4)
						140(6)	133(6)
						142(8)	
Na⁺	Mg²⁺	Al³⁺			P³⁻	S²⁻	Cl⁻
99(4)	49(4)	39(4)			212	184(6)	181(6)
102(6)	72(6)	53(6)					
118(8)	89(8)						
K⁺	Ca²⁺	Ga³⁺			As³⁻	Se²⁻	Br⁻
138(6)	100(6)	62(6)			222	198(6)	196(6)
151(8)	112(8)						
159(10)	123(10)						
160(12)	134(12)						
Rb⁺	Sr²⁺	In³⁺	Sn²⁺	Sn⁴⁺		Te²⁻	I⁻
152(6)	118(6)	79(6)	83(6)	69(6)		221(6)	220(6)
160(8)	125(8)	92(8)	93(8)				
173(12)	144(12)						
Cs⁺	Ba²⁺	Tl³⁺					
167(6)	149(6)	88(6)					
174(8)	156(8)	Tl⁺					
188(12)	175(12)	164(6)					

* Numbers in parentheses are the coordination number of the ion. For more values, see *Resource section 1*.

I raggi degli ioni M^{2+} dei metalli 3d in complessi ottaedrici



La linea tratteggiata
rappresenta l'andamento
atteso sulla base del solo
aumento di carica nucleare
effettiva

Energie di ionizzazione

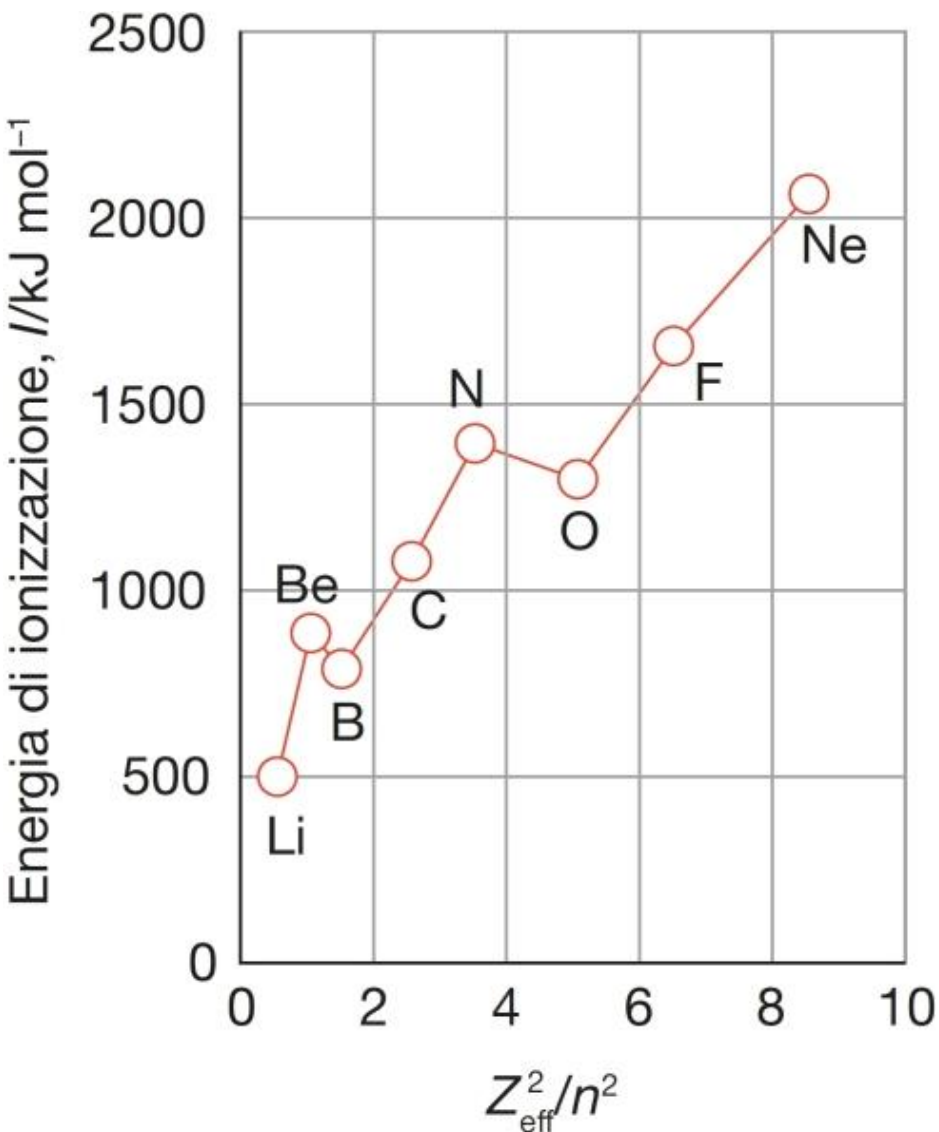


Le energie di ionizzazione sono strettamente correlate con i raggi atomici e gli elementi che hanno raggi atomici piccoli hanno generalmente energie di ionizzazione elevate. Quindi tipicamente l'energia di ionizzazione diminuisce scendendo lungo un gruppo.

	1	2	13	14	15	16	17	18
				H 1312				He 2373
2	Li 513	Be 899	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2080
3	Na 495	Mg 737	Al 577	Si 786	P 1011	S 1000	Cl 1251	Ar 1520
4	K 419	Ca 589	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1139	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 375	Ba 502	Tl 590	Pb 716	Bi 704	Po 812	At 926	Rn 1036

effetto di alternanza
è dovuto al precedente coinvolgimento del sottoguscio 3d nel Periodo 4, che porta a un aumento di Z_{eff} e quindi a un raggio atomico più piccolo per Ga.

Si hanno energie di ionizzazione particolarmente alte quando gli elettroni vengono rimossi da gusci o sottogusci semi-pieni o pieni.



A causa della contrazione lantanidica le energie di ionizzazione degli elementi della serie 5d sono più grandi di quanto atteso sulla base di una estrapolazione diretta. Alcuni di questi metalli (Au, Pt, Ir e Os) hanno energie di ionizzazione così alte che essi non sono reattivi in condizioni normali.

Affinità elettronica

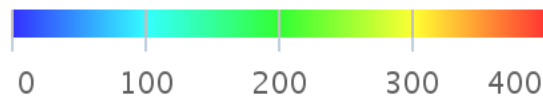


$$E_a = E(A, g) - E(A^{-}, g)$$

Un elemento ha un'alta affinità elettronica se l'elettrone aggiuntivo può entrare in un guscio dove risente di una forte carica nucleare effettiva.

Le affinità elettroniche sono maggiori per gli elementi vicini al fluoro, in particolare per gli alogeni.

Electron affinity/kJ mol⁻¹



H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Table 1.7 Electron affinities of the main-group elements, $E_a/(\text{kJ mol}^{-1})^*$

H								He
72								-48
Li	Be	B	C	N	O	F		Ne
60	≤ 0	27	122	-8	141	328		-116
					-780			
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Ar
53	≤ 0	43	134	72	200	349		-96
					-492			
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
48	2	29	116	78	195	325		-96
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
47	5	29	116	103	190	295		-77

* The first values refer to the formation of the ion X^- from the neutral atom; the second value to the formation of X^{2-} from X^- .

L'affinità elettronica ha segno opposto alla variazione di energia

Elettronegatività

In generale, le elettronegatività degli elementi aumentano da sinistra a destra lungo un periodo e diminuiscono dall'alto verso il basso in un gruppo.

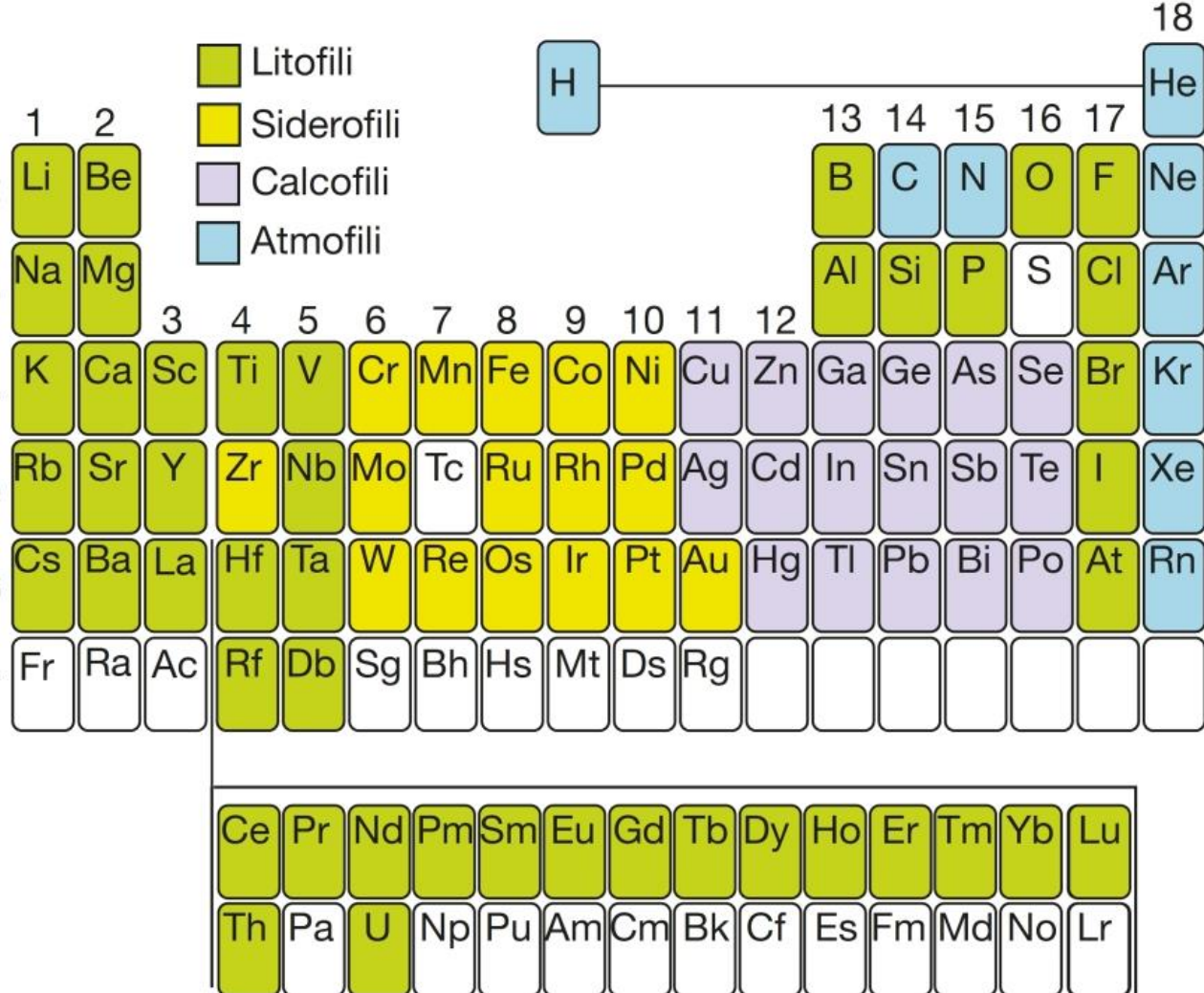
	1	2	13	14	15	16	17	18	
			H 2,20					He	Effetto di alternanza
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne	
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar	} Riempimento sottoguscio 3d
4	K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr	
5	Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	Xe	} Riempimento sottoguscio 4f
6	Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At	Rn	

Effetto di alternanza

L'effetto di alternanza si manifesta anche in modo chimicamente più diretto, dove esso giustifica (ma non spiega) la non-esistenza di diversi composti dei Gruppi dal 13 al 15 (e.g. quelli in grigio per gli alogenuri del Gruppo 15).

NF ₅	NCl ₅	NBr ₅
PF ₅	PCl ₅	PBr ₅
AsF ₅	AsCl ₅	AsBr ₅
SbF ₅	SbCl ₅	SbBr ₅
BiF ₅	BiCl ₅	BiBr ₅

Presenza in natura e classificazione di Goldsmith

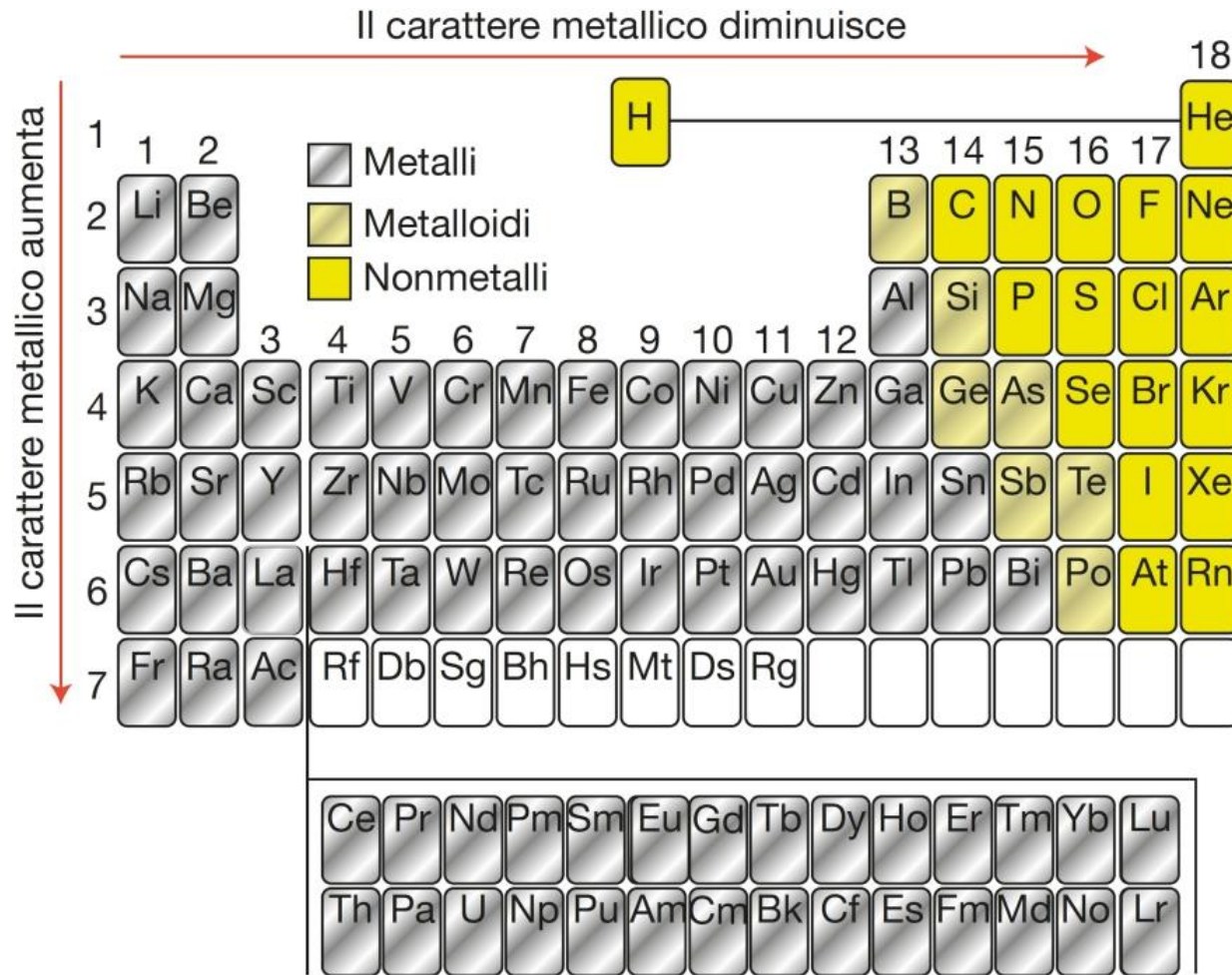


Litofili: cationi *hard*, si trovano associati con la base *hard* O^{2-} .

Calcofilo: cationi *soft*, si trovano associati con la base *soft* S^{2-} (o Se^{2-} e Te^{2-}).

Siderofili: cationi *borderline*, mostrano affinità sia per O^{2-} che per S^{2-} .

Carattere metallico



Gli elementi con basse energie di ionizzazione sono tipicamente metalli e quelli con alte energie di ionizzazione nonmetalli. Gli elementi del blocco p presentano spesso allotropi, che possono avere caratteristiche diverse (e.g. As).

Stati di ossidazione

Il numero di ossidazione del gruppo è il più grande numero di ossidazione positivo possibile in base al numero del gruppo, e quindi al numero di elettroni di valenza.

Nei blocchi s e p i numeri di ossidazione degli elementi possono essere previsti dalla configurazione elettronica e considerando la tendenza a raggiungere la configurazione di gas nobile (8 elettroni di valenza).

Effetto della coppia inerte

L'effetto della coppia inerte riguarda gli elementi più pesanti del blocco p (gruppi 13 – 15) e consiste in un aumento della stabilità di uno stato di ossidazione che è di 2 unità minore del numero di ossidazione del gruppo. L'effetto deriva da più contributi.

Stati di ossidazione nel blocco d

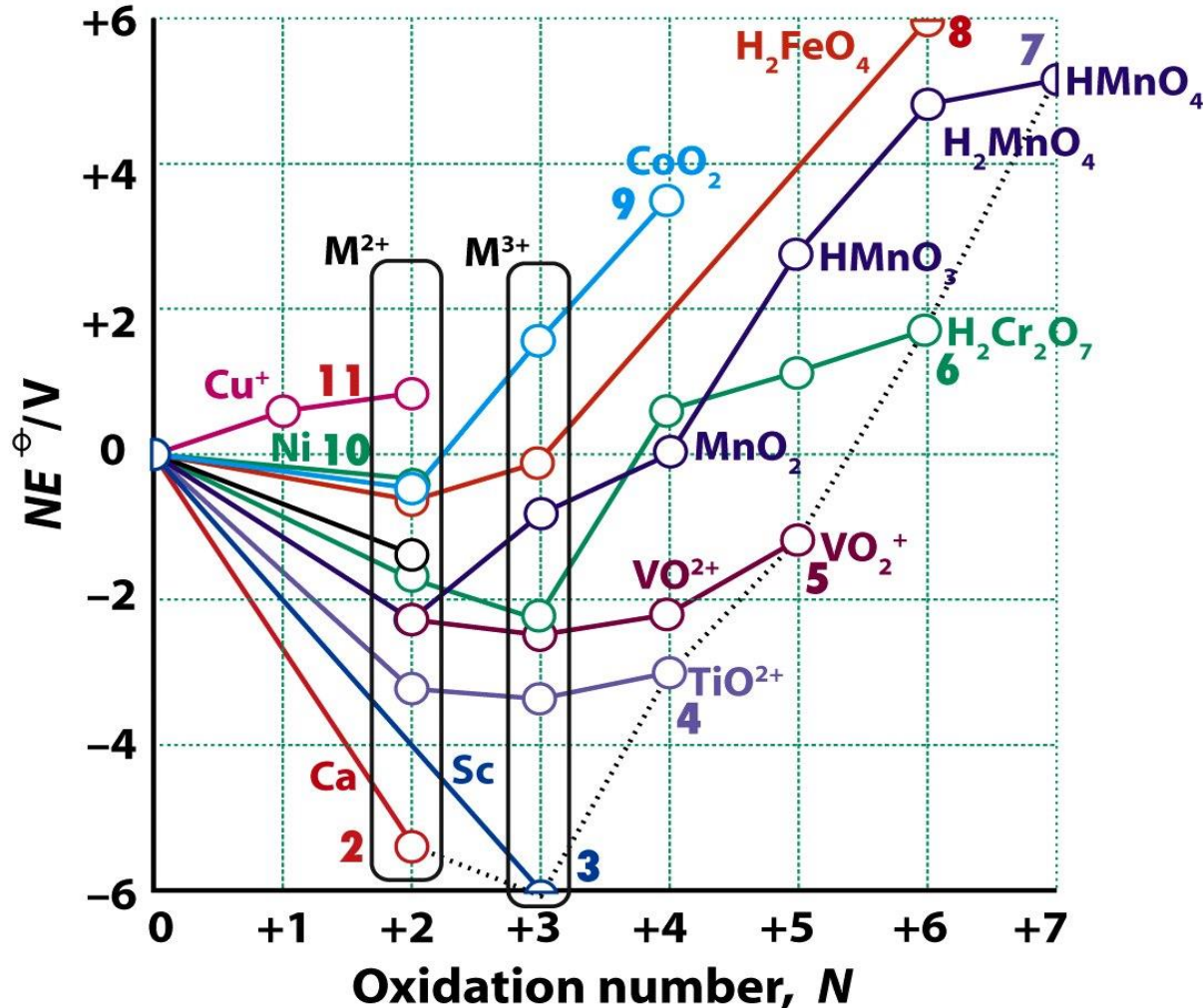
Nel blocco d il numero di ossidazione del gruppo è raggiunto soltanto per i Gruppi da 3 a 8 e anche in questo caso per ottenerlo sono necessari gli alogeni più elettronegativi o l'ossigeno.

I nodi radiali delle serie 4d e 5d portano a orbitali più diffusi e repulsione inter-elettronica ridotta (rispetto ai 3d) negli ioni contratti, per cui è più facile rimuovere gli elettroni di valenza. Di conseguenza scendendo in un gruppo stati di ossidazione elevati diventano più comuni, cioè lo stato di ossidazione più alto di un elemento diventa più stabile.

Gruppo							
4	5	6	7	8	9	10	11
TiI ₄	VF ₅	CrF ₅ [†]	MnF ₄	FeBr ₃	CoF ₄	NiF ₄	CuBr ₂
ZrI ₄	NbI ₅	MoCl ₆	TcCl ₆	RuF ₆	RhF ₆	PdF ₄	AgF ₃
HfI ₄	TaI ₅	WBr ₆	ReF ₇	OsF ₆	IrF ₆	PtF ₆	AuF ₅

* Le formule riguardano l'alogenuro meno elettronegativo in grado di fare raggiungere al metallo d il suo stato di ossidazione più alto.

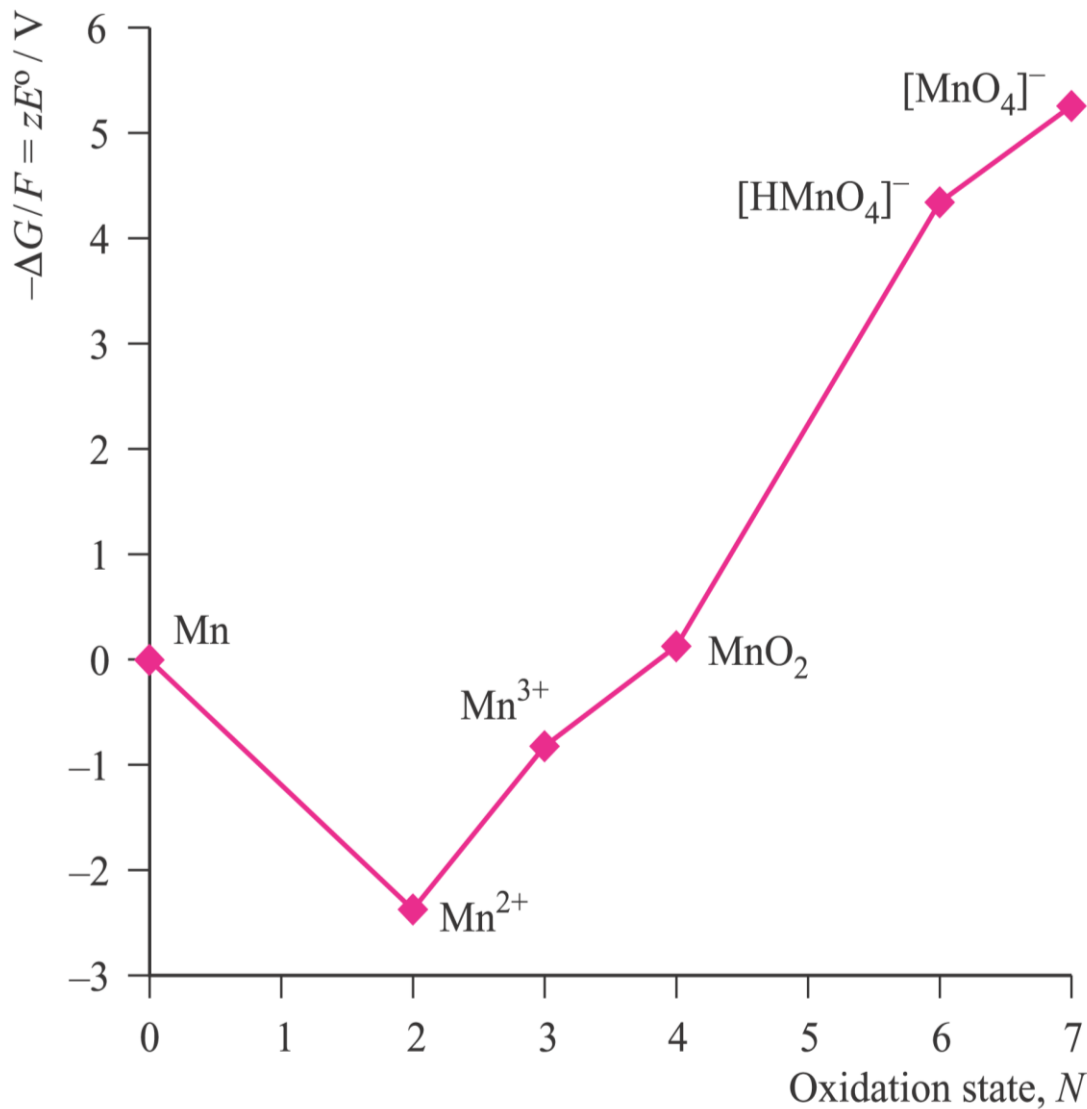
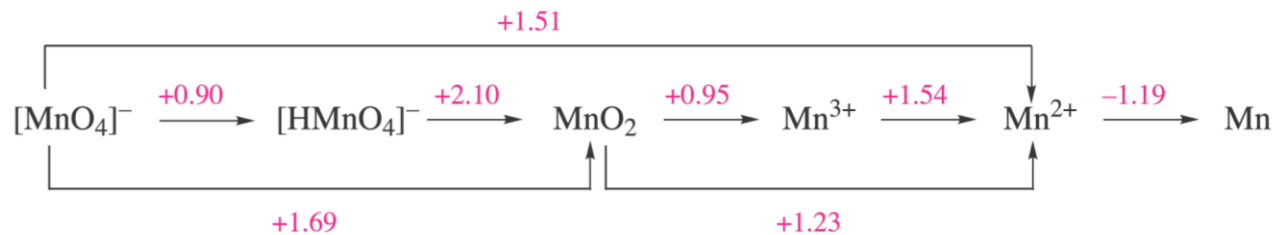
Stati di ossidazione nel blocco d



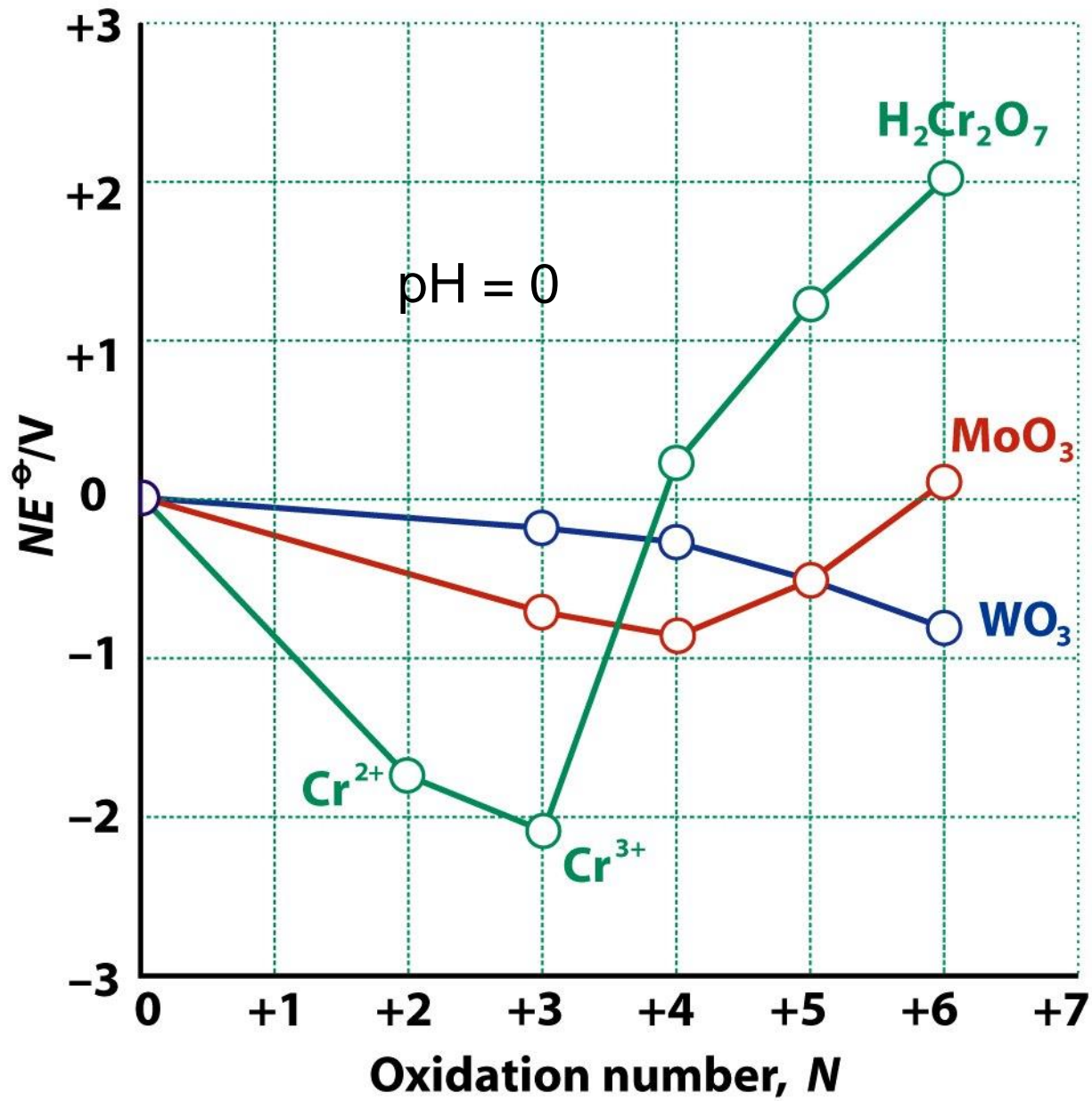
Diagrammi di Frost a $pH = 0$ per la serie 3d

Lo stato di ossidazione +3 è comune per i metalli di inizio serie, mentre +2 è comune per quelli nella parte centrale e destra del blocco d.

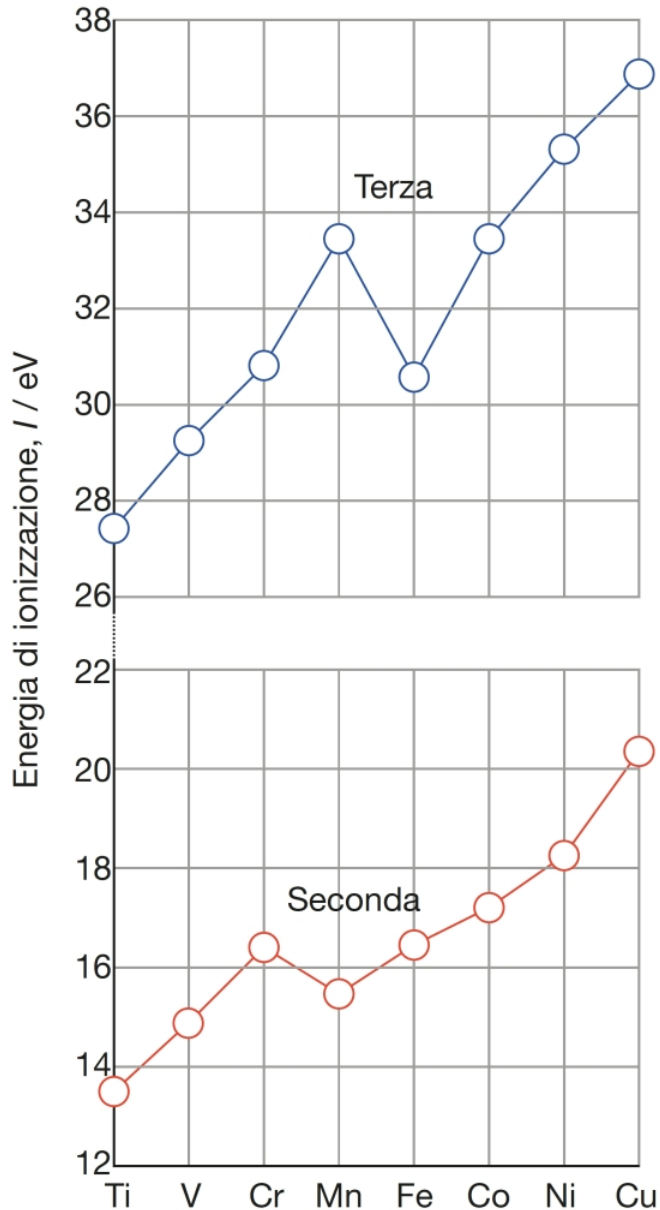
Acidic solution (pH 0)



pH = 0



Energie di ionizzazione dei metalli 3d



Le energie di seconda e terza ionizzazione dei metalli 3d – come atteso – aumentano lungo il periodo, in accordo con l'aumento di Z_{eff} . I **valori anomali per il manganese e il ferro** sono il risultato dell'elevata stabilità delle configurazioni d^5 per gli ioni Mn^{2+} e Fe^{3+} (gusci semi-pieni, elevata correlazione di spin).

L'importanza della correlazione di spin diminuisce man mano che gli orbitali diventano più grandi: per gli orbitali 4d e 5d la repulsione elettronica, che favorisce le configurazioni ad alto spin, è meno importante (cfr Mn(II) , d^5 , vs Tc(II) e Re(II)).

Relazioni diagonali

Solitamente il primo elemento di ogni gruppo presenta anche una cosiddetta **relazione diagonale** con l'elemento in basso a destra.

Le relazioni diagonali derivano dal fatto che i raggi atomici, le densità di carica, le elettronegatività, e pertanto molte delle proprietà chimiche, dei due elementi sono simili. Per gli elementi dei gruppi principali le relazioni diagonali sono più importanti nei Gruppi 1, 2 e 13.

	1	2	13	14		1	2	13	14
2	Li 157	Be 112	B 88	C	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C	
3	Na	Mg 160	Al 130	Si 118	Na	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	

Raggi atomici (pm)

Elettronegatività di Pauling