

Numeri Quantici degli Elettroni

$n =$ **numero quantico principale** ($n \geq 1$): energia, grandezza

$l =$ **numero quantico (del momento angolare) orbitale**: forma

$l = 0, 1, 2, 3, 4, \dots, n-1$ (in totale n valori interi)

La grandezza del momento angolare orbitale è data da $h/2\pi \times \sqrt{l(l+1)}$

$m_l =$ **numero quantico magnetico**: orientazione

$m_l = -l, -l+1, \dots, 0, \dots, l-1, l$ (in totale $2l+1$ valori interi)

$s =$ **numero quantico di spin**: definisce il momento angolare di spin

$s = 1/2$

La grandezza del vettore momento angolare di spin è data da $h/2\pi \times \sqrt{s(s+1)}$

$m_s =$ **numero quantico magnetico di spin**: orientazione del momento angolare di spin

$m_s = -1/2, +1/2$

Un orbitale atomico è definito in maniera univoca da 3 numeri quantici n , l , e m_l .

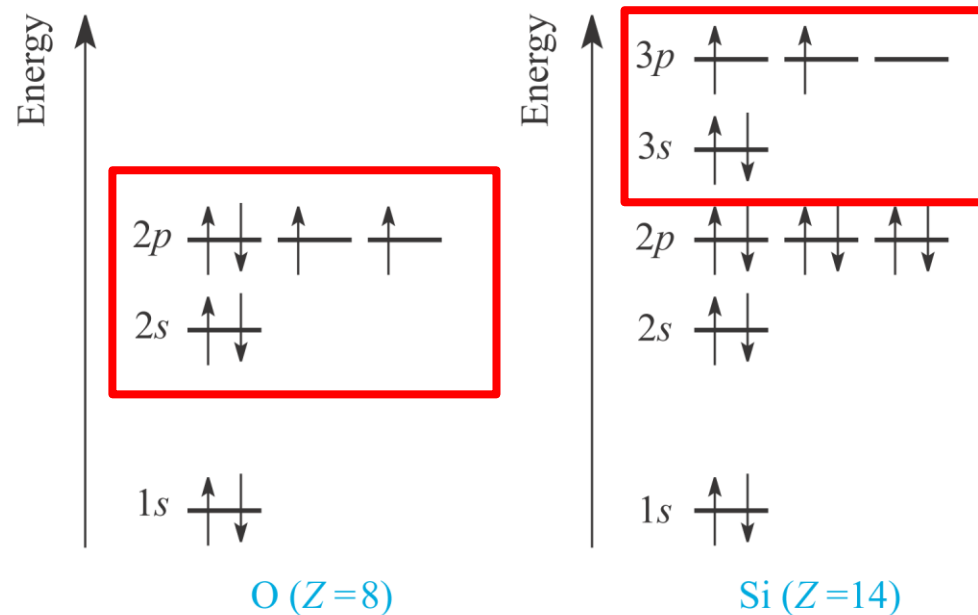
Un elettrone in un orbitale atomico è definito in maniera univoca da 4 numeri quantici: n , l , m_l , m_s .

Atomi Polielettronici

Principio di esclusione di Pauli

in un dato atomo non vi possono essere 2 elettroni con la stessa quaterna di numeri quantici, cioè ogni orbitale può contenere al massimo 2 elettroni con spin **opposto** (spin accoppiati)

Negli atomi polielettronici l'energia dipende da n e da l



Per un certo valore di n , si trova che l'energia degli orbitali segue l'ordine

$$s < p < d < f$$

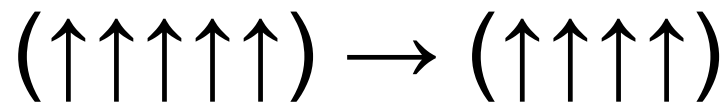
che non è altro che l'ordine della penetrazione dei vari orbitali

Regola di Hund o della massima molteplicità
in un set di orbitali degeneri gli elettroni non possono
avere spin accoppiati in un orbitale finché ogni
orbitale nel set non contenga un elettrone, tutti con
spin parallelo

Energia di correlazione di spin Energia di scambio

correlazione di spin: *due elettroni che occupano regioni di spazio diverse 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.*

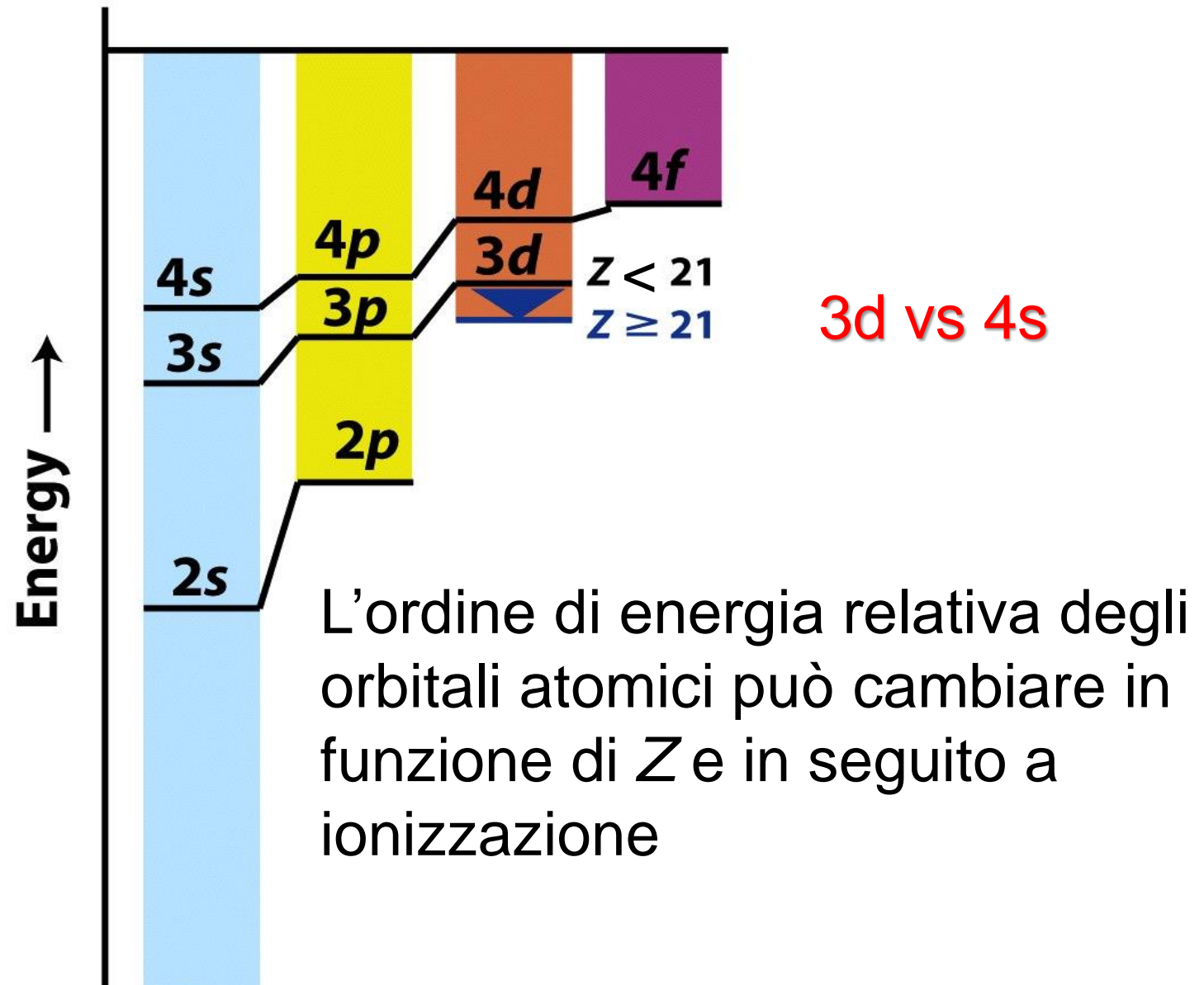


10 coppie \rightarrow 6 coppie

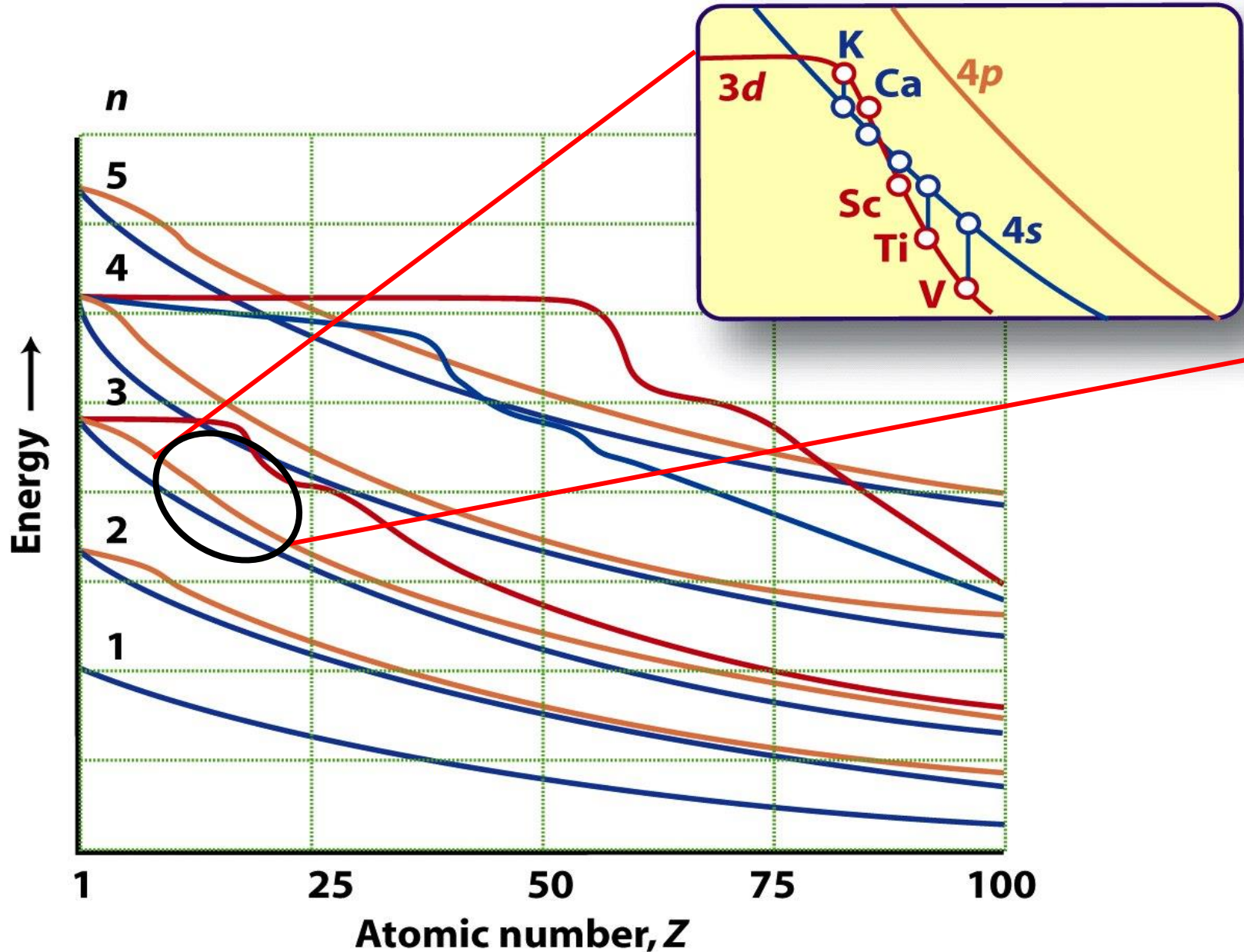
i gusci semi-pieni, come p^3 , d^5 , e f^7 , sono particolarmente stabili

non è che elettroni con spin paralleli si respingano fisicamente più (o meno) degli elettroni con spin appaiati (la repulsione coulombiana sarebbe la stessa per entrambi, se fossero separati dalla stessa distanza). Ma poiché il loro comportamento spaziale è descritto da una funzione d'onda che comprende anche una componente di spin (e deve essere antisimmetrica), la probabilità di trovare due elettroni a spin parallelo vicini l'un l'altro è molto minore di quella che si ha con due elettroni i cui spin sono accoppiati (cioè opposti).

Principio del riempimento progressivo (*Aufbau*)



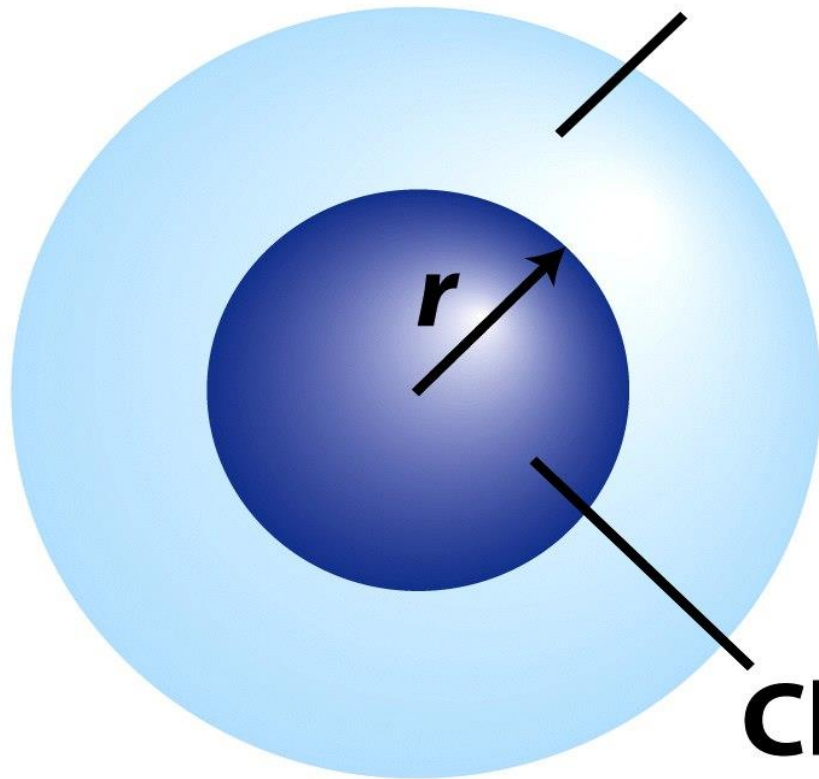
$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s < 6d \approx 5f$



la configurazione degli elementi di transizione della prima serie – per via della **repulsione interelettronica** – è **sperimentalmente** del tipo $3d^n 4s^2$ (e non $3d^{n+2} 4s^0$)

Penetrazione e schermatura

**Charge does
not contribute**



**Charge
contributes**

Regole di Slater (ca. 1930)

(empiriche) per il calcolo della **costante di schermo S**

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

1. si scrive la configurazione elettronica dell'elemento nel seguente ordine e con questi raggruppamenti: (1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p)...
2. gli elettroni in ogni gruppo a destra dell'elettrone considerato non contribuiscono a S
3. per un elettrone in un orbitale ns o np:
 - ogni altro elettrone nello stesso gruppo contribuisce $S = 0.35$;
 - ogni elettrone nel livello n-1 contribuisce $S = 0.85$;
 - ogni elettrone nei livelli n-2 o inferiori contribuisce $S = 1$
4. per un elettrone in un orbitale nd o nf:
 - ogni altro elettrone nello stesso gruppo (nd, nf) contribuisce $S = 0.35$
 - ogni elettrone in un gruppo a sinistra di quello considerato contribuisce $S = 1$.

Applicazione delle regole di Slater per confermare che la configurazione elettronica di K ($Z = 19$) trovata sperimentalmente ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) è energeticamente più stabile di $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$

Si calcola $Z_{\text{eff}} = Z - S$ per l'elettrone più esterno, cioè 4s o 3d

$$\text{Per } 4s: Z_{\text{eff}} = 19 - [(10 \times 1) + (8 \times 0.85)] = 2.20$$

$$\text{Per } 3d: Z_{\text{eff}} = 19 - (18 \times 1) = 1.00$$

Table 1.3 Effective nuclear charges, Z_{eff}

	H	Z_{eff}						He
<i>Z</i>	1							2
1s	1.00						1.69	
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
<i>Z</i>	3	4	5	6	7	8	9	10
1s	2.69	3.68	4.68	5.67	6.66	7.66	8.65	9.64
2s	1.28	1.91	2.58	3.22	3.85	4.49	5.13	5.76
2p			2.42	3.14	3.83	4.45	5.10	5.76
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
<i>Z</i>	11	12	13	14	15	16	17	18
1s	10.63	11.61	12.59	13.57	14.56	15.54	16.52	17.51
2s	6.57	7.39	8.21	9.02	9.82	10.63	11.43	12.23
2p	6.80	7.83	8.96	9.94	10.96	11.98	12.99	14.01
3s	2.51	3.31	4.12	4.90	5.64	6.37	7.07	7.76
3p			4.07	4.29	4.89	5.48	6.12	6.76

0.69

0.62

s-block elements

d-block elements

p-block elements

Group 1		Group 2		Group 3		Group 4		Group 5		Group 6		Group 7		Group 8		Group 9		Group 10		Group 11		Group 12		Group 13		Group 14		Group 15		Group 16		Group 17		Group 18				
1	H																																	2	He			
3	Li	4	Be																					5	6	7	8	9	10									
11	Na	12	Mg																					13	14	15	16	17	18									
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	32	33	34	35	36									
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	50	51	52	53	54									
55	Cs	56	Ba	57-71	La-Lu	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	82	83	84	85	86									
87	Fr	88	Ra	89-103	Ac-Lr	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Uub															

f-block elements

Lanthanoids	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
Actinoids	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

Mendeleev, 1849


			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
			Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yt = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделеев.

The 32-column version of the periodic table published by IUPAC

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	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

The group 13 problem



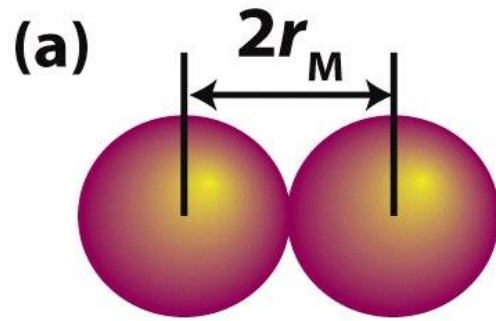
H																	He														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe														
Cs	Ba	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Lr	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

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	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

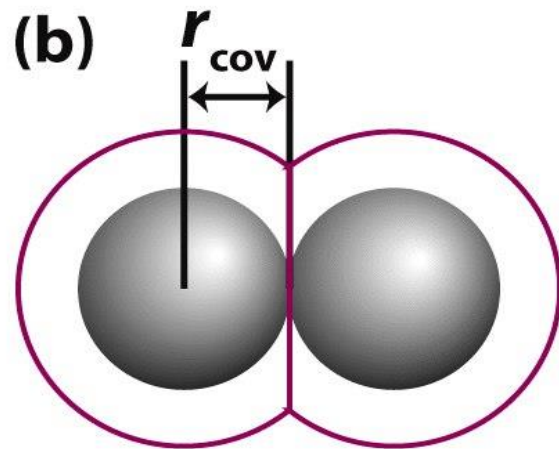
H																	He														
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr														
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe														
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

(E. Scerri, *Chem. Int.* **2019**, *41*, 16-20)

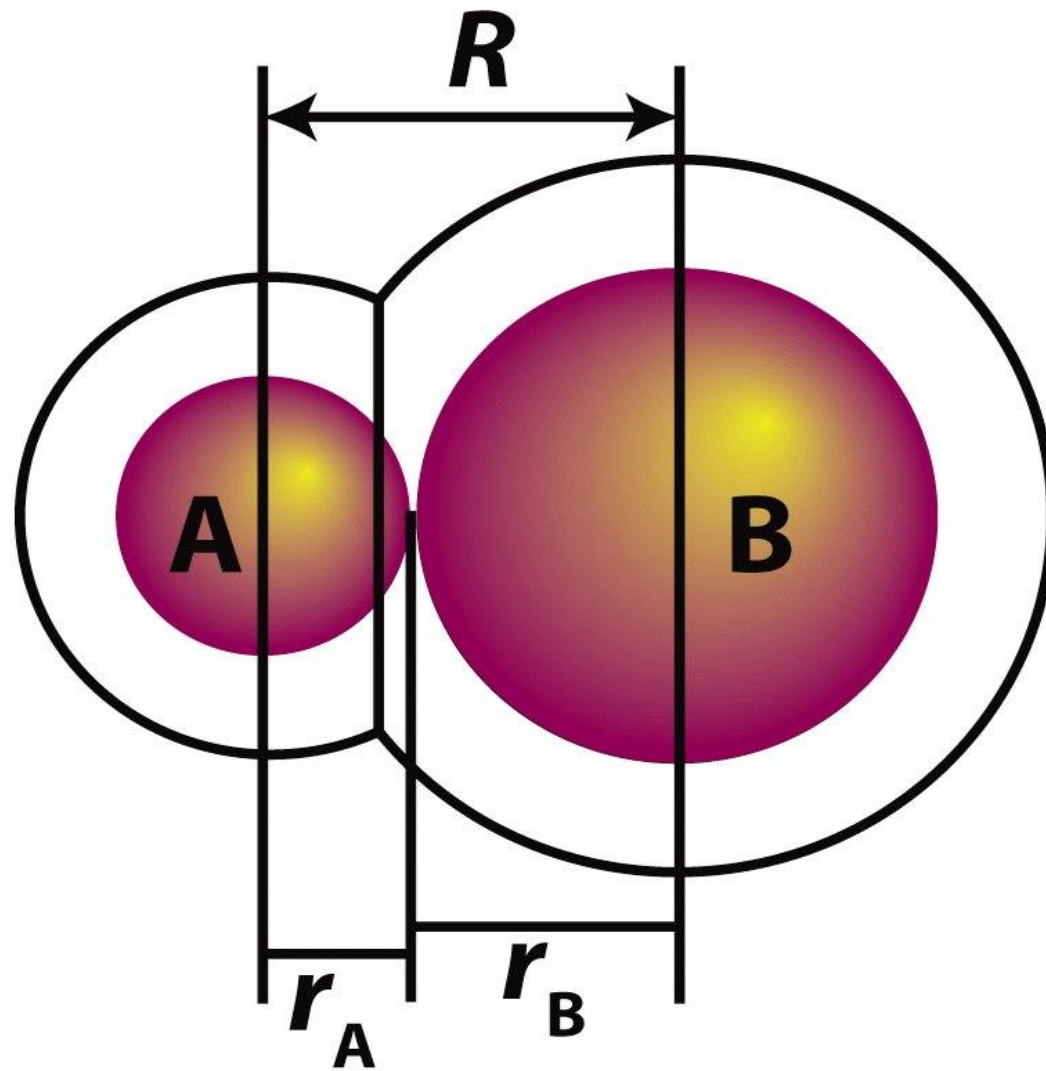
Raggio Atomico



Raggio metallico

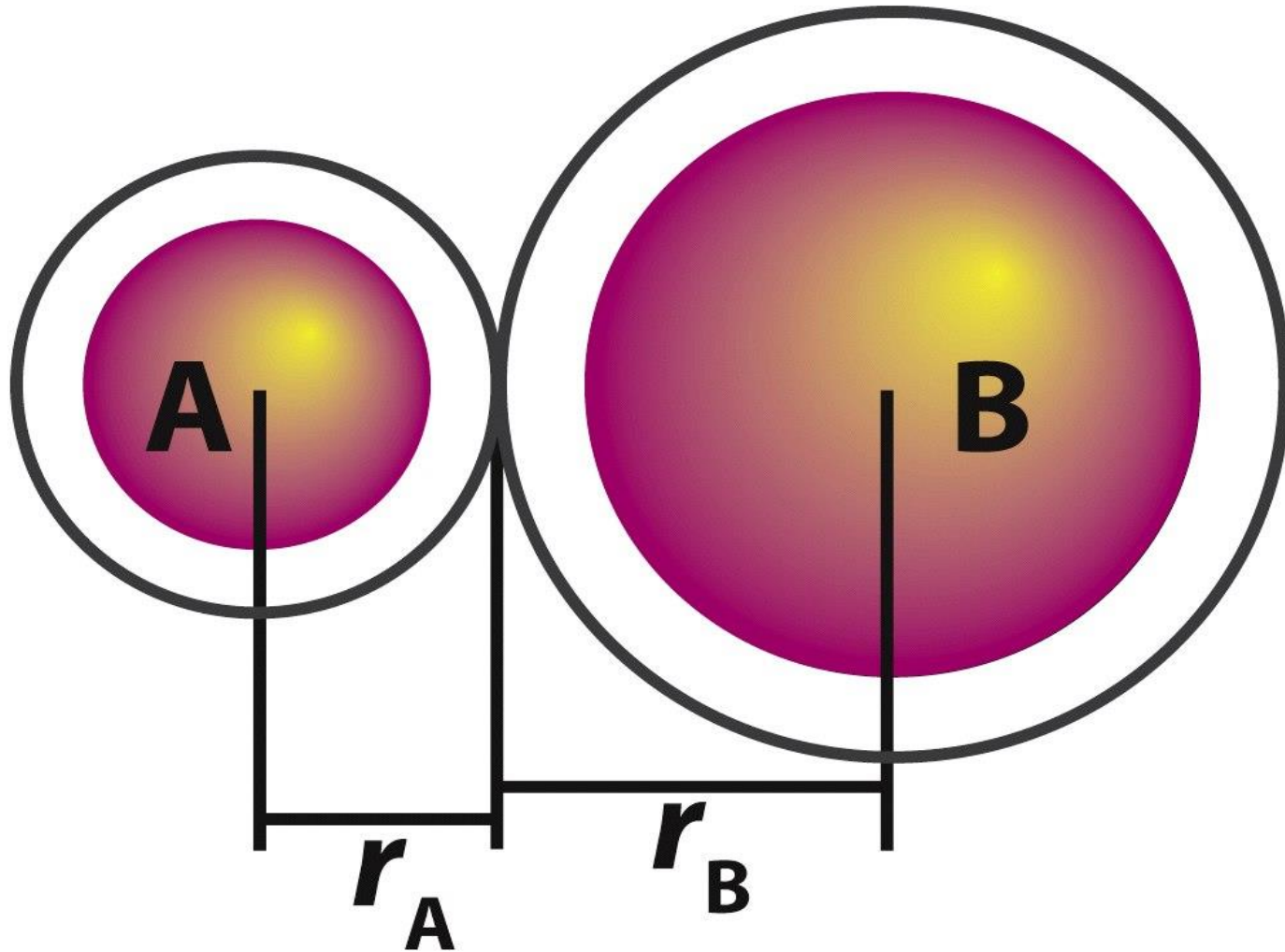


Raggio covalente



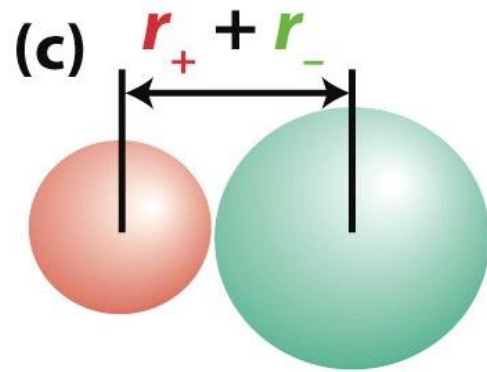
Raggio covalente

Atomi non legati

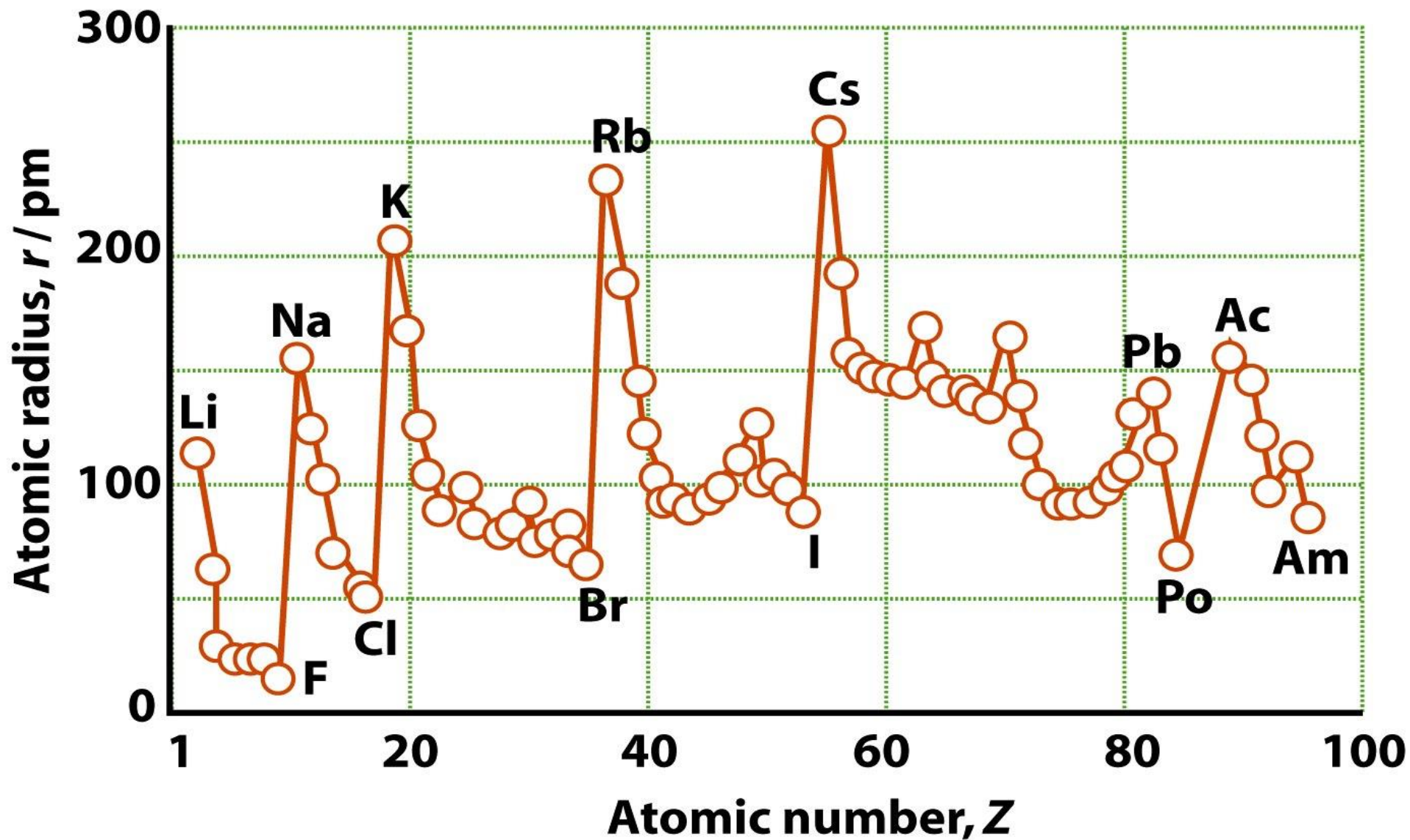


Raggio di van der Waals

Raggio Ionico



$$r_{\text{O}^{2-}} = 140 \text{ pm}$$



Raggi atomici

	1	2	13	14	15	16	17	18
2	Li 152	Be 113	B 83	C 77	N 75	O 73	F 71	Ne
3	Na 180	Mg 160	Al 143	Si 117	P 115	S 104	Cl 99	Ar
4	K 227	Ca 197	Ga 122	Ge 123	As 125	Se 117	Br 114	Kr
5	Rb 248	Sr 215	In 163	Sn 141	Sb 141	Te 143	I 133	Xe
6	Cs 265	Ba 217	Tl 170	Pb 175	Bi 155	Po 167	At	Rn

Fig. 9.1
Pag 268

La Chimica Inorganica di Atkins, Zanichelli, III edizione

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		

Pag 20

* 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, $E_3/\text{kJ mol}^{-1}$	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

Pag 340

* Per numero di coordinazione 6.

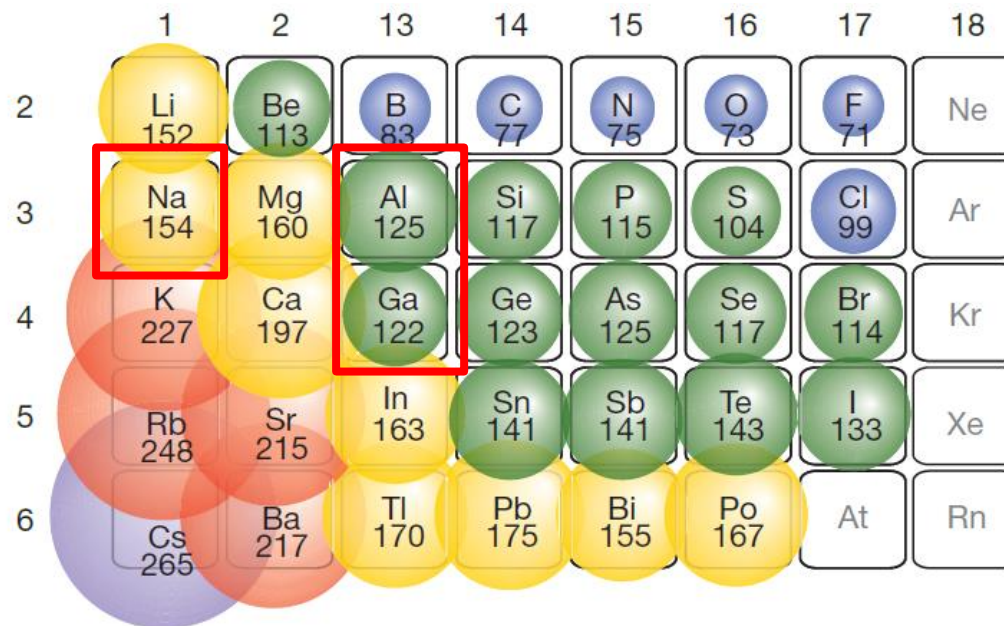
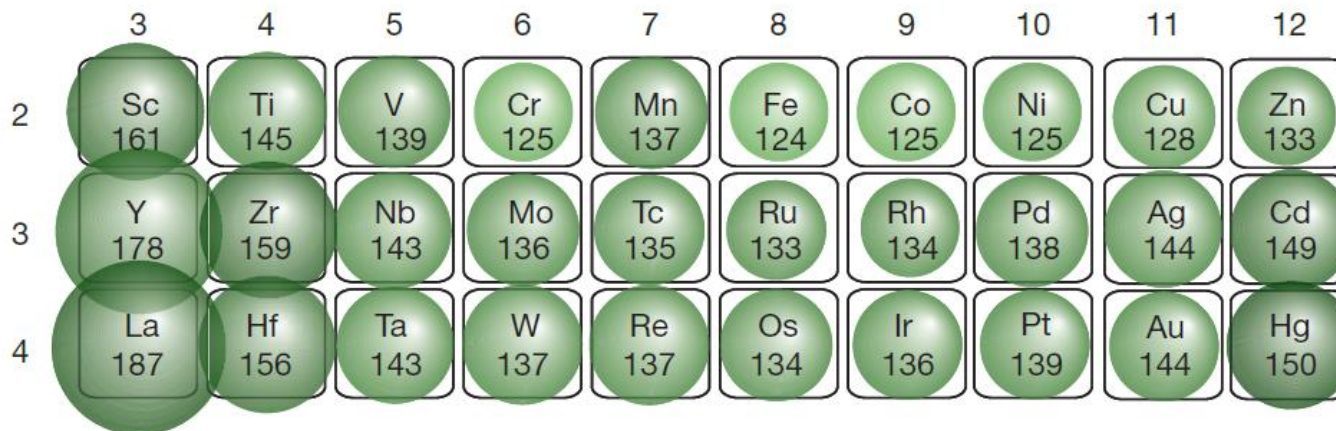
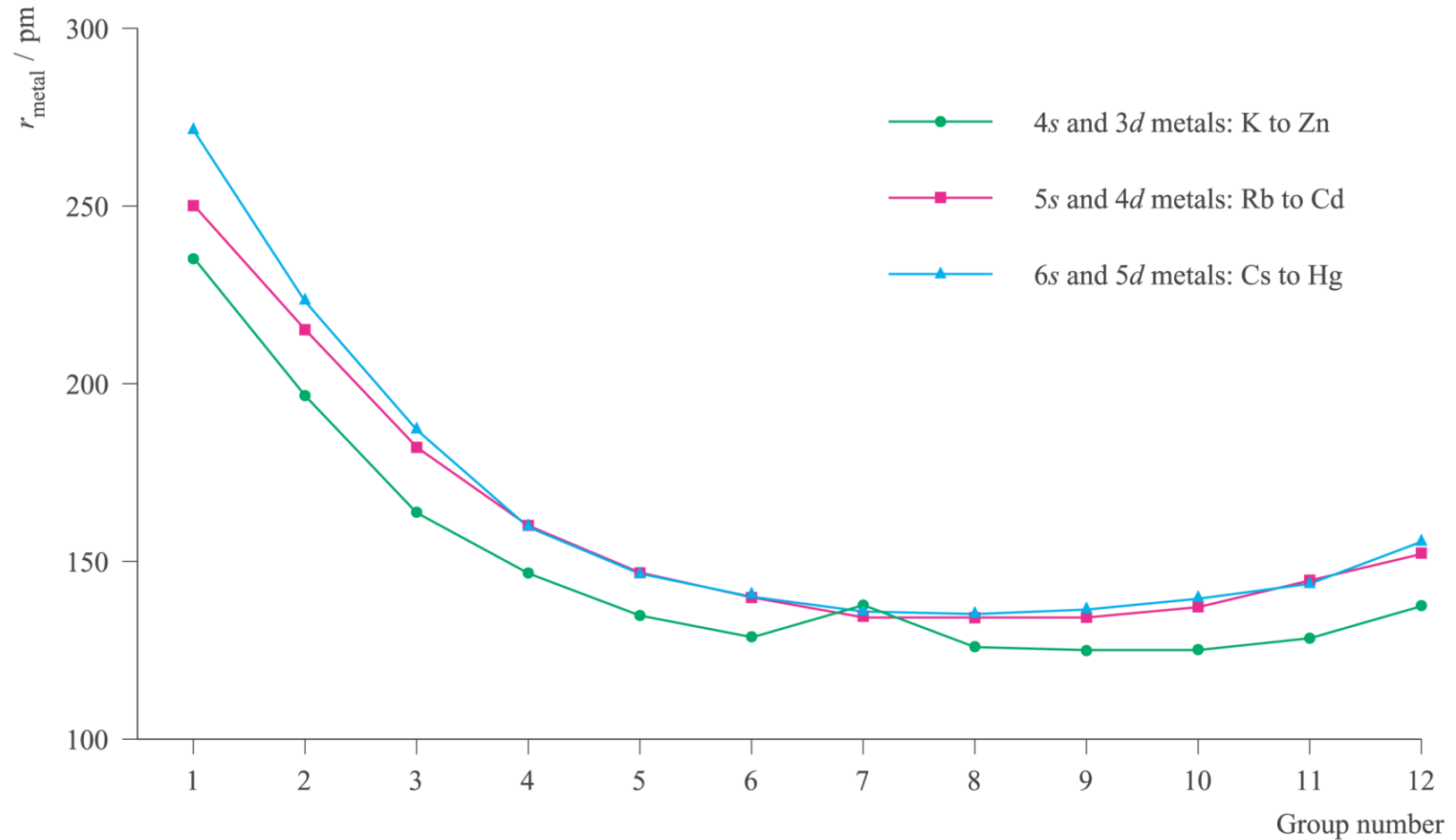


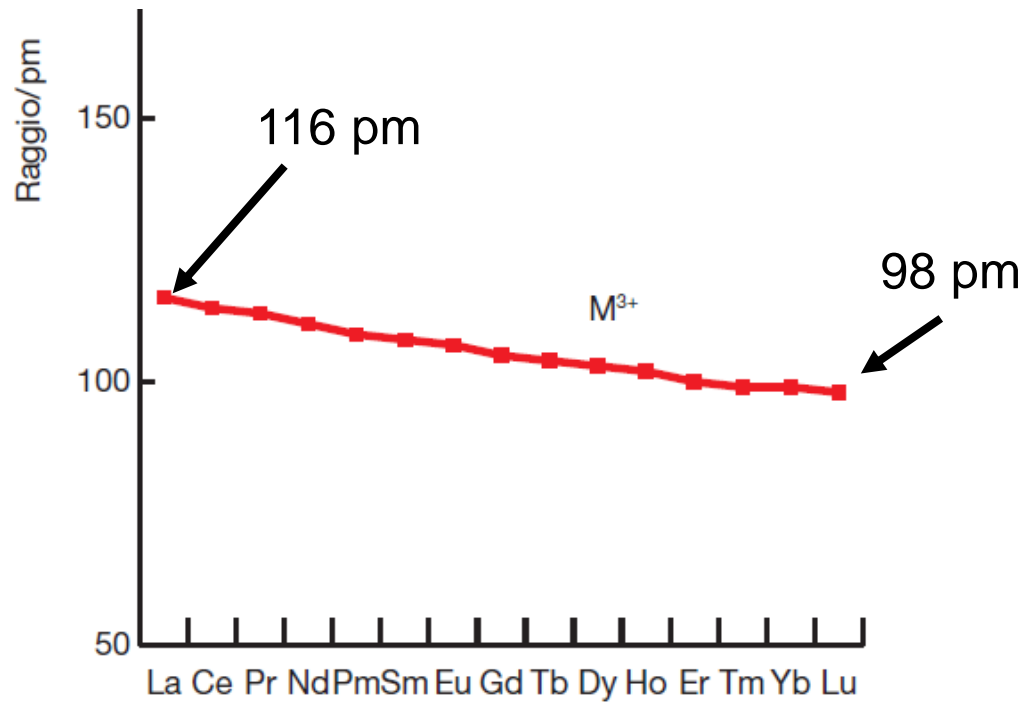
Fig. 9.1
Pag 257



Raggio metallico: blocco d



Contrazione lantanidica



Conseguenze della contrazione lantanidica

Table 1.4 Atomic radii, r/pm^*

Li	Be											B	C	N	O	F
157	112											88	77	74	66	64
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl
191	160											143	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	153	122	121	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	167	158	141	137	133
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi		
272	224	172	159	147	141	137	135	136	139	144	155	171	175	182		

* The values refer to coordination number 12 (see Section 3.2).

Effetti relativistici

$$m_{\text{rel}} = m_{\text{rest}} / \sqrt{1 - (v/c)^2}$$

Al crescere della velocità degli elettroni, la loro **massa relativistica aumenta** rispetto a quella a riposo (formula di Einstein)

$$a_0 = (4\pi\epsilon_0)(\hbar^2 / me^2)$$

L'aumento di massa comporta una **contrazione dell'orbitale**, che per gli atomi pesanti come Au e Hg può arrivare al 20%

Funzioni di distribuzione radiale per $Z = 80$

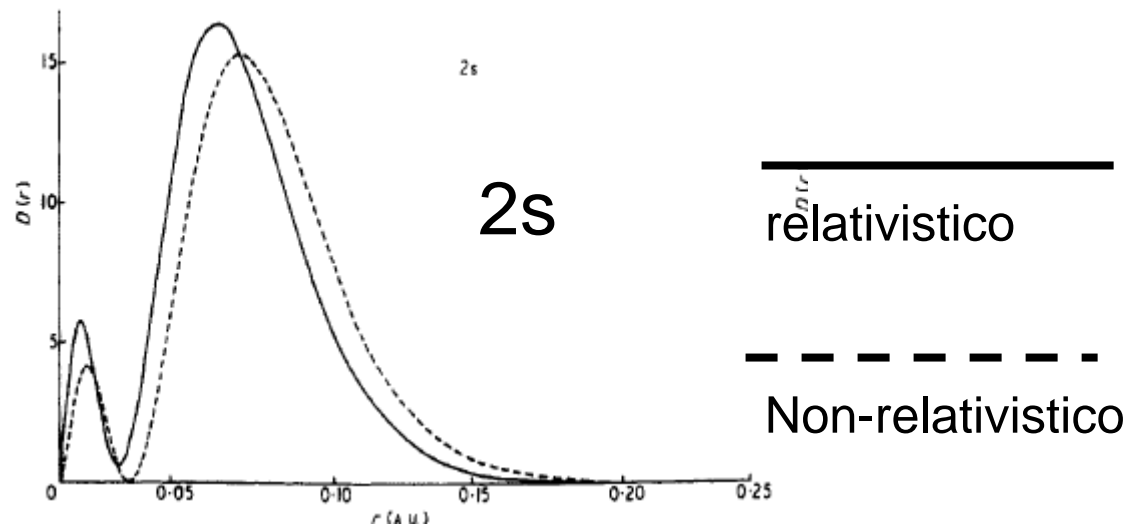
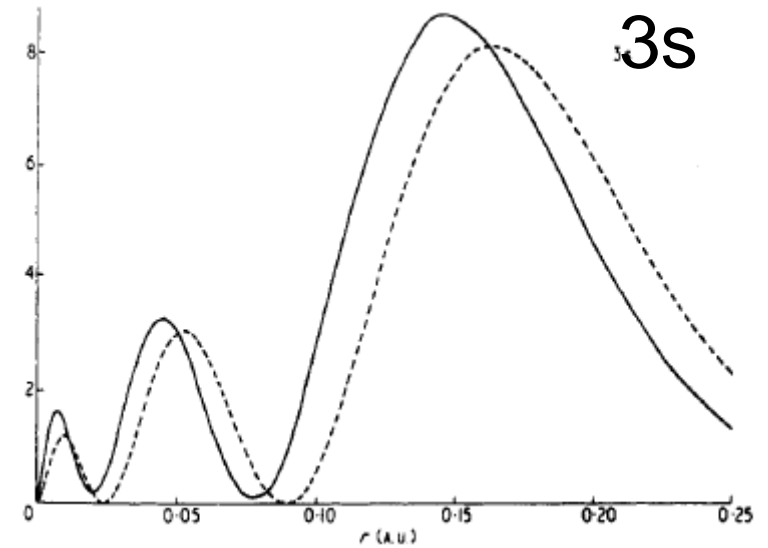
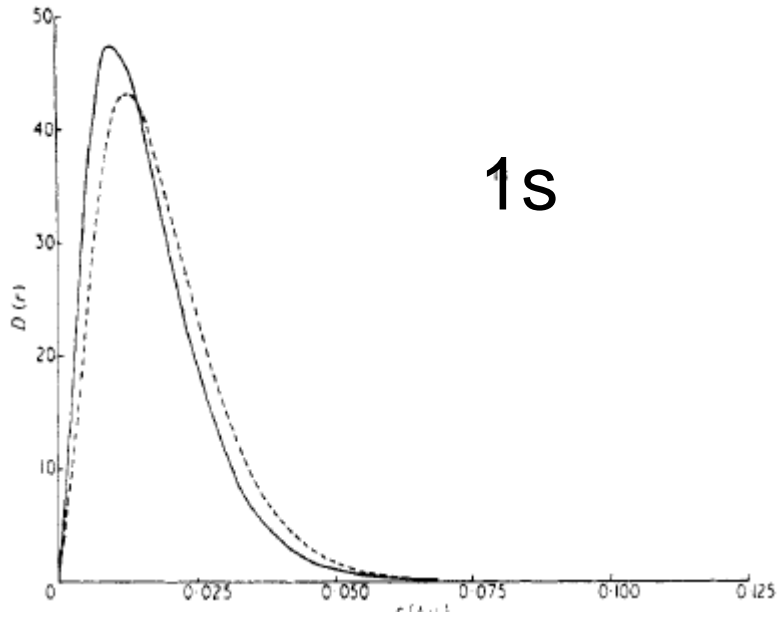



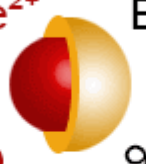
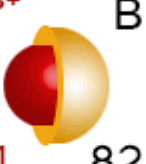
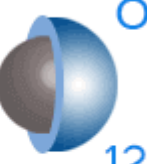
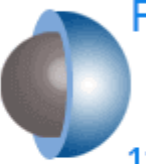
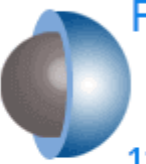
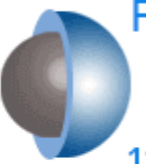

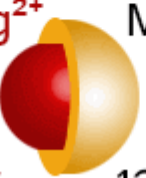

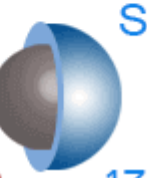




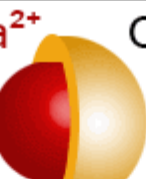


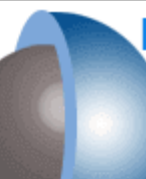
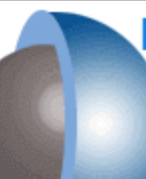
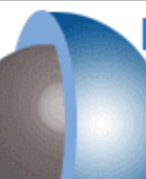
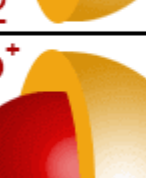

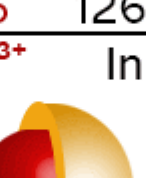

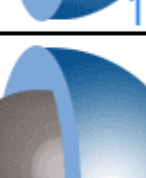
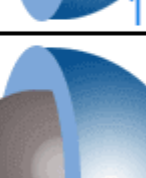
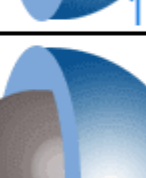
Table 1.5 Ionic radii, r/pm^*

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)					

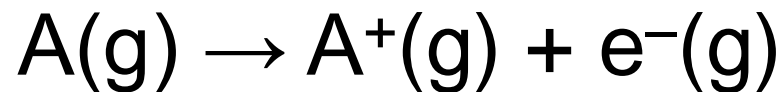
* Numbers in parentheses are the coordination number of the ion. For more values, see *Resource section 1*.

Steps of atoms and their ions in pm

Group 1 Group 2 Group 13 Group 16 Group 17

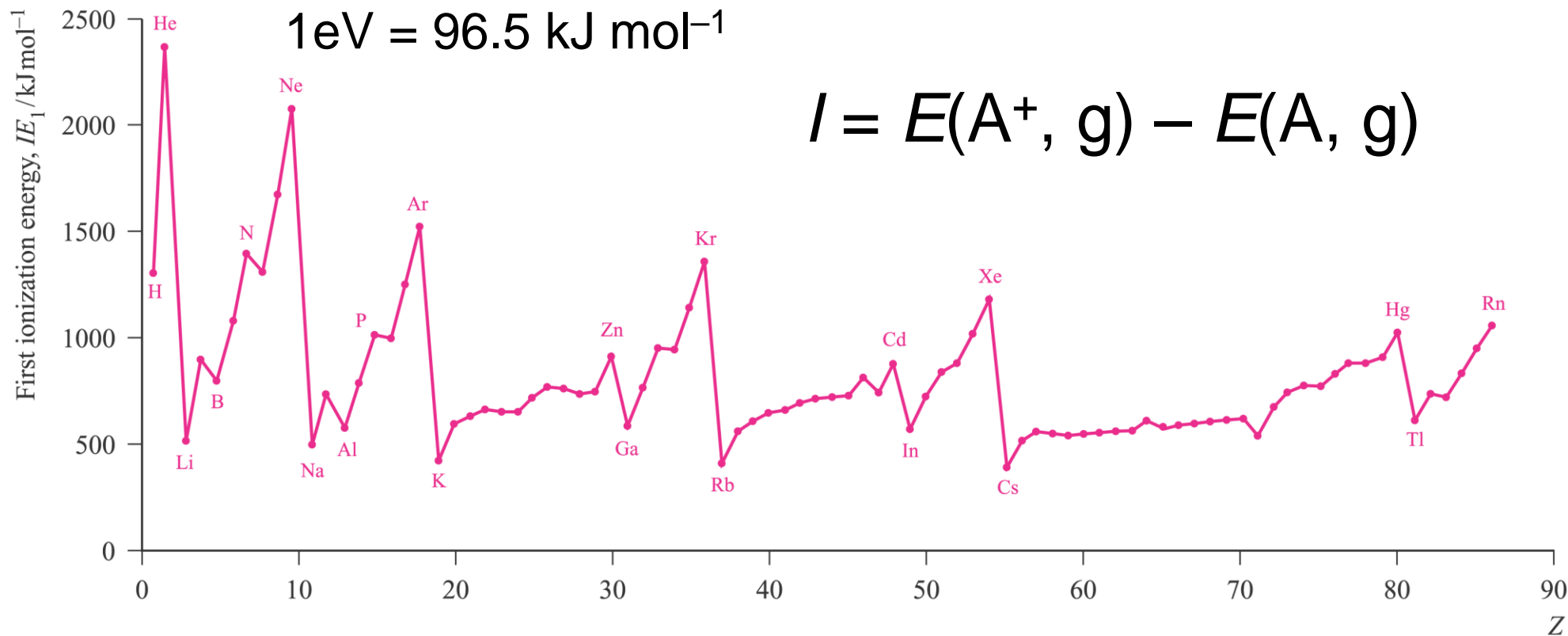
Li^+  90 134	Be^{2+}  59 90	B^{3+}  41 82	O  73	O^{2-}  126	F  71	F^-  119
Na^+  116 154	Mg^{2+}  86 130	Al^{3+}  68 118	S  102	S^{2-}  170	Cl  99	Cl^-  167
K^+  152 196	Ca^{2+}  114 174	Ga^{3+}  76 126	Se  116	Se^{2-}  184	Br  114	Br^-  182
Rb^+  166 211	Sr^{2+}  132 192	In^{3+}  94 144	Te  135	Te^{2-}  207	I  133	I^-  206

Energia di Ionizzazione



$$I = E(A^+, g) - E(A, g)$$

1 eV = 96.5 kJ mol⁻¹



L'energia di prima ionizzazione di un atomo è largamente determinata dall'energia del suo più alto orbitale occupato nello stato fondamentale esegue gli andamenti di Z_{eff} e raggio atomico.

Energie di prima ionizzazione

The table displays the first ionization energy (in kJ/mol) for elements 1 through 18. The values are as follows:

Period	1	2	13	14	15	16	17	18
1				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

Table 1.6 First and second (and some higher) ionization energies of the elements, $I/(kJ\ mol^{-1})$

H							He
1312							2373
							5259
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
513	899	801	1086	1402	1314	1681	2080
7297	1757	2426	2352	2855	3386	3375	3952
11809	14844	3660	4619	4577	5300	6050	6122
		25018					
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
495	737	577	786	1011	1000	1251	1520
4562	1476	1816	1577	1903	2251	2296	2665
6911	7732	2744	3231	2911	3361	3826	3928
		11574					
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
419	589	579	762	947	941	1139	1351
3051	1145	1979	1537	1798	2044	2103	3314
4410	4910	2963	3302	2734	2974	3500	3565
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
403	549	558	708	834	869	1008	1170
2632	1064	1821	1412	1794	1795	1846	2045
3900	4210	2704	2943	2443	2698	3197	3097
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
375	502	590	716	704	812	926	1036
2420	965	1971	1450	1610	1800	1600	
3400	3619	2878	3080	2466	2700	2900	

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	

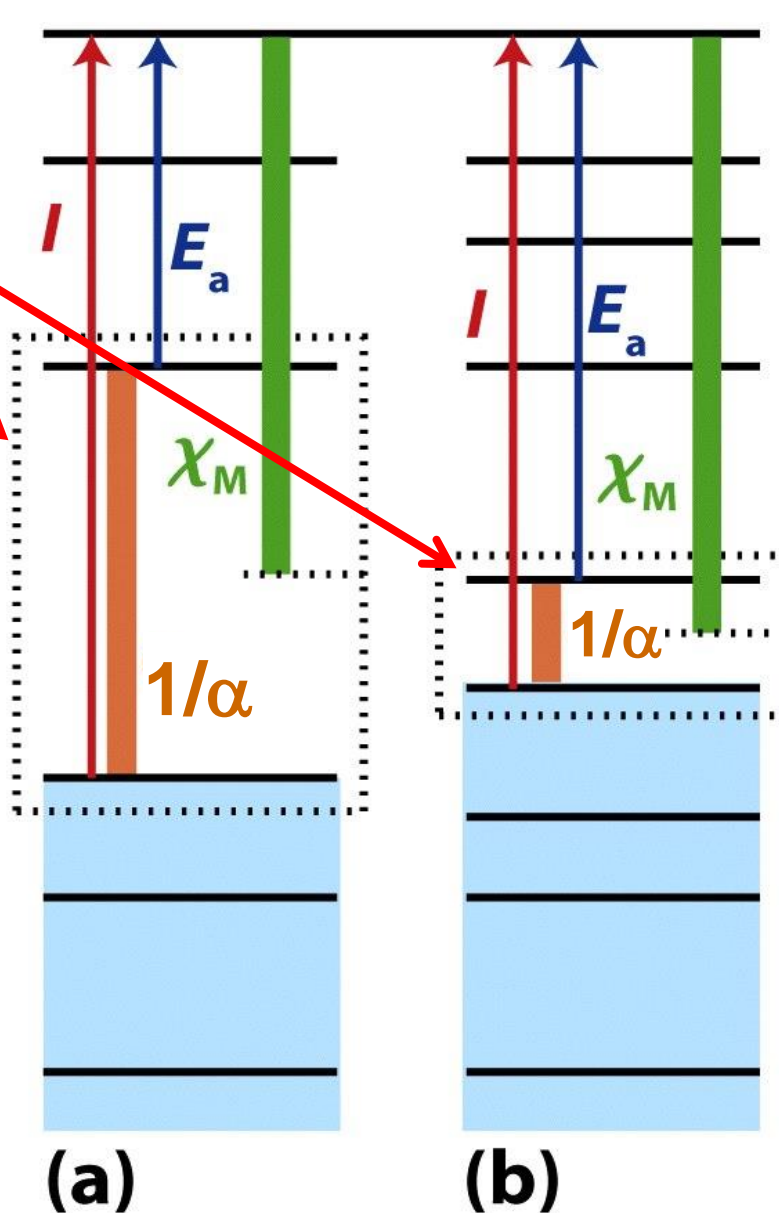
* The first values refer to the formation of the ion X^- from the neutral atom; the second value to the formation of X^{2-} from X^- .

l'affinità elettronica ha segno opposto alla variazione di energia

Orbitali di
frontiera

Energy ↑

Ionization limit



(a)

(b)

L'affinità elettronica di un elemento è largamente determinata dall'energia del più basso orbitale non occupato (o semi-occupato) nel *ground state* dell'atomo.

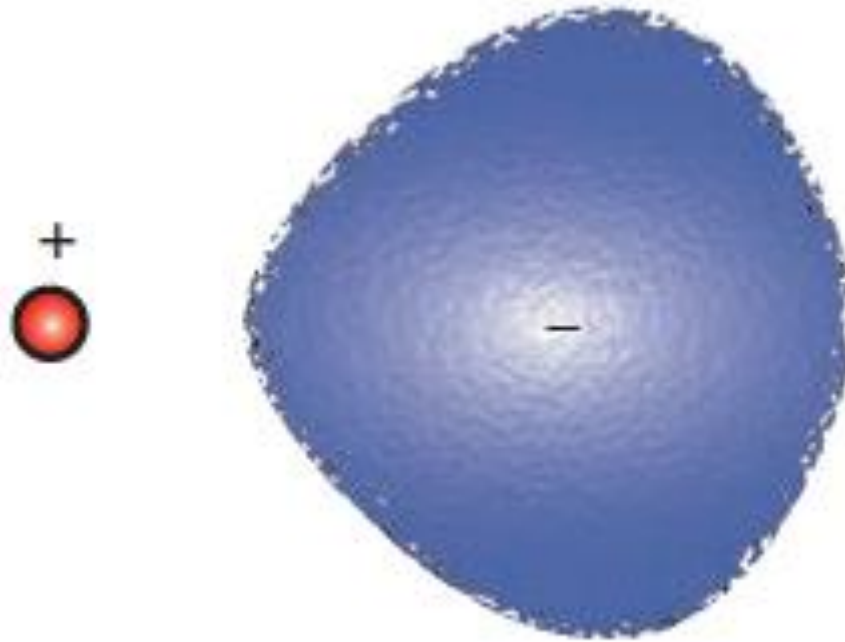
Electron affinity/kJ mol⁻¹



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

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Polarizzabilità (α)

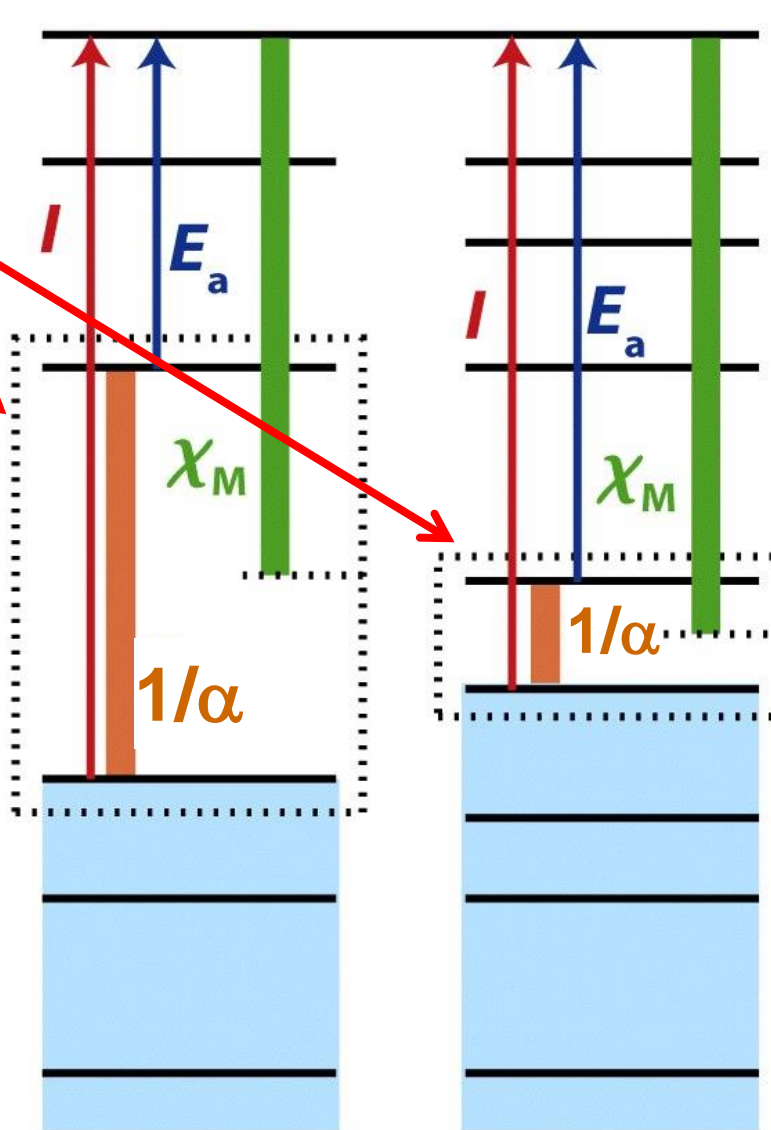


Un atomo o ione è polarizzabile (*soft*) quando gli orbitali di frontiera sono vicini in termini di energia; atomi e ioni pesanti, di grosse dimensioni, tendono a essere altamente polarizzabili.

Ionization limit

Orbitali di frontiera

Energy ↑



$\alpha = \text{polarizzabilità}$

(a) *Hard*

(b) *Soft*

Polarizzabilità e Regole di Fajans

(per predire se un legame sarà ionico o covalente)

1. cationi piccoli e a carica elevata (e.g. Li^+ , Mg^{2+}) hanno forte **potere polarizzante**
2. anioni larghi e con carica elevata sono **facilmente polarizzabili** (e.g. I^- , Se^{2-} , Te^{2-} , As^{3-} , P^{3-})
3. cationi che non hanno una configurazione elettronica di gas nobile (e.g. quasi tutti quelli dei metalli di transizione) sono più polarizzanti di quelli con guscio chiuso (e.g. cationi dei metalli alcalini o alcalino-terrosi) perché avranno una maggiore Z_{eff} , cioè una carica più alta sulla loro superficie (*cfr* Hg^{2+} e Ca^{2+} , 116 pm).

Fajans at the Bunsen Congress, Munich, 1928



Friedrich Hund

X

X

X

X

X

X

X

X

X

X

X

X

X

X

Oskar von Miller

X

Walther Kossel

X

X

Kasimir Fajans

Alwin Mittasch

Franz Eugen Simon

Frl. Vohsen

X

X

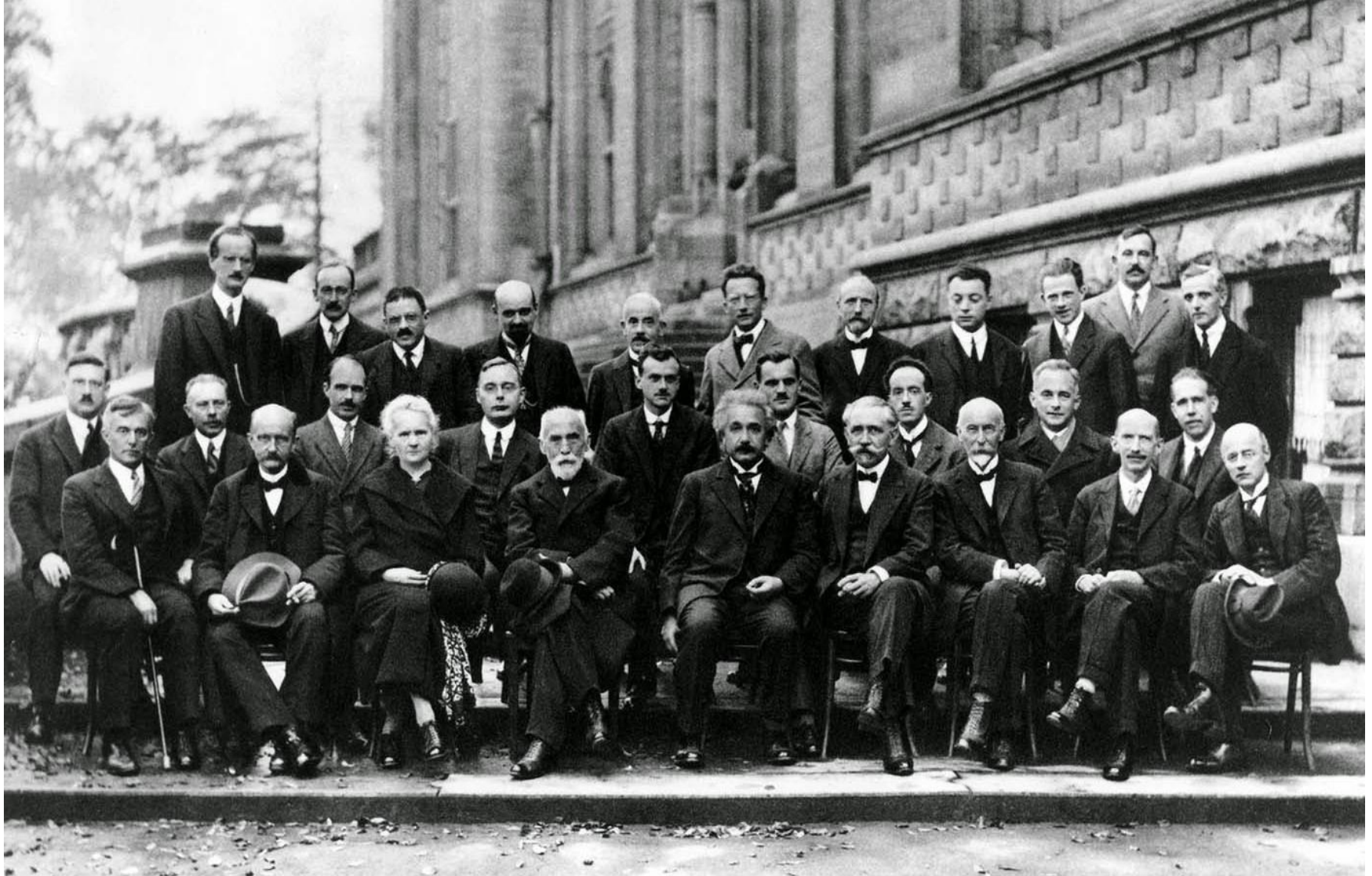
X

Peter Debye

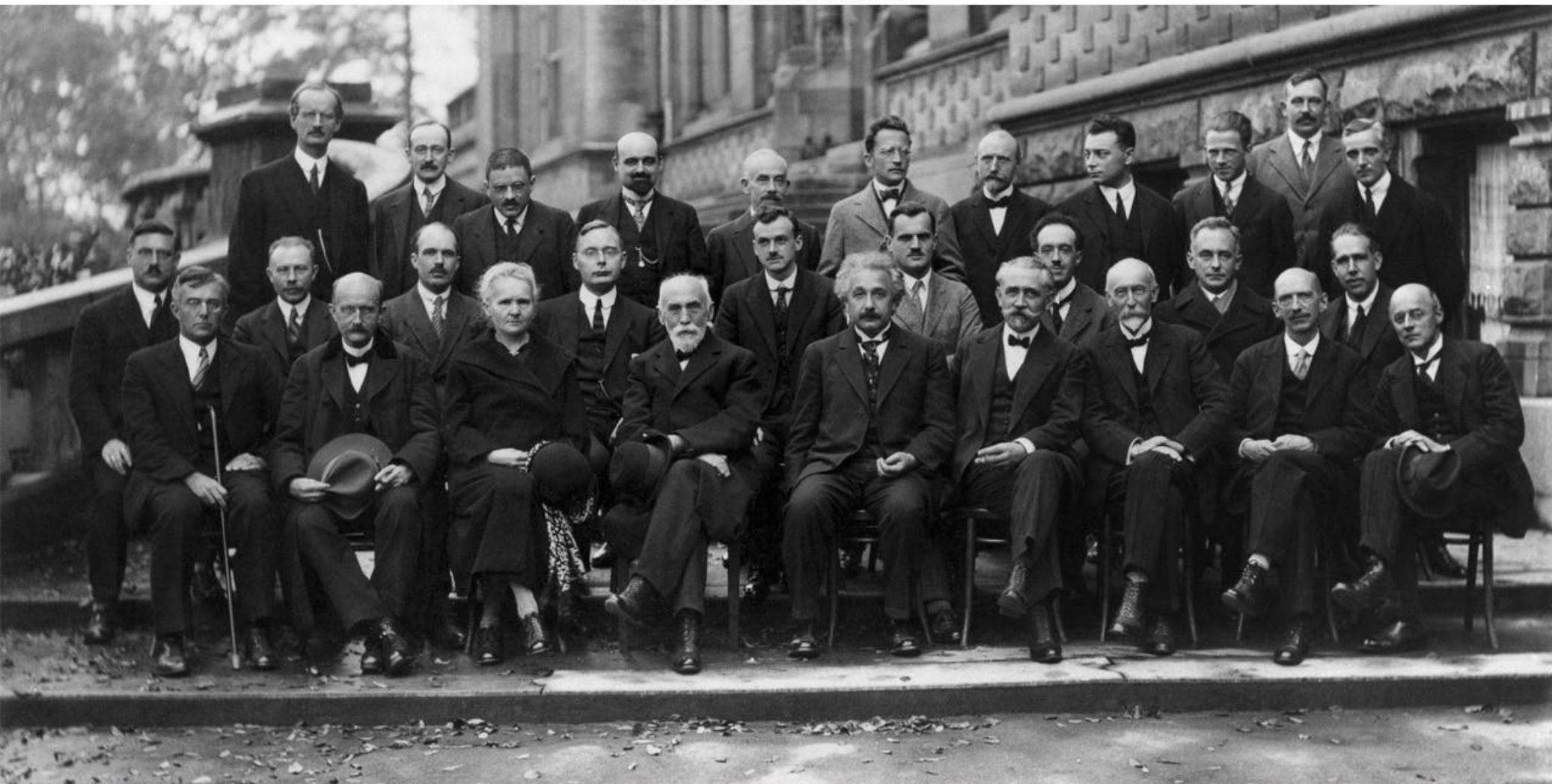
X

Fritz London

The Solvay Conference (*Electrons and Photons*), 1927



A. PICCARD E. HENRIOT P. EHRENFEST Ed. HERZEN Th. DE DONDER E. SCHRÖDINGER E. VERSCHAFFELT W. PAULI W. HEISENBERG R.H. FOWLER L. BRILLOUIN
 P. DEBYE M. KNUDSEN W.L. BRAGG H.A. KRAMERS P.A.M. DIRAC A.H. COMPTON L. de BROGLIE M. BORN N. BOHR
 I. LANGMUIR M. PLANCK Mme CURIE H.A. LORENTZ A. EINSTEIN P. LANGEVIN Ch.E. GUYE C.T.R. WILSON O.W. RICHARDSON
 Absents : Sir W.H. BRAGG, H. DESLANDRES et E. VAN AUBEL



29 fisici, 17 premi Nobel