



Periodická soustava prvků

1829 Döbereiner

Triády: Li, Na, K; Ca, Sr, Ba; S, Se, Te; Cl, Br, I;

1870 Meyer - atomové objemy

1869, 1871 Mendelejev – předpověď vlastností chybějících prvků (Sc, Ga, Ge, Tc, Rh, Po, Hf). Vzácné plyny He, Ar
Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí atomové hmotnosti (výjimky: Ar/K; Co/Ni; Te/I; Pa/Th)

1913 Moseley

Vlastnosti prvků jsou periodickou funkcí atomového čísla



Periodická tabulka prvků

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

1 H 1.007																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.001	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179
11 Na 22.989	12 Mg 24.305											13 Al 26.981	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.066	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955	22 Ti 47.867	23 V 50.941	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.39	31 Ga 69.723	32 Ge 72.61	33 As 74.921	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 115.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 La* 138.905	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.217	78 Pt 195.078	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac+ (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (268)	110 Uun (269)	111 Uuu (272)	112 Uub (277)						
			*	58 Ce 140.112	59 Pr 140.908	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967
			+	90 Th 232.038	91 Pa 231.036	92 U 238.039	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Periodicky se měnící vlastnosti

Atomové číslo - efektivní náboj jádra

Oxidační čísla

Atomový poloměr

Ionizační energie

Elektronová afinita

Elektronegativita




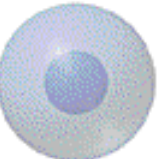
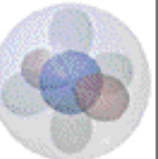
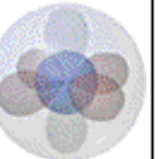

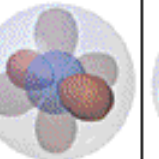
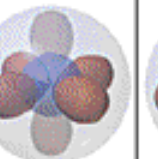
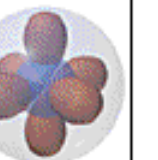
Polarizovatelnost, polarizační schopnost

Kovové – nekovové vlastnosti

Skupina, Perioda

Skupina: opakující se elektronová konfigurace určuje podobnost chemických vlastností

Perioda: postupné zaplňování elektronové slupky a vzrůst náboje jádra určuje postupnou změnu vlastností

	1A(1)		2A(2)	3A(13)	4A(14)	5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
Period 1	1 H $1s^1$ 								2 He $1s^2$ 
Period 2	3 Li $1s^2 2s^1$ 	4 Be $1s^2 2s^2$ 	5 B $1s^2 2s^2 2p^1$ 	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$ 	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$ 	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$ 	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$ 	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$ 	

Pravidla pro obsazování orbitalů elektrony

Nejprve se obsazují orbitály s nejnižší energií – Aufbau (výstavbový) princip

Pouze dva elektrony do jednoho orbitalu s opačným spinem – Pauliho princip

Maximální počet nespárovaných elektronů v energeticky degenerovaných atomových orbitalech – Hundovo pravidlo

Obsazení orbitalů elektrony může změnit pořadí energií

Elektronové konfigurace nepřechodných prvků

Prvky hlavních skupin = nepřechodné prvky = s- a p-prvky

Zaplňují s a p orbitaly

Oxidační stav se mění o 2

CO CO₂

SO₂ SO₃

PCl₃ PCl₅

Alkalické kovy: ns¹

Kovy alkalických zemin: ns²

Triely: ns² np¹

Tetrelly: ns² np²

pniktogeny: ns² np³

Chalkogeny: ns² np⁴

Halogeny: ns² np⁵

Vzácné plyny: ns² np⁶ velmi stabilní konfigurace

Vlastnosti nepřechodných prvků

Oxidační stav se mění o 2

Diamagnetické = nemají nepárové elektrony

Bezbarvé

Elektronové konfigurace přechodných prvků

Prvky vedlejších skupin = přechodné prvky = d-prvky

Zaplňují $(n-1)d$ a ns orbitaly

Oxidační stav se mění o 1

3d, 4d, 5d prvky

Alespoň v jedné sloučenině mají neúplně obsazené d orbitaly

Neplatí pro skupinu Zn ($M^{2+} = d^{10}$), donedávna neplatilo pro Sc ($M^{3+} = d^0$), připraveny sloučeniny Sc^{1+}

Dřívější přechodné prvky – oxofilní, 3. – 7. skupina

Pozdější přechodné prvky – chalkofilní, 7. – 12. skupina

Vlastnosti přechodných prvků

Oxidační stav se mění o 1

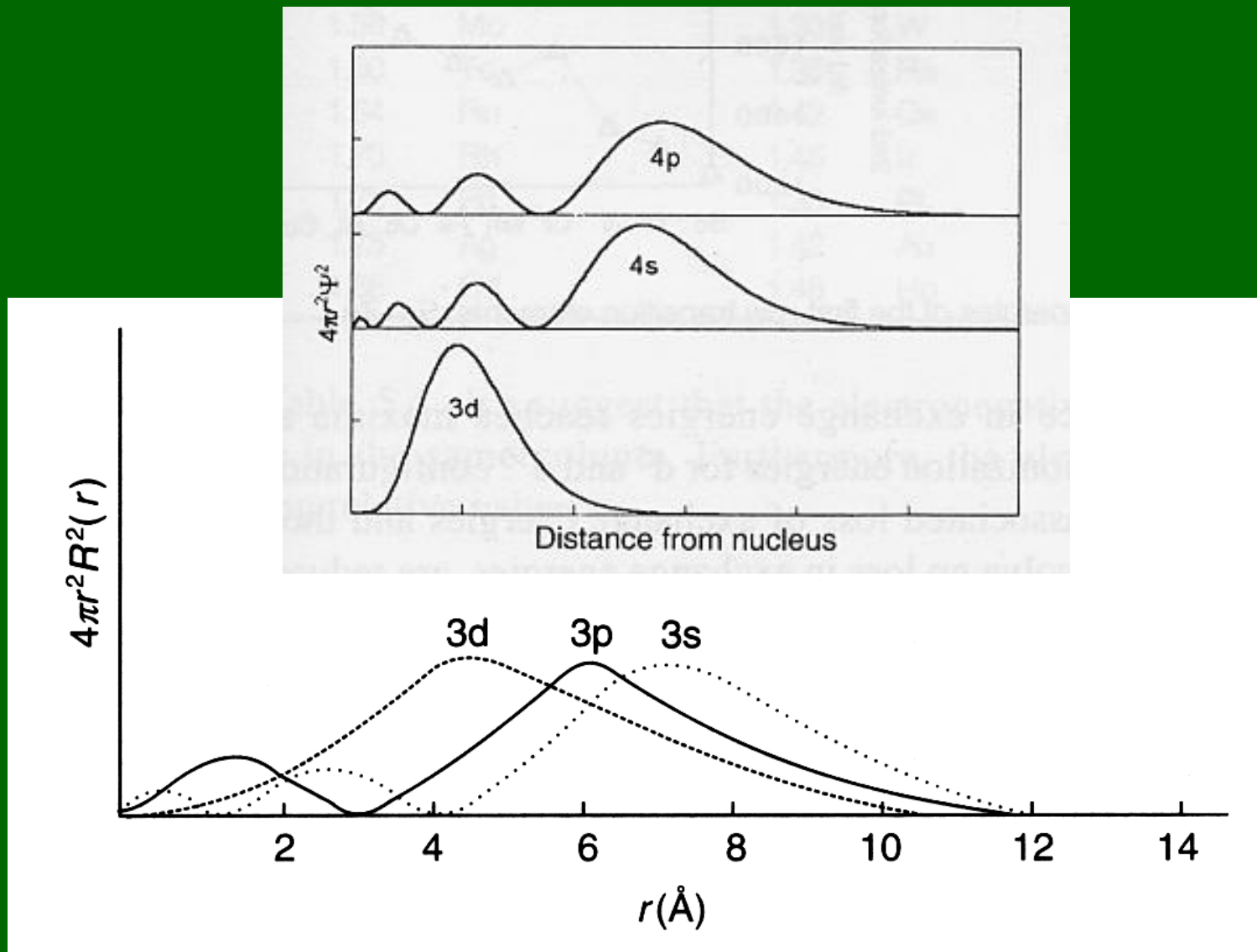
Více oxidačních stavů

Paramagnetické

Barevné

Charakteristická oxidační čísla 3d prvků

1	2	3	4	5	6	7
Sc ⁺		Sc ³⁺				
		Ti ³⁺	Ti ⁴⁺			
	V ²⁺	V ³⁺	VO ²⁺	VO ₂ ⁺		
	Cr ²⁺	Cr ³⁺			CrO ₄ ²⁻	
	Mn ²⁺	Mn ³⁺	Mn ⁴⁺	MnO ₄ ³⁻	MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
	Fe ²⁺	Fe ³⁺			FeO ₄ ²⁻	
	Co ²⁺	Co ³⁺				
	Ni ²⁺					
Cu ⁺	Cu ²⁺					
	Zn ²⁺					



Změna pořadí energetických hladin 4s/3d

Ar [Ne] 3s² 3p⁶ (4s⁰)

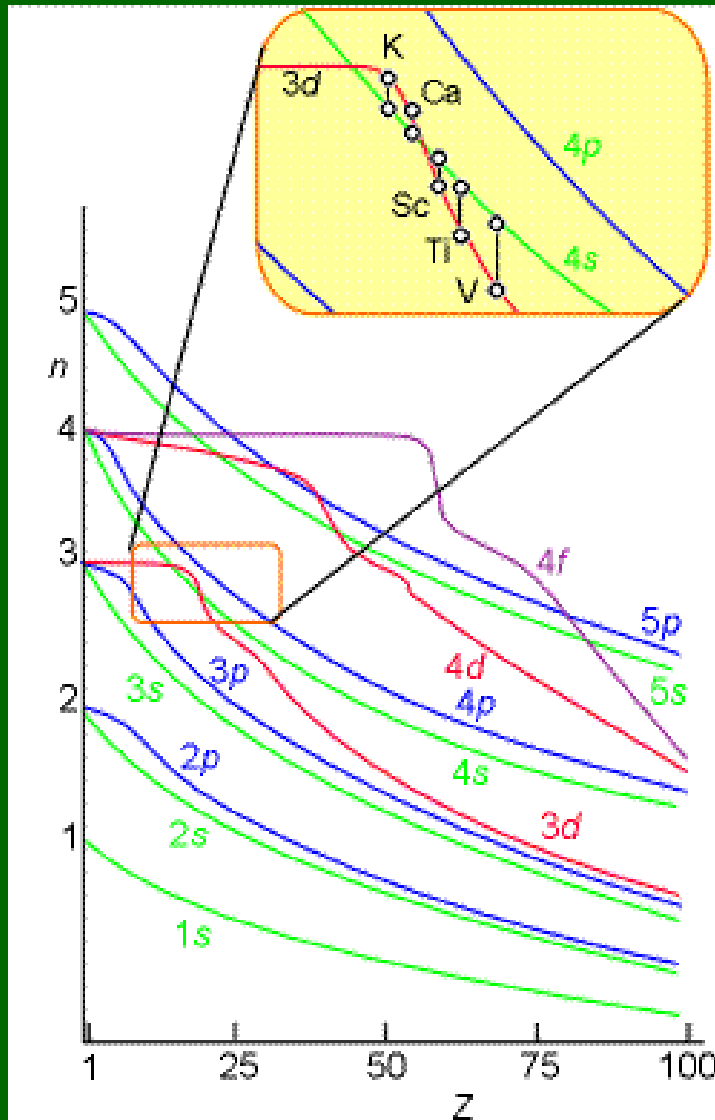
K [Ar] 4s¹ (3d⁰ 4p⁰)

Ca [Ar] 4s² (3d⁰ 4p⁰)

Sc [Ar] 3d¹ 4s² (4p⁰)

Ti [Ar] 3d² 4s² (4p⁰)

Změna pořadí energetických hladin 4s/3d

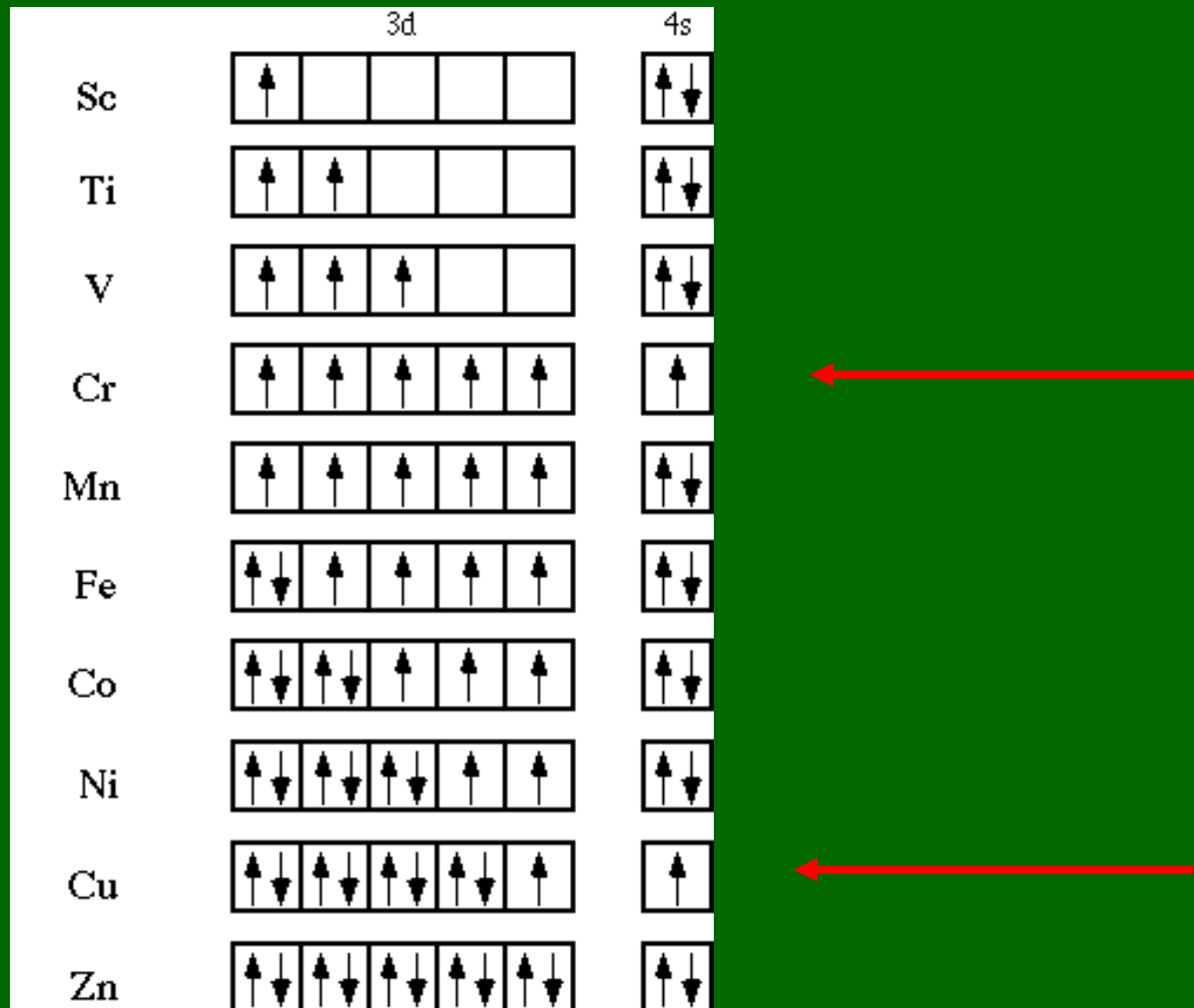


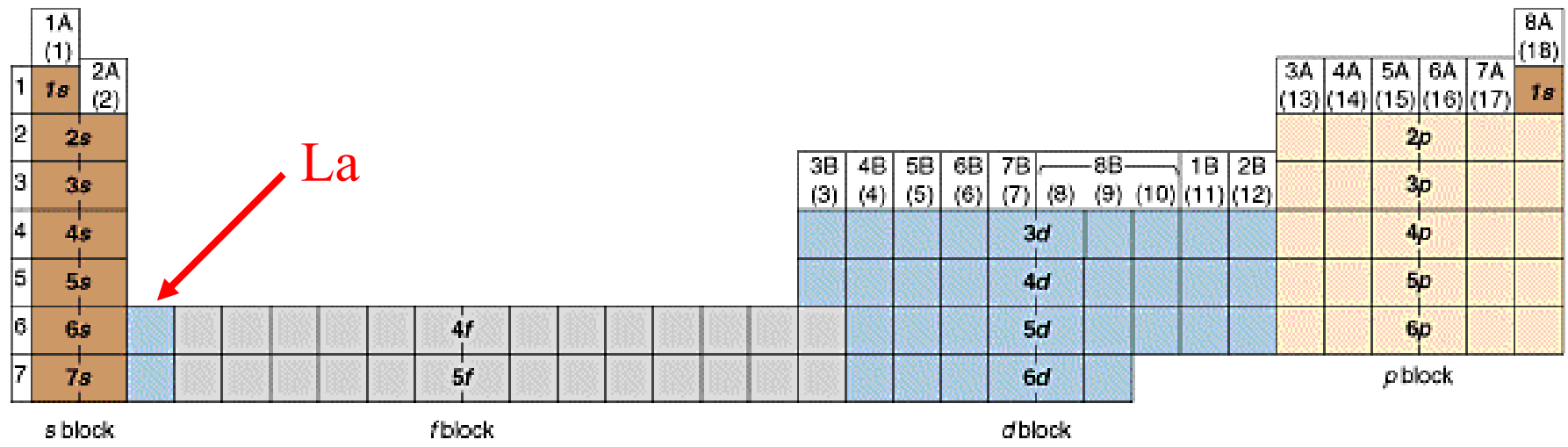
Pořadí energií hladin je výsledkem experimentálního měření

Roste efektivní náboj jádra

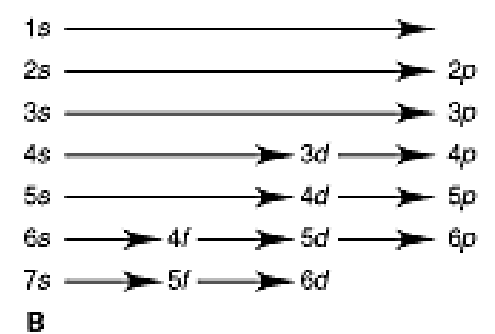
Stínění elektronů

Vyšší stabilita zpola zaplněných orbitalů





A



Elektronové konfigurace lanthanoidů

Xe [Kr] 4d¹⁰ 5s² 5p⁶ E(4f) > E(6s)

Cs [Xe] 6s¹

Ba [Xe] 6s²

La [Xe] 5d¹ 6s² přechodný

Ce [Xe] 4f¹ 5d¹ 6s² E(4f) < E(6s), E(5d)

Pr [Xe] 4f³ 6s²

Eu [Xe] 4f⁷ 5s² 5p⁶ 5d⁰ 6s²

~~Gd [Xe] 4f⁸ 5s² 5p⁶ 5d⁰ 6s²~~

Gd [Xe] 4f⁷ 5s² 5p⁶ 5d¹ 6s² 4f zcela zaplněný

Lu [Xe] 4f¹⁴ 5d¹ 6s² 4f zcela zaplněný

Elektronové konfigurace aktinoidů

Rn [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$ $E(5f) > E(7s)$

Fr [Rn] $7s^1$

Ra [Rn] $7s^2$

Ac [Rn] $6d^1 7s^2$ přechodný

Th [Rn] $5f^2 7s^2$ $E(5f) < E(7s), E(6d)$

Am [Rn] $5f^7 7s^2$

Cm [Rn] $5f^7 6d^1 7s^2$

Lr [Rn] $5f^{14} 6d^1 7s^2$

Tvorba oktetu

	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)	1A (1)	2A (2)	3A (13)
			H ⁻	He	Li ⁺		
	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	Ne	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
		S ²⁻	Cl ⁻	Ar	K ⁺	Ca ²⁺	
			Br ⁻	Kr	Rb ⁺	Sr ²⁺	
			I ⁻	Xe	Cs ⁺	Ba ²⁺	

Elektronová slupka

Valenční sféra – atomové orbitaly, nejvzdálenější od jádra, zcela nebo zčásti zaplněné, které leží nad elektronovou konfigurací nejbližšího nižšího vzácného plynu

Valenční sféra rozhoduje o fyzikálních a chemických vlastnostech

Vnitřní elektrony – elektronové “jádro” – všechny nižší zcela zaplněné elektronové hladiny vzácných plynů, neúčastní se chemických reakcí

Velikost atomů

Atomové poloměry

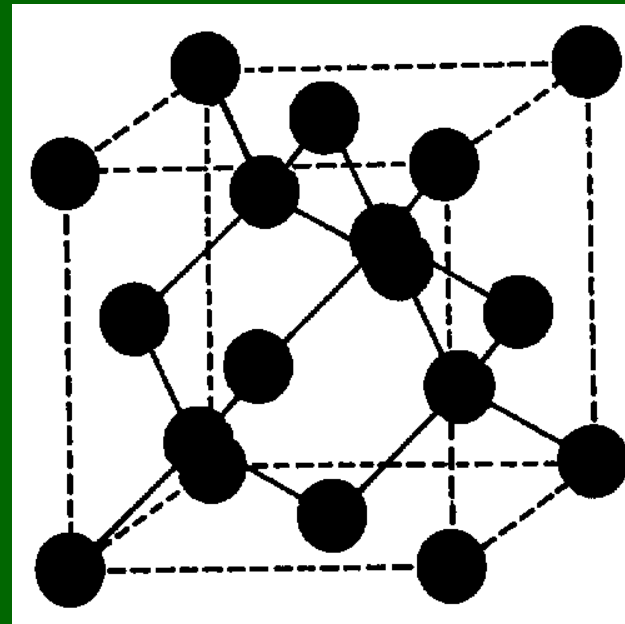
Aproximace atomu jako nepružné koule, $r = 10^{-10}$ m

Kovalentní poloměr = polovina vzdálenosti mezi dvěma stejnými atomy

Diamant

Vzdálenost atomů C = 1.54 Å

Kovalentní poloměr = 0.77 Å



Velikost atomů

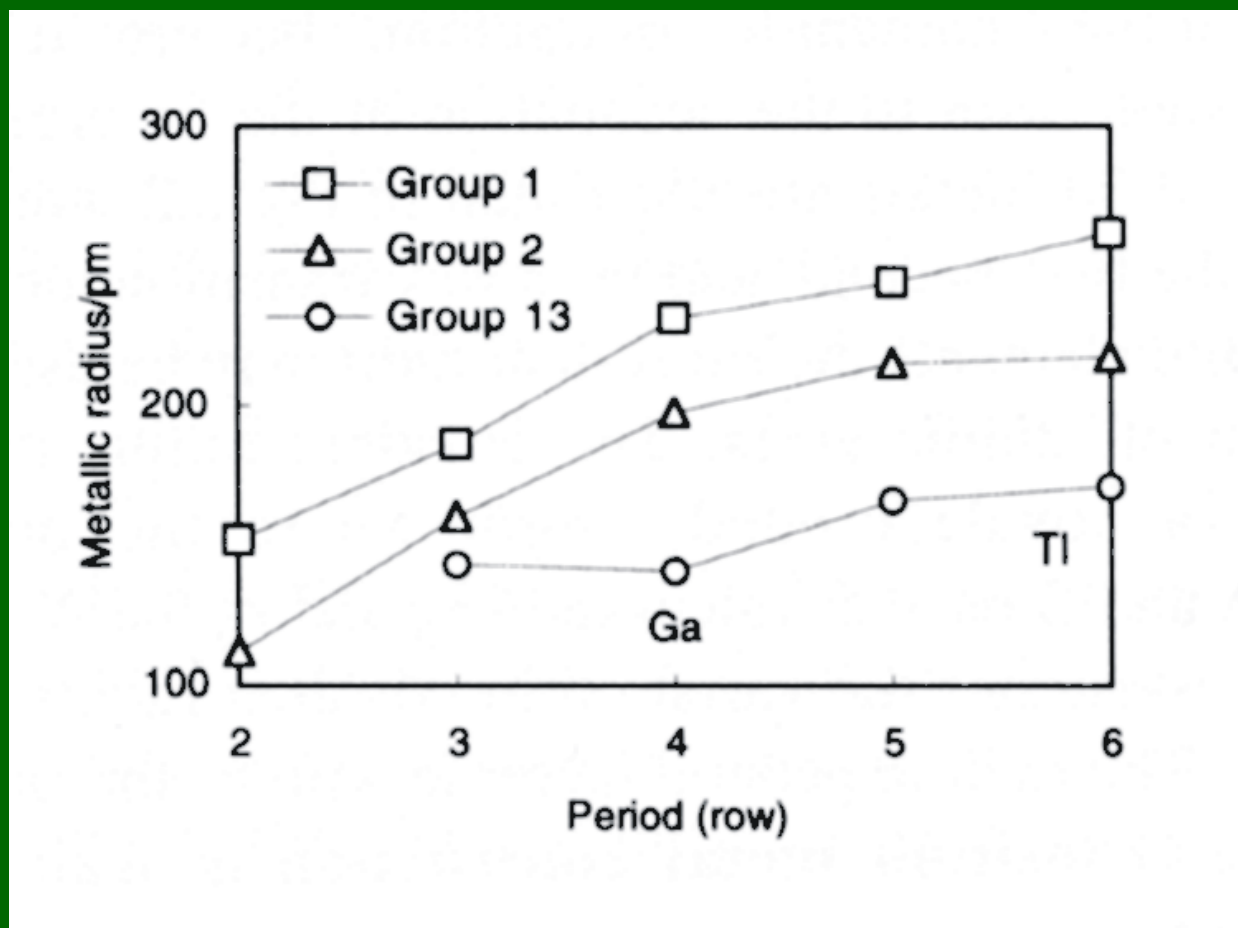
Ve skupině atomové poloměry rostou – zaplňování vyšších (n) orbitalů elektrony, elektrony dále od jádra

Vliv zaplněných d-orbitalů: $r(\text{Al}) > r(\text{Ga})$

Al [Ne] $3s^2 3p^1 (3d^0)$

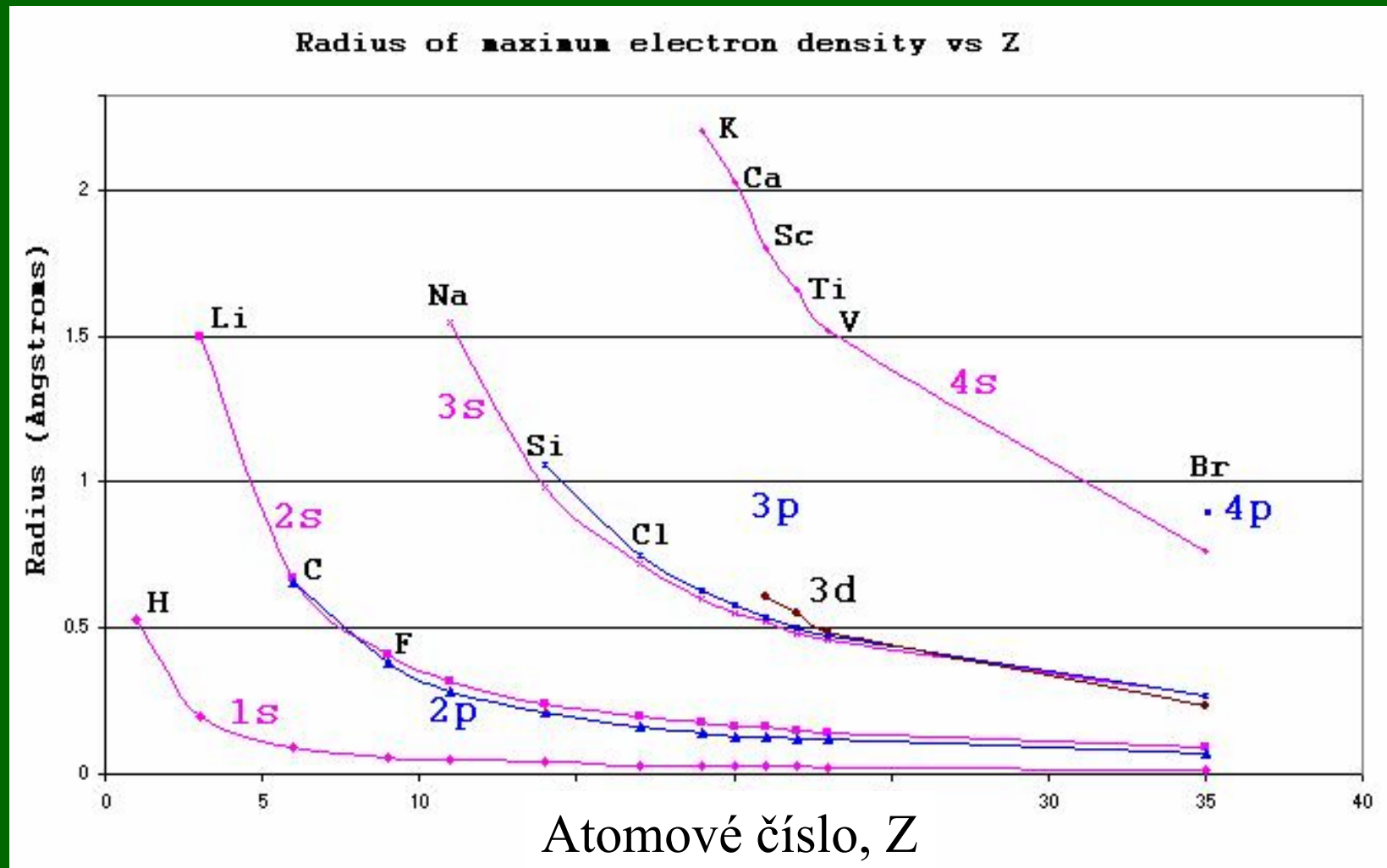
Ga [Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^1$

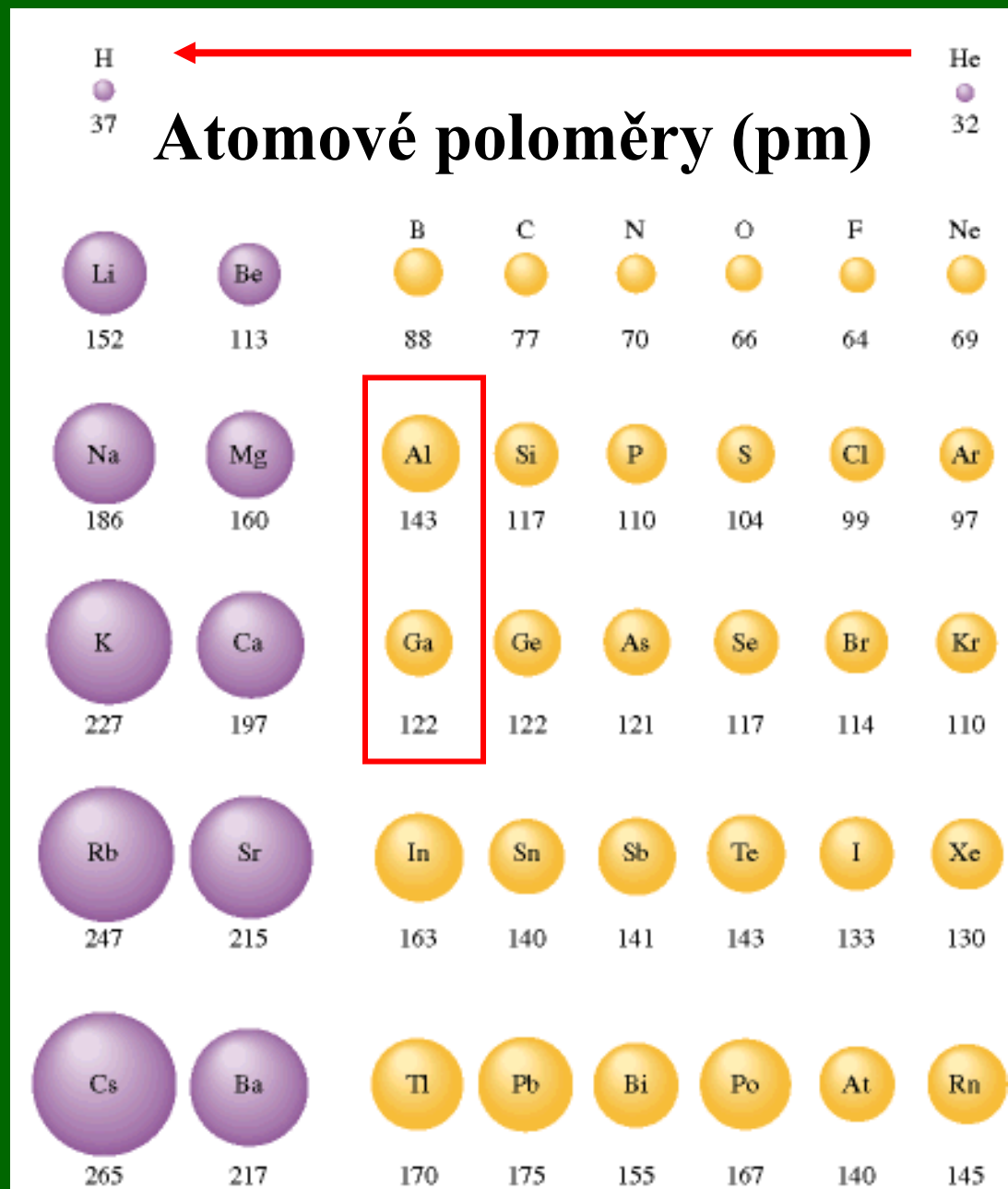
Velikost atomů



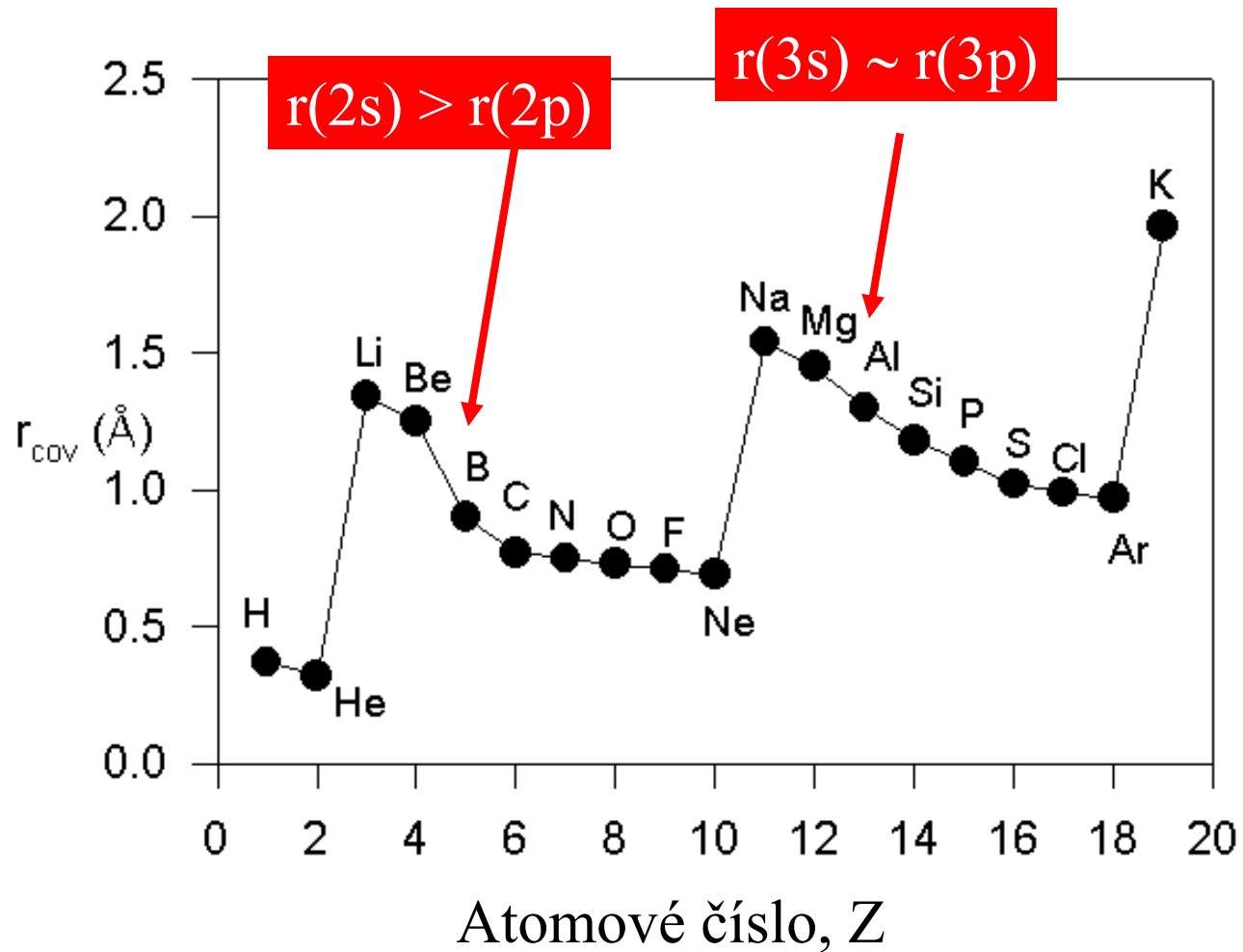
Vliv zaplněných d-orbitalů: $r(\text{Al}) > r(\text{Ga})$

Poloměry maximální elektronové hustoty orbitalů





Kovalentní poloměry, r_{cov} (Å)

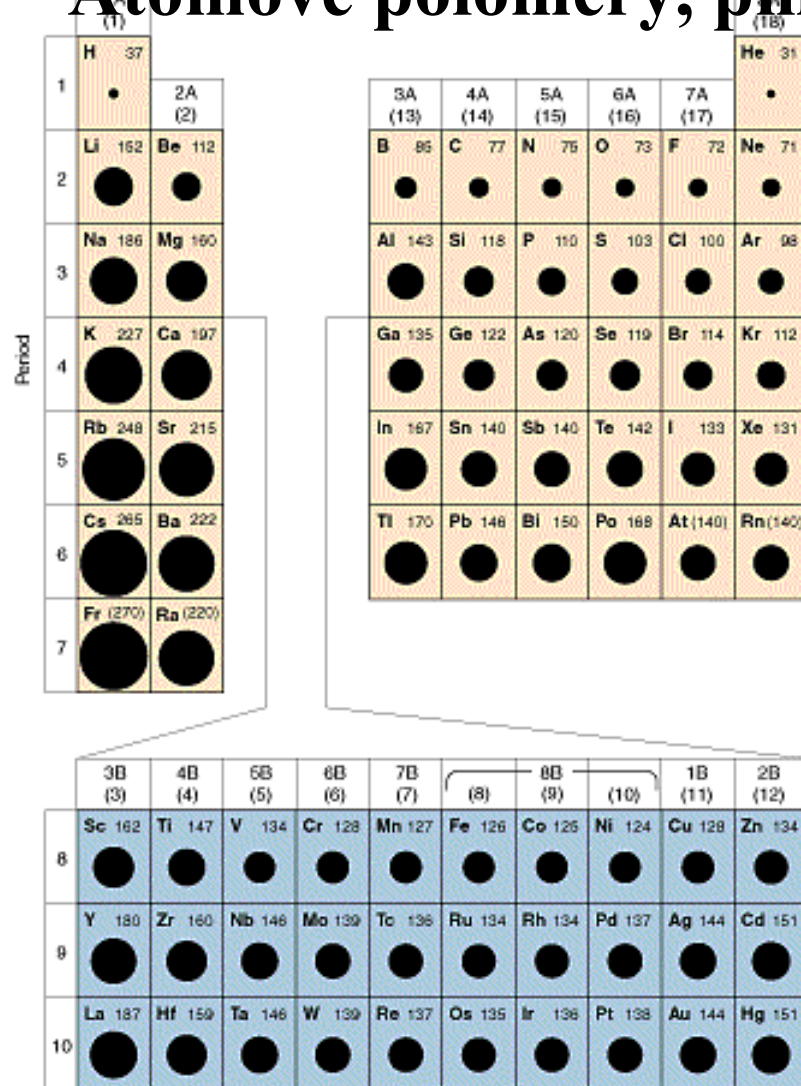


Velikost atomů

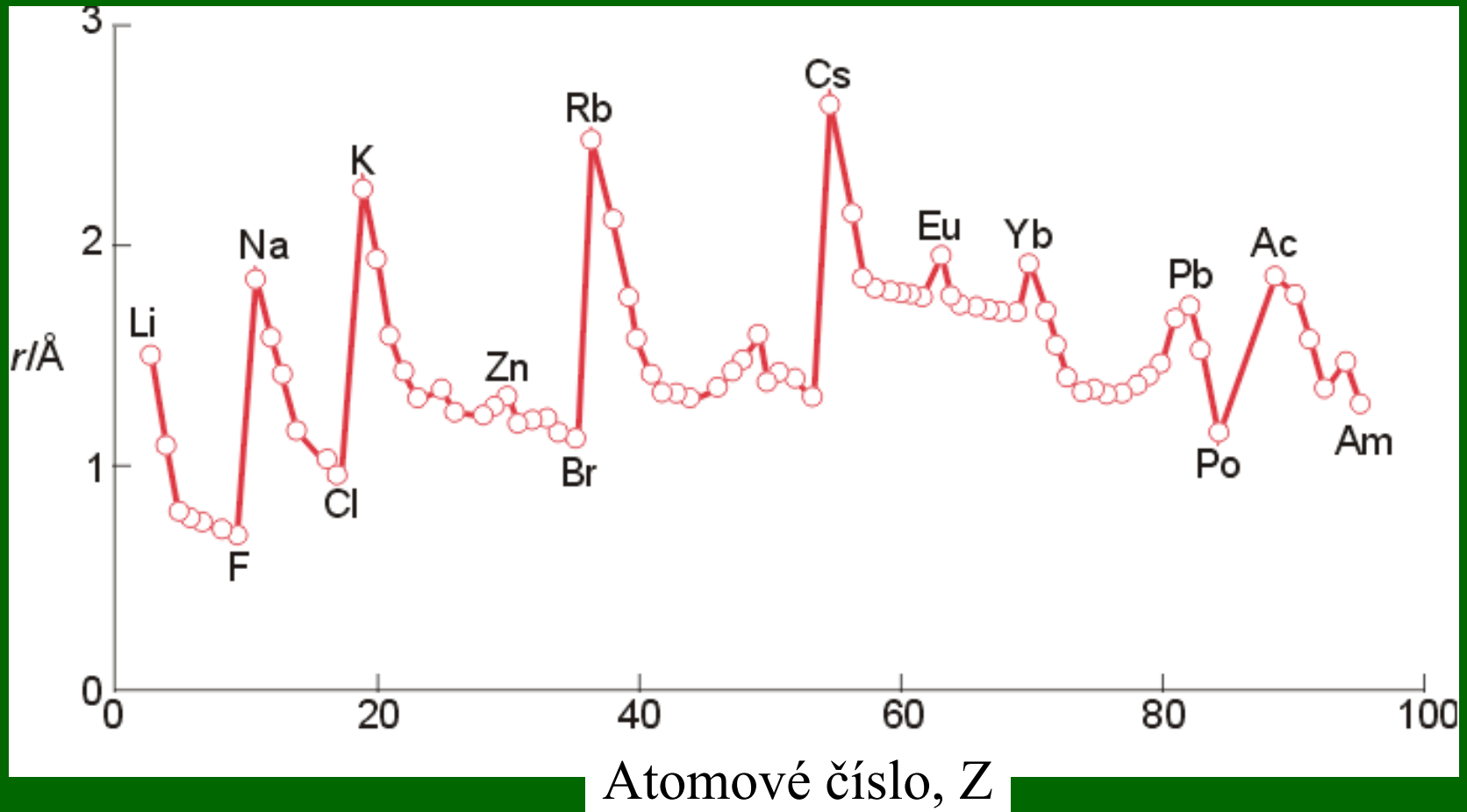
Atomové poloměry v periodě klesají: elektrony se přidávají do orbitalů se stejným n , rostoucí Z – kladný náboj jádra – způsobuje relativní smrštění

Lanthanoidová kontrakce: vnější orbital je stále 6s, elektrony se doplňují do 4f, roste Z , poloměry klesají od La 169 pm po Lu 153 pm

Atomové poloměry, pm



Atomové poloměry, Å

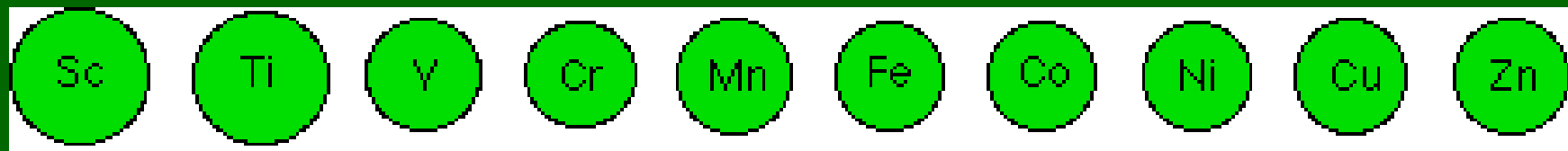


Atomové poloměry přechodných kovů

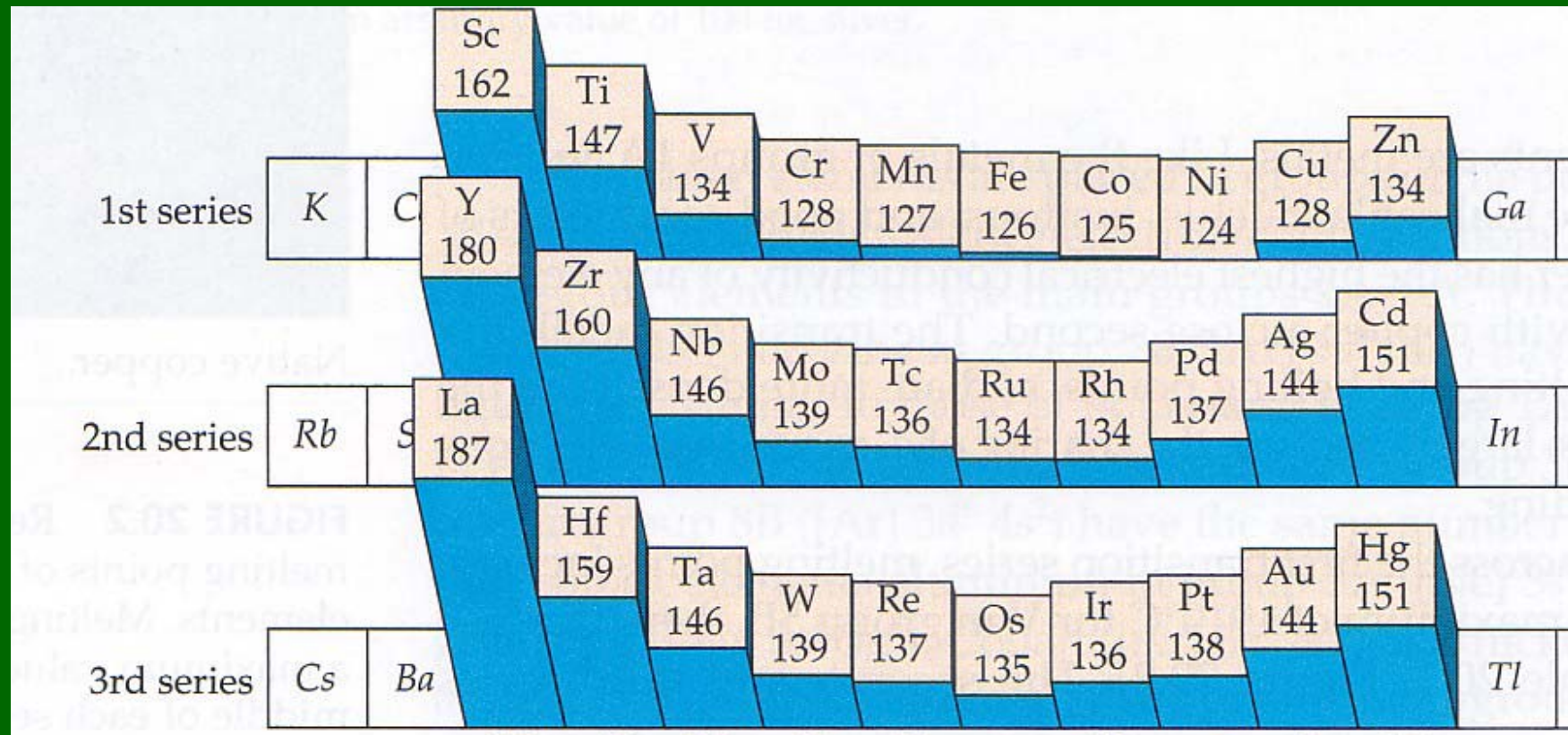
Atomové poloměry kovů 1. přechodné periody jsou nejmenší s minimem u Co, Ni.

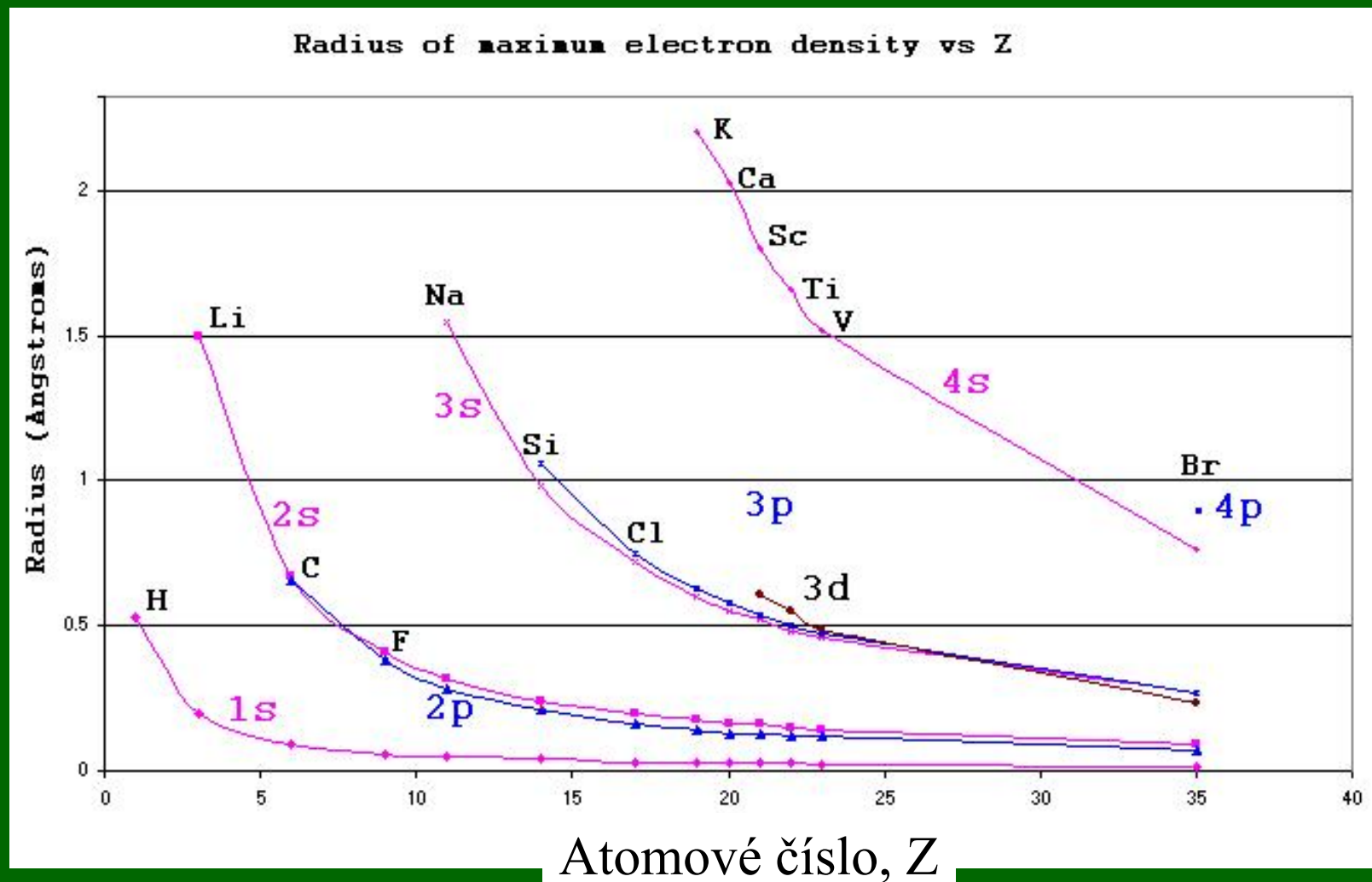
Atomové poloměry kovů 2. a 3. přechodné periody jsou podobné.

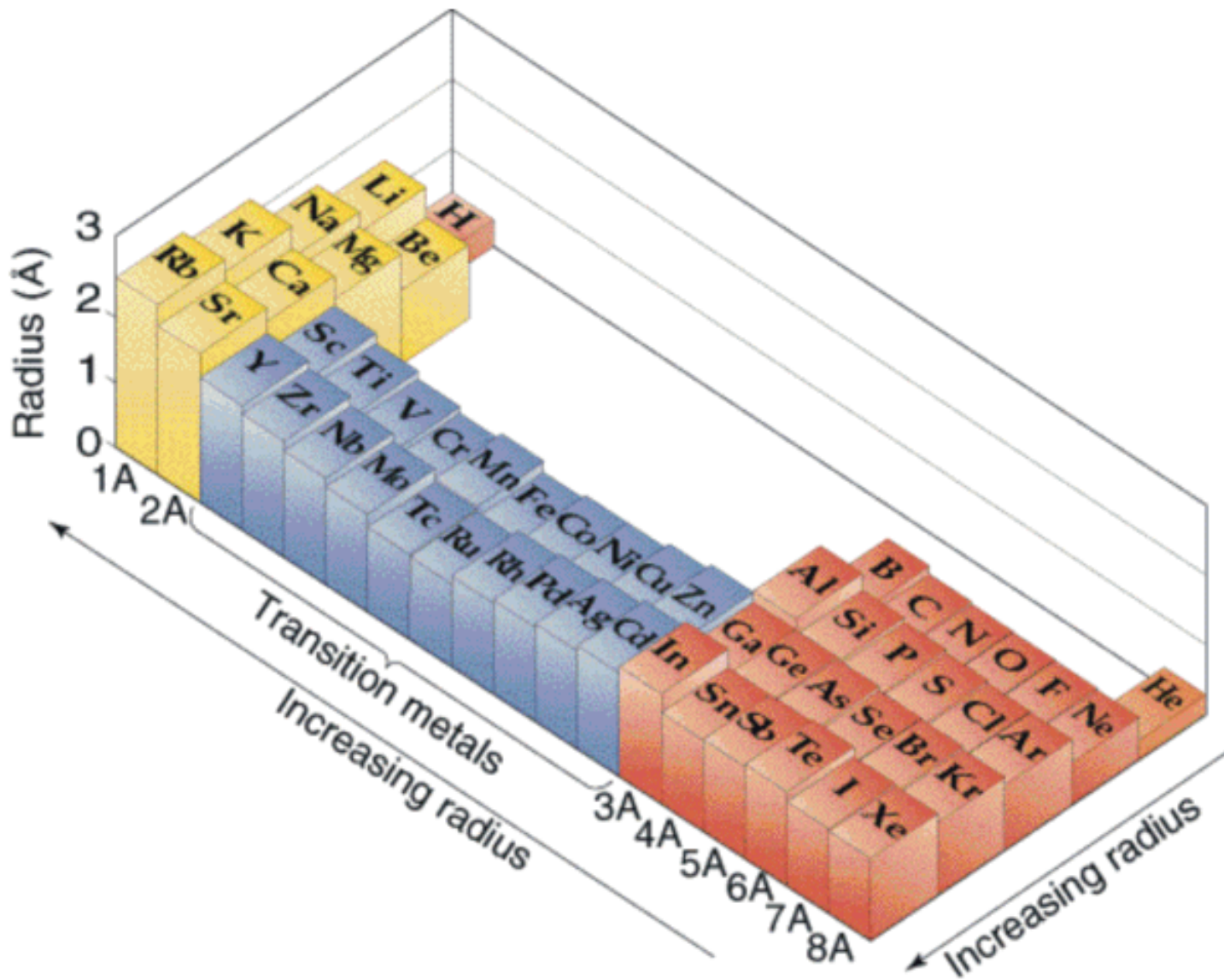
Způsobeno lanthanidovou kontrakcí – zaplněné $4f^{14}$ špatně stíní vnější slupku



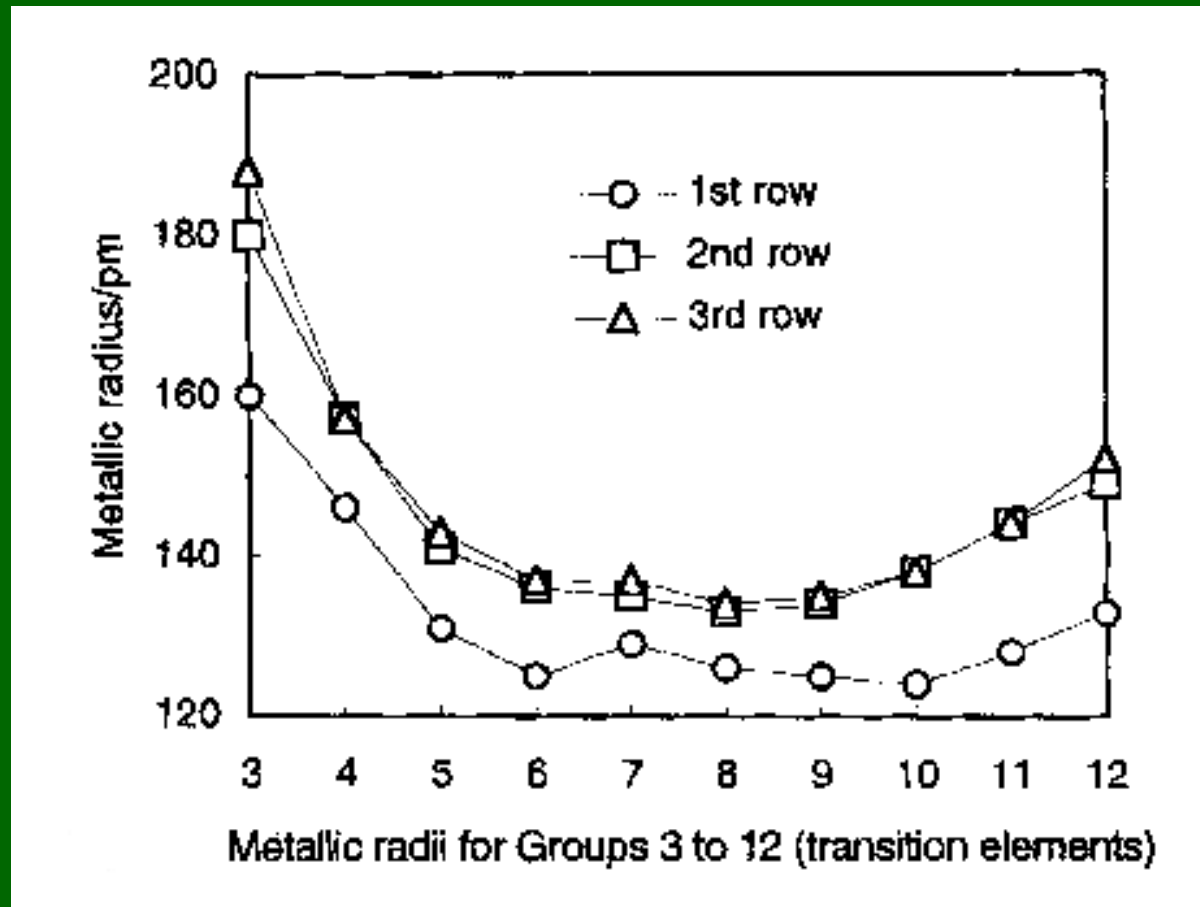
Atomové poloměry přechodných kovů, pm







Atomové poloměry přechodných kovů, pm



Ionic radii

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	0
Li ⁺ 0.60	Be ²⁺ 0.31			N ³⁻ 1.71	O ²⁻ 1.40	F ⁻ 1.36	
Na ⁺ 0.95	Mg ²⁺ 0.65	Al ³⁺ 0.50			S ²⁻ 1.84	Cl ⁻ 1.81	
K ⁺ 1.33	Ca ²⁺ 0.99	Ga ³⁺ 0.62			Se ²⁻ 1.98	Br ⁻ 1.85	
Rb ⁺ 1.48	Sr ²⁺ 1.13	In ³⁺ 0.81			Te ²⁻ 2.21	I ⁻ 2.16	
Cs ⁺ 1.69	Ba ²⁺ 1.35	Tl ³⁺ 0.95					

2 Å

Iontové poloměry
vzrůstají ve skupině

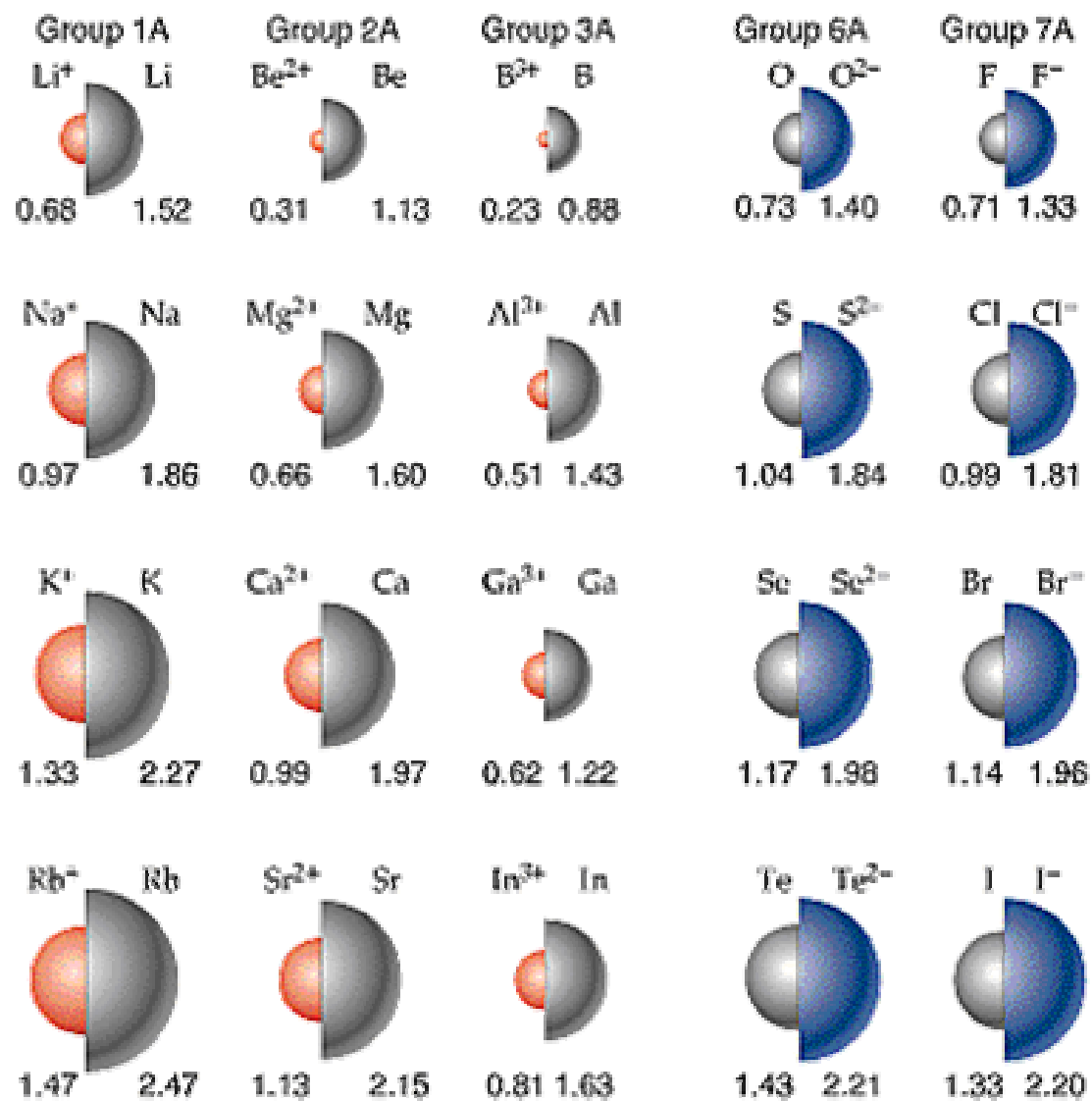
Iontové poloměry

Izoelektronové ionty: $\mathbf{N^{3-} > O^{2-} > F^{-} > Na^{+} > Mg^{2+} > Al^{3+}}$

S rostoucím Z a rostoucím kladným nábojem klesá poloměr

$\mathbf{Fe^{2+} > Fe^{3+}} \quad \mathbf{Pb^{2+} > Pb^{4+}}$

S rostoucím kladným nábojem klesá poloměr



Ionizace

Ionizace = odtržení elektronu z atomu (nebo iontu)

Vynaložení energie = vždy endotermický děj

Elektron nejdále od jádra je odtržen nejsnadněji, nejslaběji vázán.

Odtržení druhého a dalších elektronů z kationtu je ještě více energeticky náročné:

Odtržením elektronu se sníží e-e repulze, poruší se rovnováha mezi e-e repulzí a přitažlivými silami mezi jádrem a elektrony

Velikost atomu (iontu) se zmenší.

Kationty jsou vždy menší než neutrální atomy, anioty jsou vždy větší než neutrální atomy

Ionizační energie

IE = energie potřebná k odtržení nejslaběji vázaného elektronu atomu v plynné fázi [kJ mol^{-1}]. Míra síly vazby elektronu v daném orbitalu

Získáme interakcí atomů v plynné fázi s energetickými částicemi, např. e^- .



1. IE < 2. IE < 3. IE < 4. IE <

Každá další ionizace je energeticky náročnější: stejné Z, menší počet e je držen pevněji, separace náboje nevýhodná

Ionizační energie

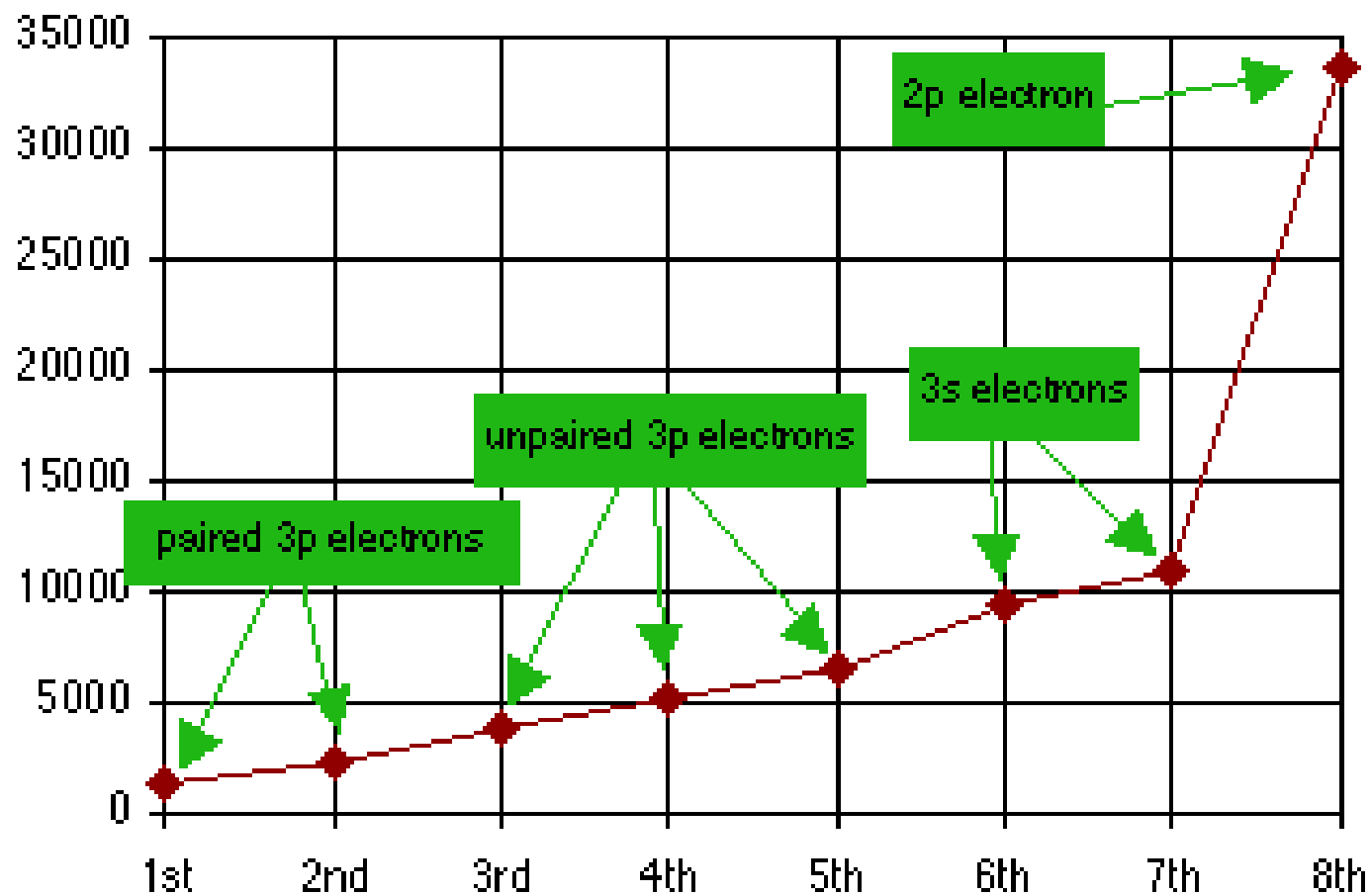
Table 7.5 Successive Ionization Energies in Kilojoules per Mole for the Elements in Period 3

<i>Element</i>	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	495	4560					
Mg	735	1445	7730	Core electrons*			
Al	580	1815	2740	11,600			
Si	780	1575	3220	4350	16,100		
P	1060	1890	2905	4950	6270	21,200	
S	1005	2260	3375	4565	6950	8490	27,000
Cl	1255	2295	3850	5160	6560	9360	11,000
Ar	1527	2665	3945	5770	7230	8780	12,000

*Note the large jump in ionization energy in going from removal of valence electrons to removal of core electrons.

General increase

Prvních osm ionizačních energií Cl, kJ mol^{-1}



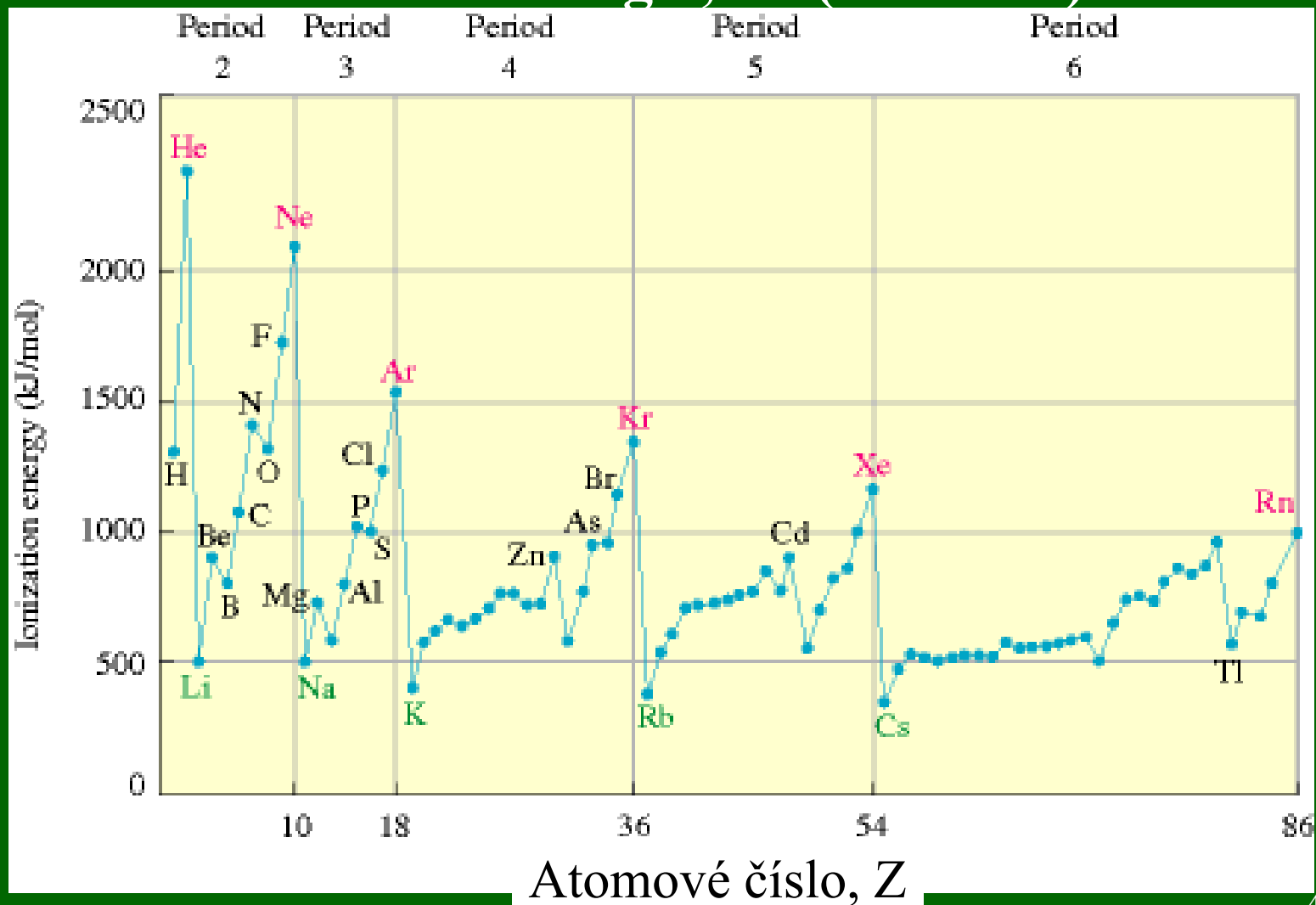
Ionizační energie

Odtržení valenčních elektronů – IE postupně vzrůstá s růstem pozitivního náboje

Odtržení vnitřních elektronů – velice energeticky náročné, rozrušení uzavřených slupek s konfigurací vzácných plynů (neexistují sloučeniny s ionty Na^{2+} , Mg^{3+} , Al^{4+} , ...)

Číslo skupiny = počet valenčních elektronů = maximální pozitivní oxidační číslo

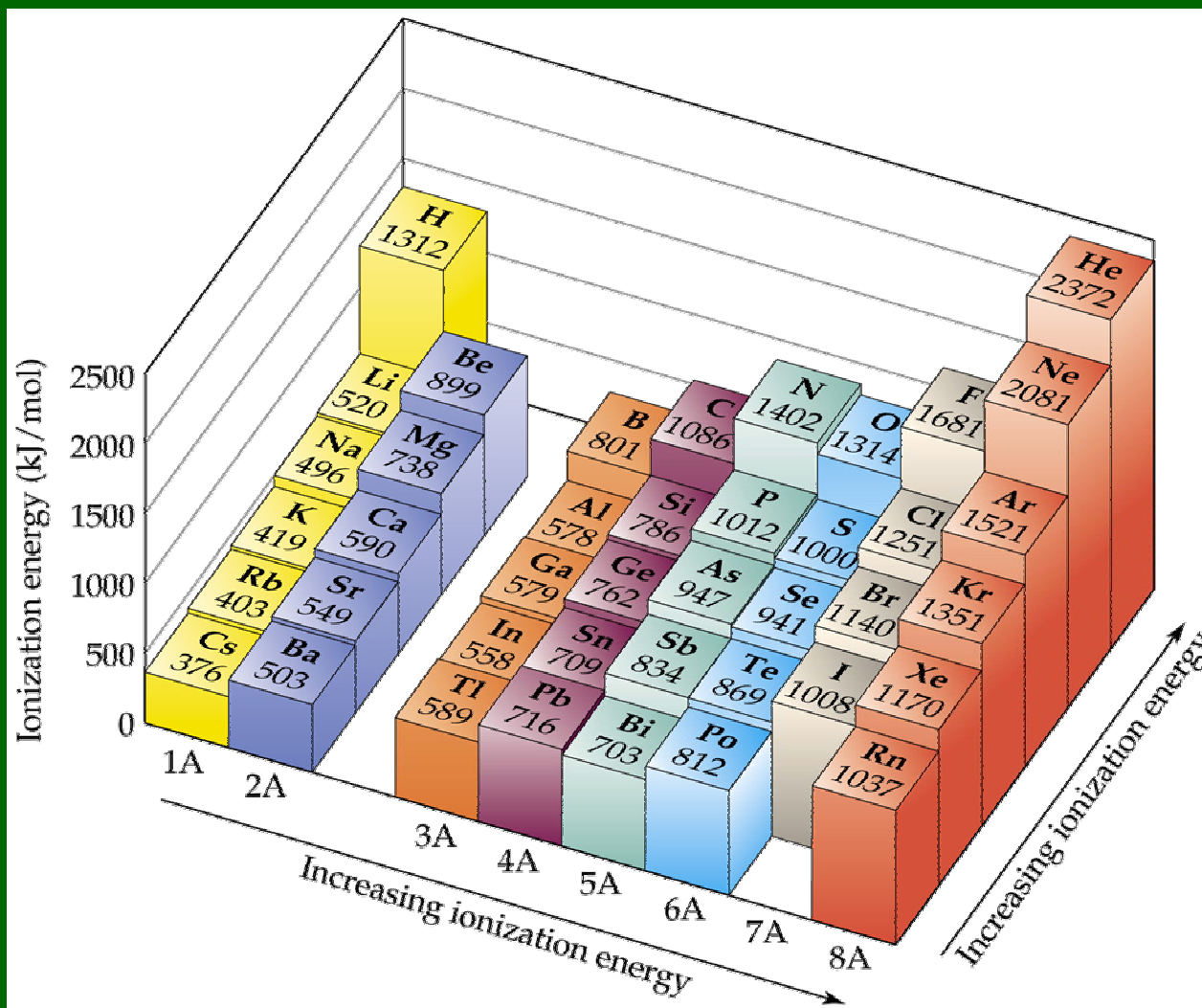
Ionizační energie, IE (kJ mol^{-1})



Ionizační energie, IE (kJ mol⁻¹)

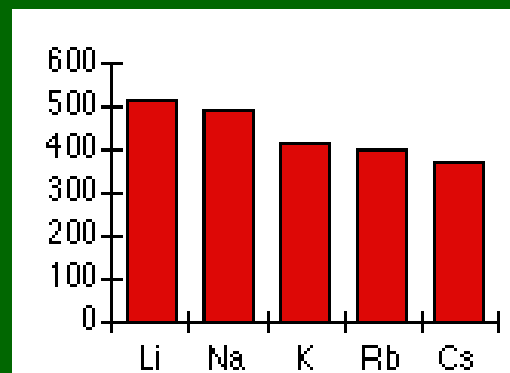
1	H 1311					He 2377		
2	Li 520	Be 899						
3	Na 495	Mg 735						
4	K 419	Ca 390						
5	Rb 409	Sr 549						
6	Cs 382	Ba 503						
			B 800	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2088
			Al 580	Si 780	P 1060	S 1006	Cl 1255	Ar 1527
			Ga 579	Ge 761	As 947	Se 941	Br 1143	Kr 1356
			In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1009	Xe 1176
			Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 813	At (926)	Rn 1042

Ionizační energie, IE (kJ mol^{-1})



Trendy ionizační energie

IE klesá ve skupině, valenční elektrony jsou vázány nábojem jádra slaběji se zvyšujícím se n a s rostoucí vzdáleností elektronů od jádra (Al, Ga)



IE roste v periodách, s rostoucím Z jsou elektrony stále silněji poutány k jádru.

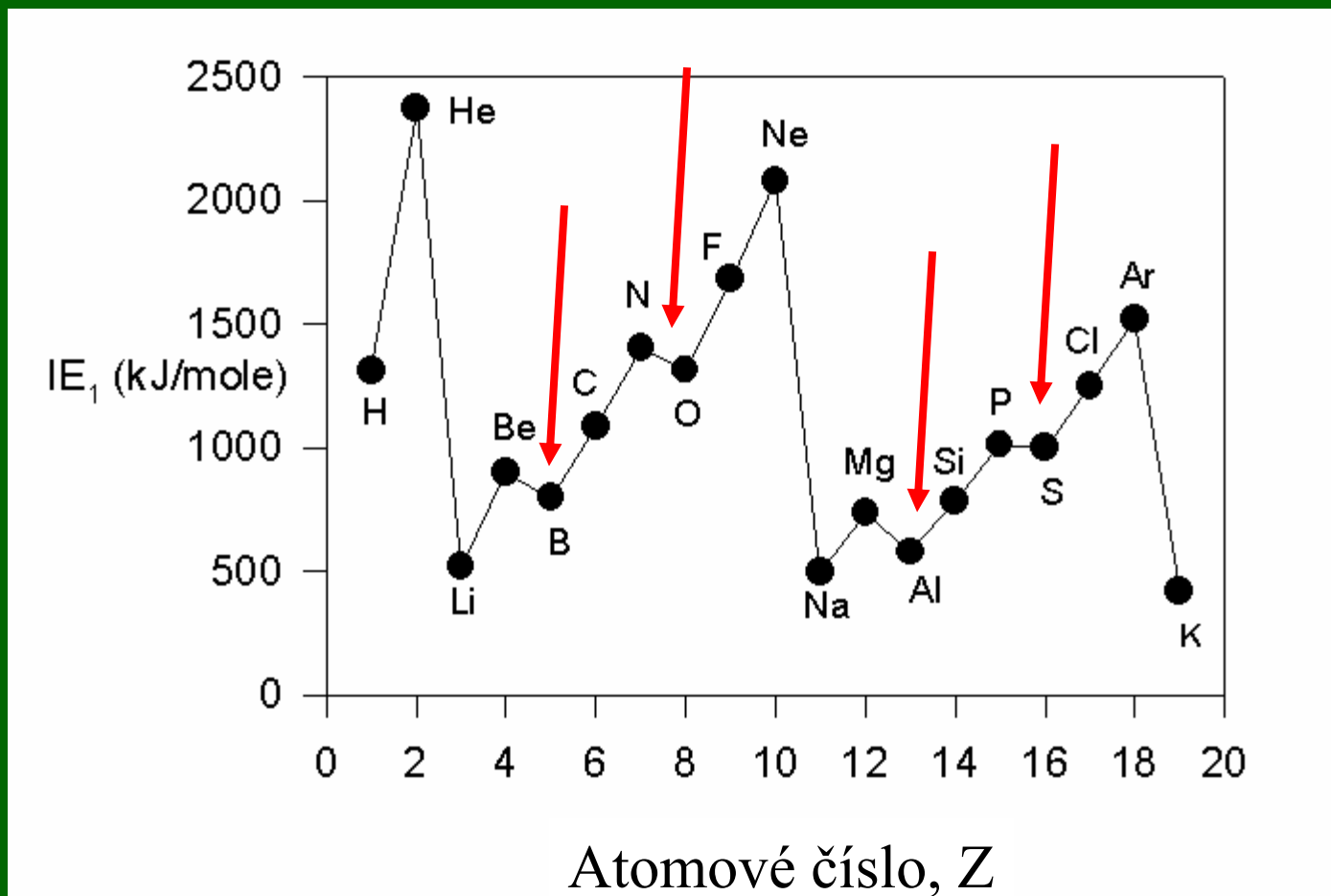
Důsledky vysoké stability zpola a zcela zaplněných slupek:

Vysoká IE vzácných plynů

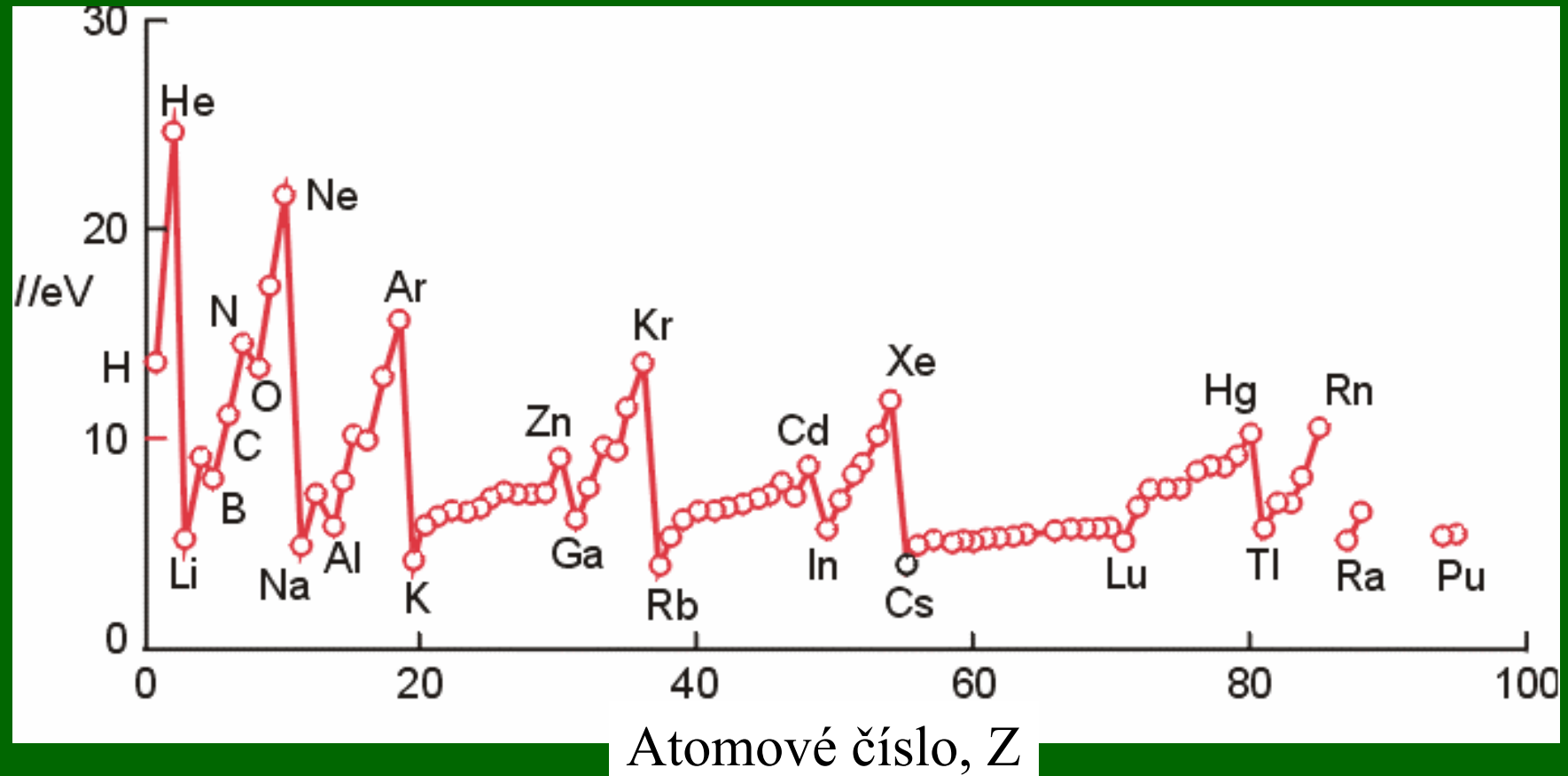
$IE(B) < IE(Be)$

$IE(O) < IE(N)$

První ionizační energie jako funkce Z



Ionizační energie



Elektronová afinita

EA = energie uvolněná ($EA < 0$) nebo pohlcená ($EA > 0$) při připojení elektronu k atomu nebo iontu.

První EA většinou < 0 , výjimka Be, N,

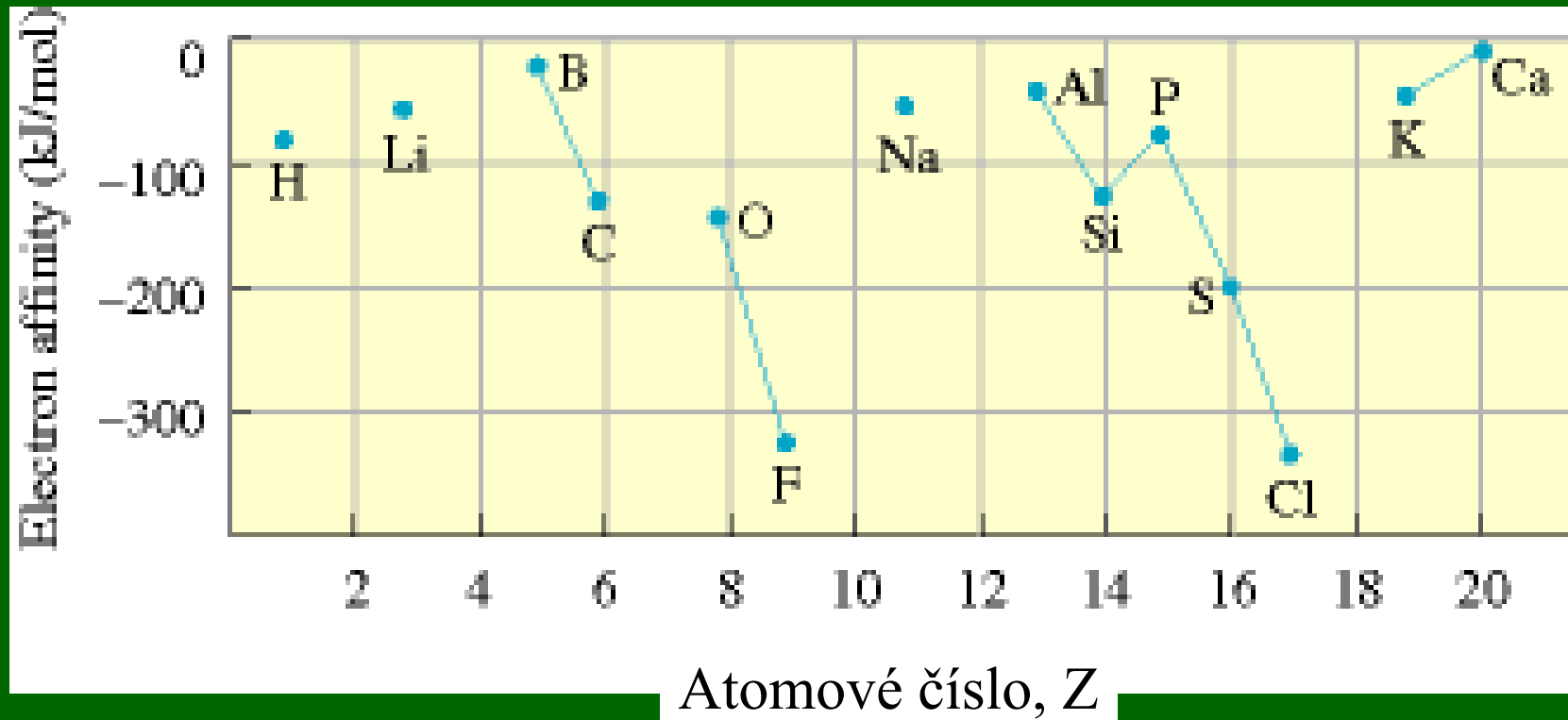
Druhá EA vždy > 0 , připojení e^- k aniontu je energeticky nevýhodné, kompenzováno uvolněním mřížkové energie

Oxidy, O^{2-}

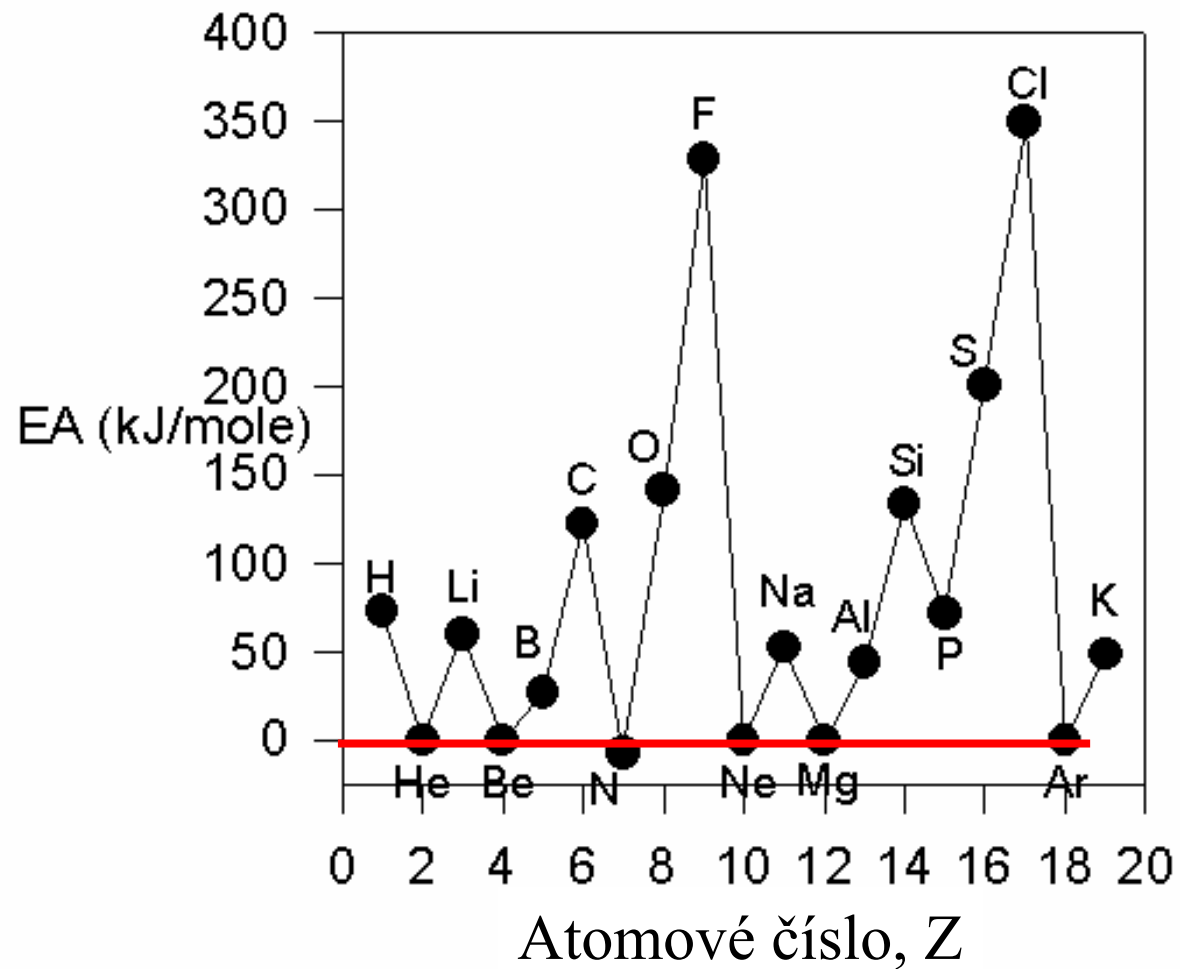
$$EA_1(O) < 0$$

$$EA_2(O) > 0$$

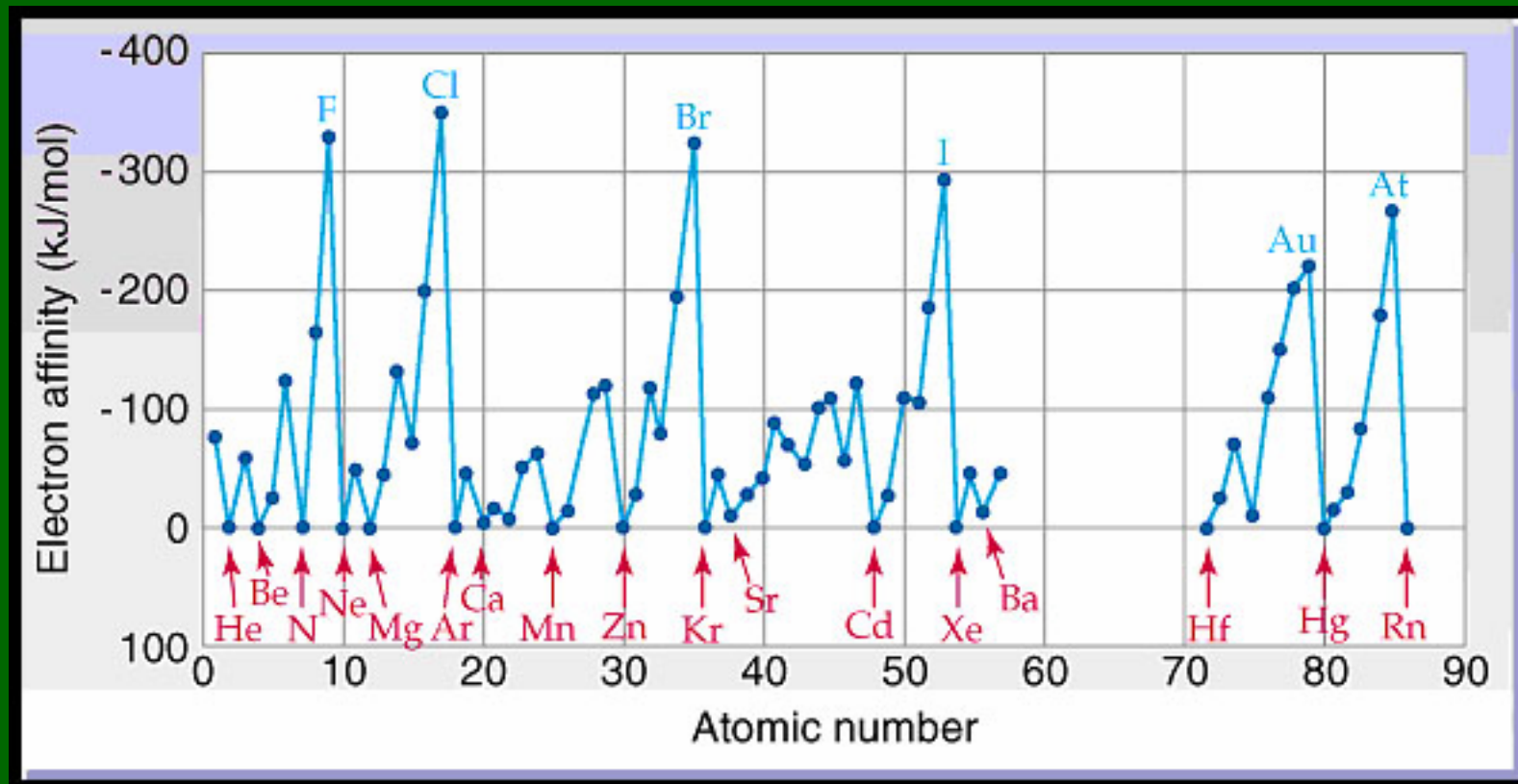
První elektronová afinita (kJ mol^{-1})



První elektronová afinita (kJ mol^{-1})



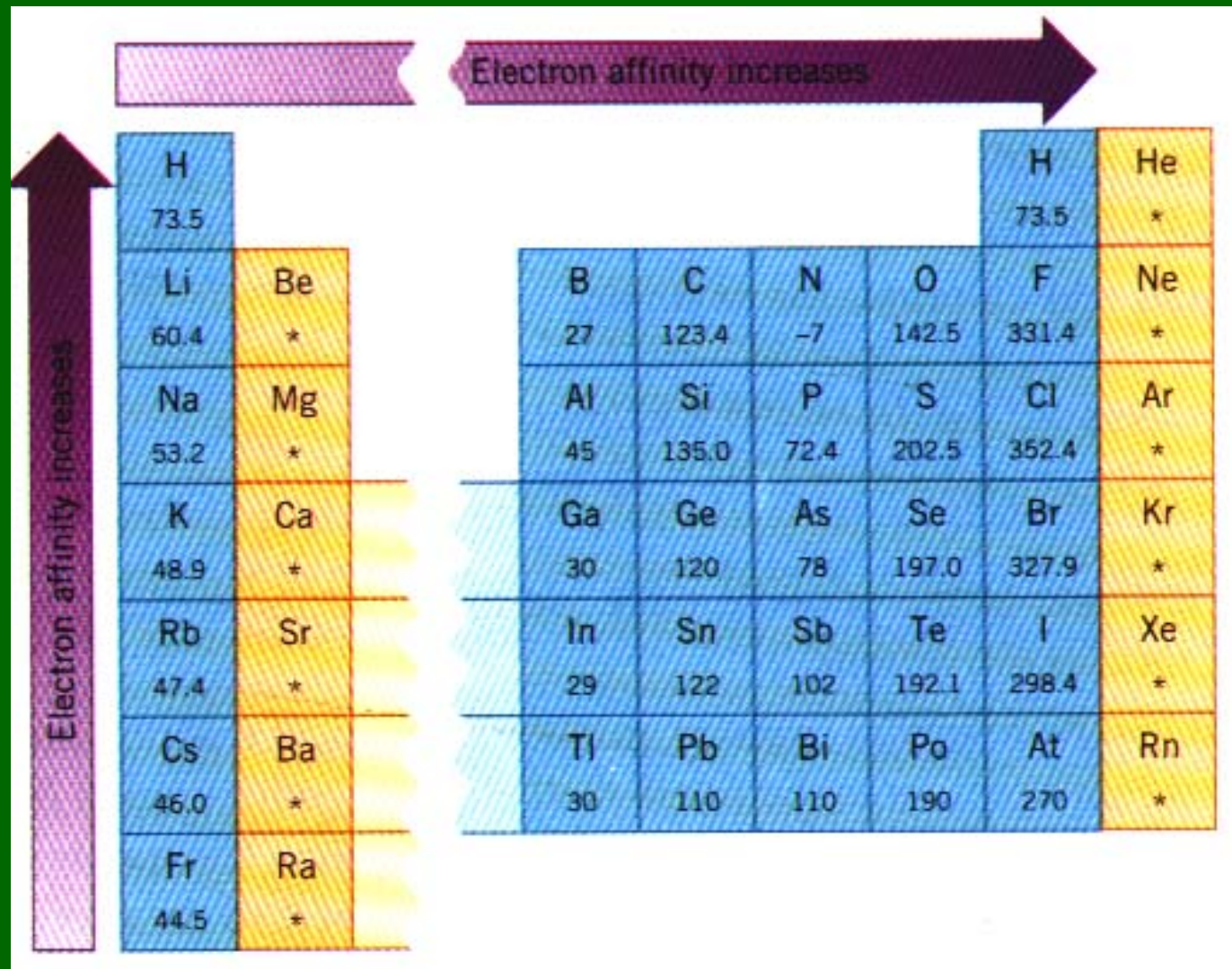
První elektronová afinita (kJ mol^{-1})



První elektronová afinita (kJ mol^{-1})

H -73							He >0
Li -60	Be >0	B -27	C -122	N >0	O -141	F -328	Ne >0
Na -53	Mg >0	Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar >0
K -48	Ca -2	Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -5	In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0

Elektronová afinita



Elektronegativita podle Paulinga

Schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony v kovalentní vazbě

Disociační energie polární vazby A-B je větší než průměr disociačních energií nepolárních vazeb A-A a B-B.

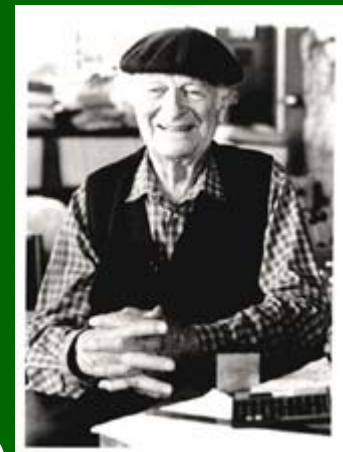
$$E_D(AB) = \{E_D(AA) \times E_D(BB)\}^{1/2} + \Delta$$

$$\Delta = 96.48 (\chi_A - \chi_B)^2$$

$$\chi_F = 4.0 \text{ Pauling}$$

$$\chi_F = 3.98 \text{ dnešní hodnota}$$

Linus Pauling (1901-1994)



NP za chemii 1954, za mír 1963

Elektronegativita podle Paulinga

$$E_D(\text{F}_2) = 154.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_D(\text{Br}_2) = 192.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_D(\text{BrF}) = 238.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$E_D(\text{BrF}) = \{E_D(\text{F}_2) \times E_D(\text{Br}_2)\}^{1/2} + \Delta$$

$$\Delta = 96.48 (\chi_A - \chi_B)^2$$

$$\chi_{\text{F}} = 3.98$$

$$\chi_{\text{Br}} = ?$$

Paulingova elektronegativita

A-B	$E_D(\text{A-B})$ kJ mol ⁻¹	$\frac{1}{2} E_D(\text{AA})$ kJ mol ⁻¹	$\frac{1}{2} E_D(\text{BB})$ kJ mol ⁻¹	Δ	$\chi_B - \chi_A$	% iontovosti
HF	565	218	77	270	1.9	43
HCl	432	218	122	92	0.9	17
HBr	367	218	96	53	0.7	13
HI	297	218	75	4	0.4	7

Elektronegativita podle Mullikena

Orbitálové elektronegativity

$$\chi_M = \frac{1}{2} (\text{IE} + \text{EA})$$

$$\chi_M = 3.15 \chi_P$$

SOME MULLIKEN ELECTRONEGATIVITIES (eV)

H									
s 7.2									
Li Be B C N O F									
s	3.1	di ² 4.8	tr ³ 6.4	di ² _{π²} 10.4, 5.7	di ³ _{π²} 15.7, 7.9	tr ⁴ _{π²} 16.8	s	31.3	
p	1.8	te ² 3.9	te ³ 6.0	tr ³ _π 8.8, 5.6	tr ⁴ _π 12.9, 8.0	te ⁶ 15.3	p	12.2	
				te ⁴ 8.0	te ⁵ 11.6				
Na Mg Al Si P S Cl									
s	2.9	di ² 4.1	tr ³ 5.5	di ² _{π²} 9.0, 5.7	di ³ _{π²} 11.3, 6.7	tr ⁴ _{π²} 10.9	s	19.3	
p	1.6	te ² 3.3	te ³ 5.4	tr ³ _π 7.9, 5.6	tr ⁴ _π 9.7, 6.7	te ⁶ 10.2	p	9.4	
				te ⁴ 7.3	te ⁵ 8.9				
K Ca Ga Ge As Se Br									
s	2.9	di ² 3.4	tr ³ 6.0	di ² _{π²} 9.8, 6.5	di ³ _{π²} 9.0, 6.5	tr ⁴ _{π²} 10.6	s	18.3	
p	1.8	te ² 2.5	te ³ 6.6	tr ³ _π 8.7, 6.4	tr ⁴ _π 8.6, 7.0	te ⁶ 9.8	p	8.4	
				te ⁴ 8.0	te ⁵ 8.3				
Rb Sr In Sn Sb Te I									
s	2.1	di ² 3.2	tr ³ 5.3	di ² _{π²} 9.4, 6.5	di ³ _{π²} 9.8, 6.3	tr ⁴ _{π²} 10.5	s	15.7	
p	2.2	te ² 2.2	te ³ 5.1	tr ³ _π 8.4, 6.5	tr ⁴ _π 9.0, 6.7	te ⁶ 9.7	p	8.1	
					te ⁵ 8.5				

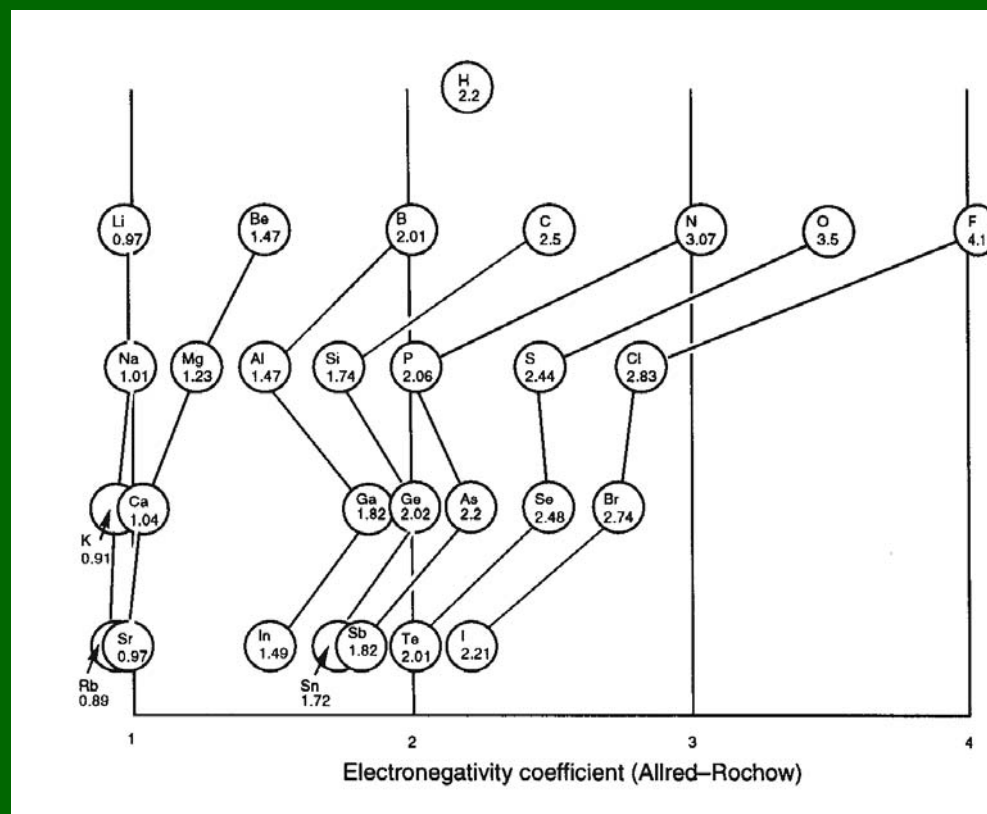
Values can be computed only for orbitals holding 1 electron. For the carbon and nitrogen families it is possible to have both hybrid and π atomic orbitals half-filled. *digonal* ≡ *sp* hybrid, *trigonal* ≡ *sp²* hybrid, *tetrahedral* ≡ *sp³* hybrid.

Elektronegativita podle Allreda a Rochowa

Coulombova síla s jakou jádro přitahuje vazebné elektrony

$$F = (1/4\pi\epsilon_0) (Z^*e/r^2)$$

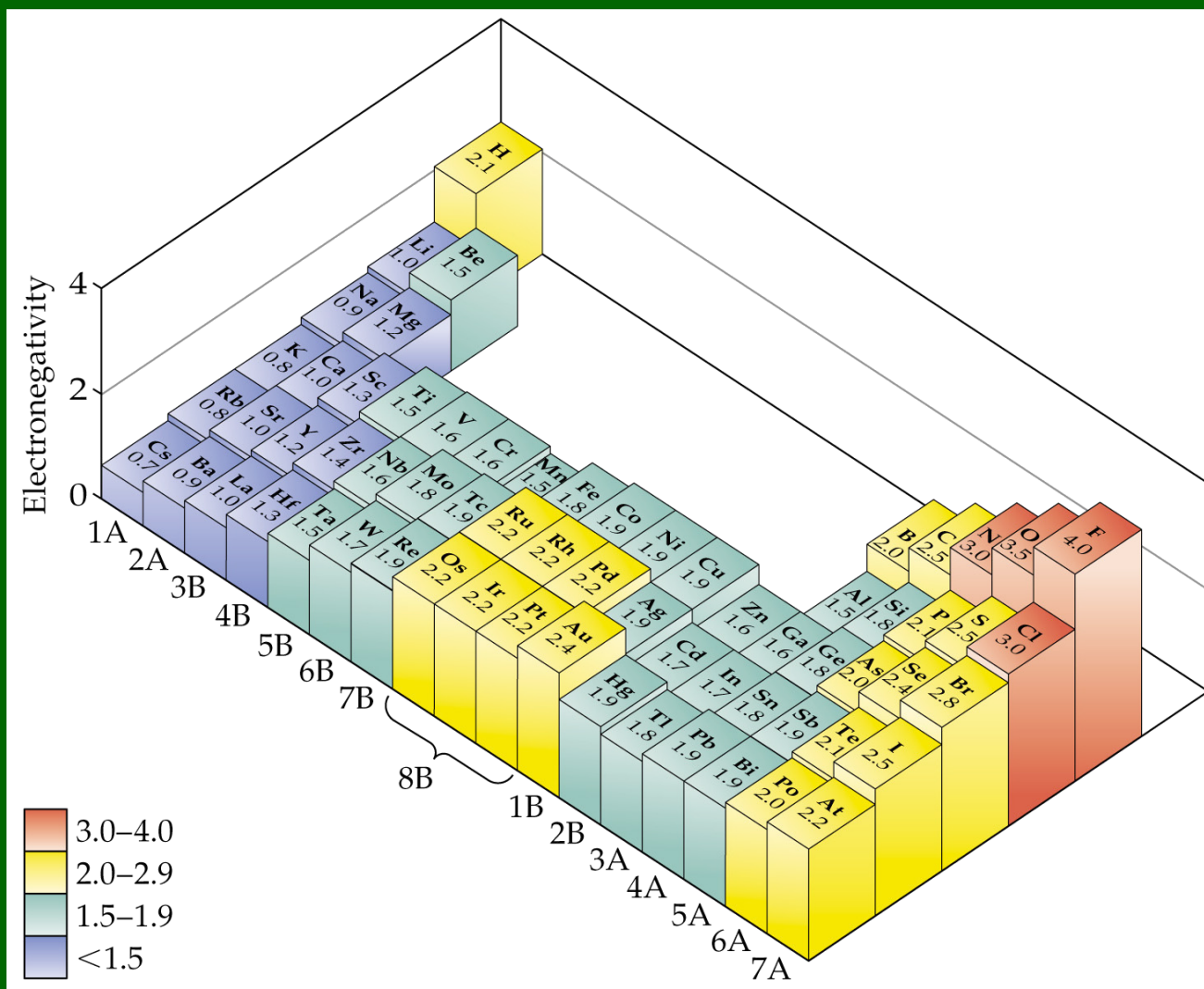
$$\chi_{AR} = A (Z^*/r^2) + B$$



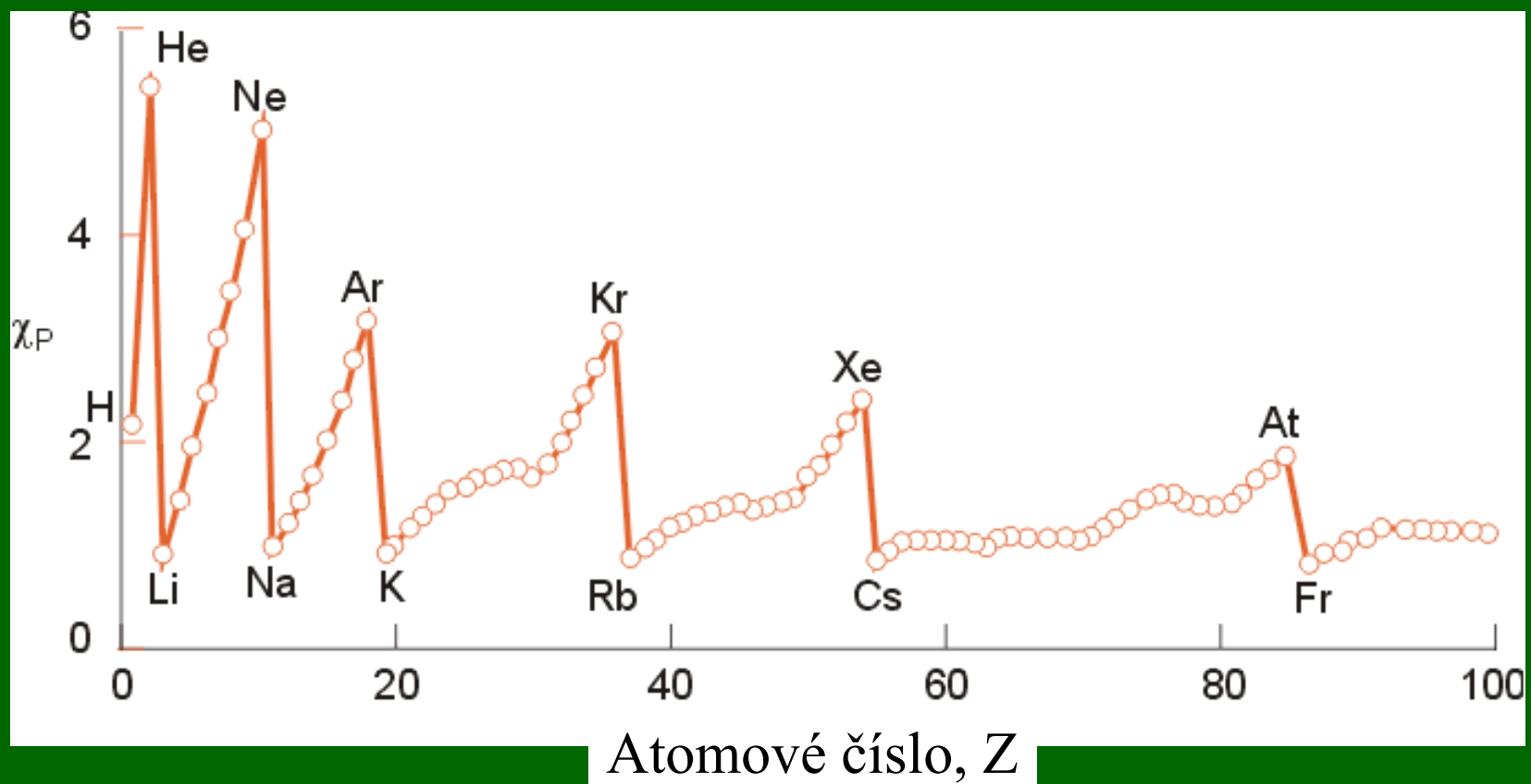
Elektronegativita

1	2											13	14	15	16	17	18	
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A	
Li 0.98	Be 1.57																	
Na 0.93	Mg 1.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	Al 1.61	Si 1.9	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16		
K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.9	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.19	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96		
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.2	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.6	
Cs 0.79	Ba 0.89	Lu 1.3	Hf 1.5	Ta 2.36	W 1.9	Re 2.2	Os 2.2	Ir 2.28	Pt 2.54	Au 2	Hg 1.8	Tl 2.33	Pb 2.02	Bi 2.0	Po 2.2			
Fr 0.89	Ra 1.1																	

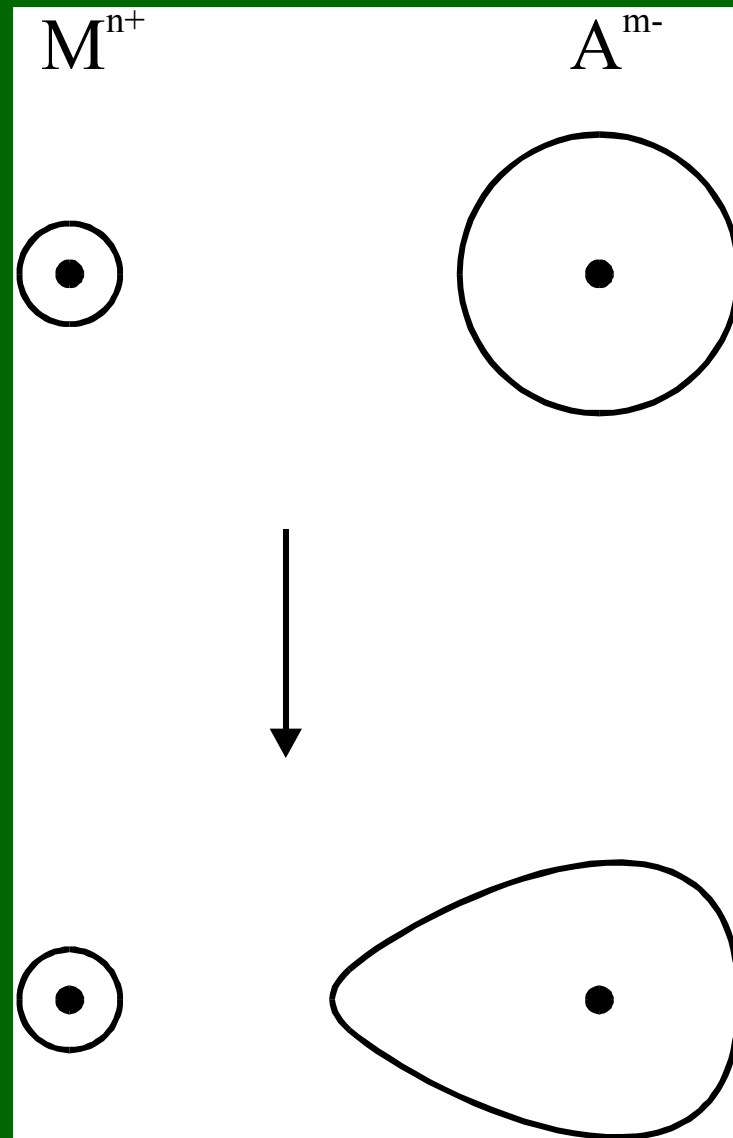
Elektronegativita



Elektronegativita



Vzájemná polarizace iontů



Polarizovatelnost, α [m³]

Míra deformace rozložení elektronů v atomu nebo iontu vlivem vnějšího elektrického pole (jiné nabité částice)

Změna objemu elektronového oblaku vlivem jednotkového náboje, α [m³]

Velikost α závisí na pevnosti s jakou váže jádro vnější elektrony, velikosti atomu, iontu, počtu elektronů.

Měkký atom (ion, molekula) = snadno podléhá deformaci

Tvrký atom (ion, molekula) = odolává deformaci

Polarizovatelnost atomů, 10^6 pm^3

Atom	α	Atom	α	Atom	α	Atom	α
		H	0.408	C(4)	1.027	He	0.20
Li	24.0	F	0.321	C(3)	1.329	Ne	0.39
Na	24.4	Cl	2.317	C(2)	1.419	Ar	1.62
K	41.6	Br	3.465	C(ar)	1.322	Kr	2.46
Rb	43.7	I	5.530			Xe	3.99
Cs	52.9						

Polarizační schopnost















Roste se zvyšujícím se nábojem

Roste s klesajícím poloměrem

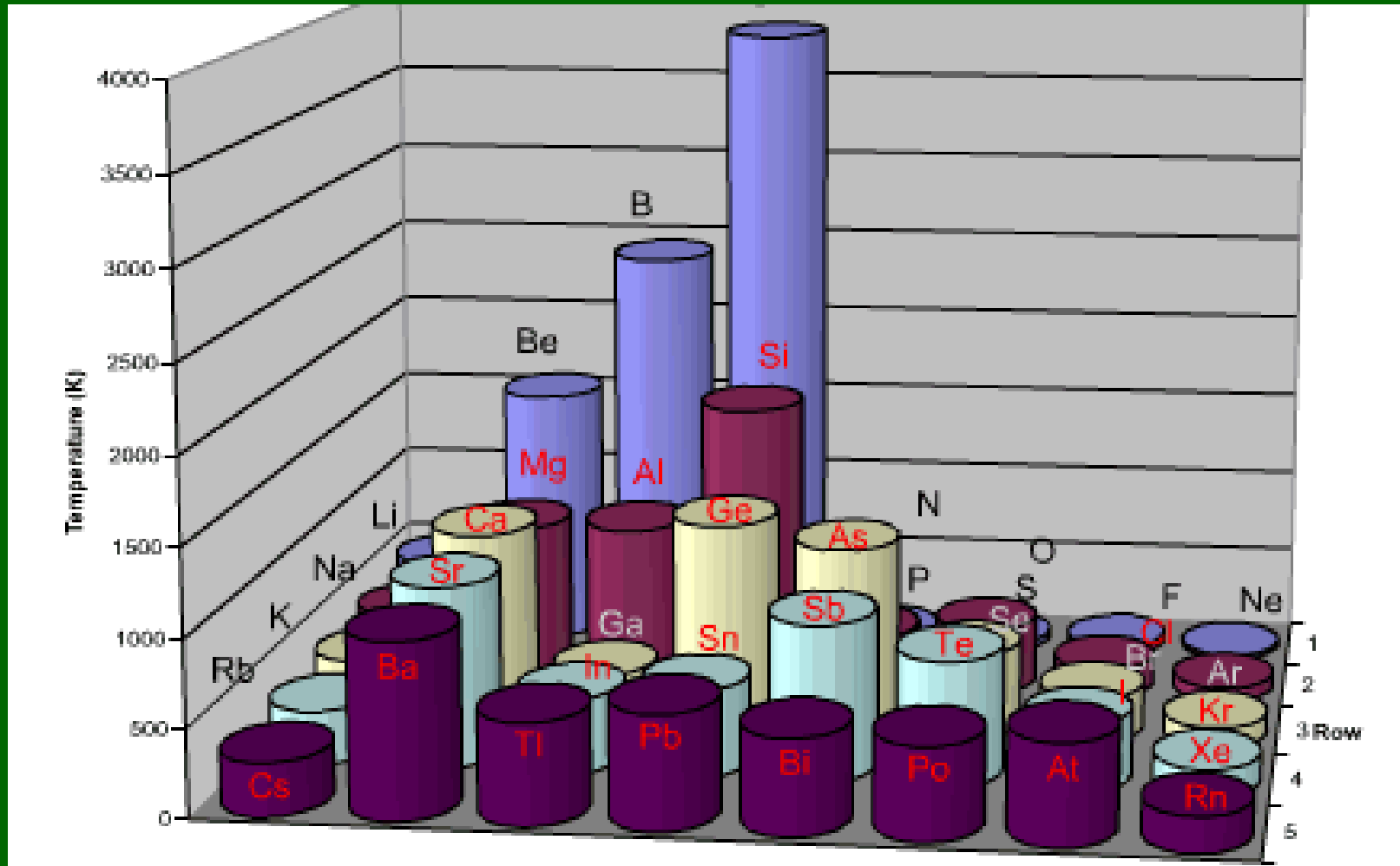
q/r nábojová hustota

Al^{3+} tvrdý kation

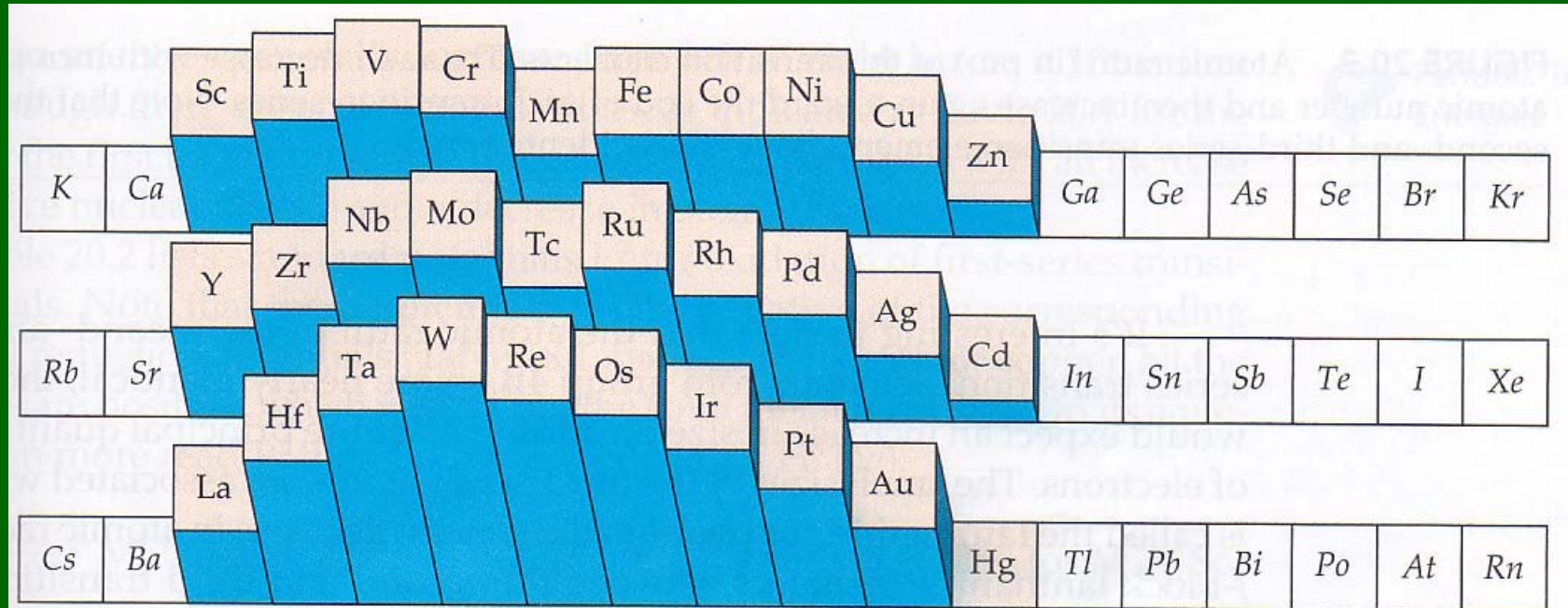
Cs^+ měkký kation

Li^+  0.60	Be^{2+}  0.31	
Na^+  0.95	Mg^{2+}  0.65	Al^{3+}  0.50
K^+  1.33	Ca^{2+}  0.99	Ga^{3+}  0.62
Rb^+  1.48	Sr^{2+}  1.13	In^{3+}  0.81
Cs^+  1.69	Ba^{2+}  1.35	Tl^{3+}  0.95

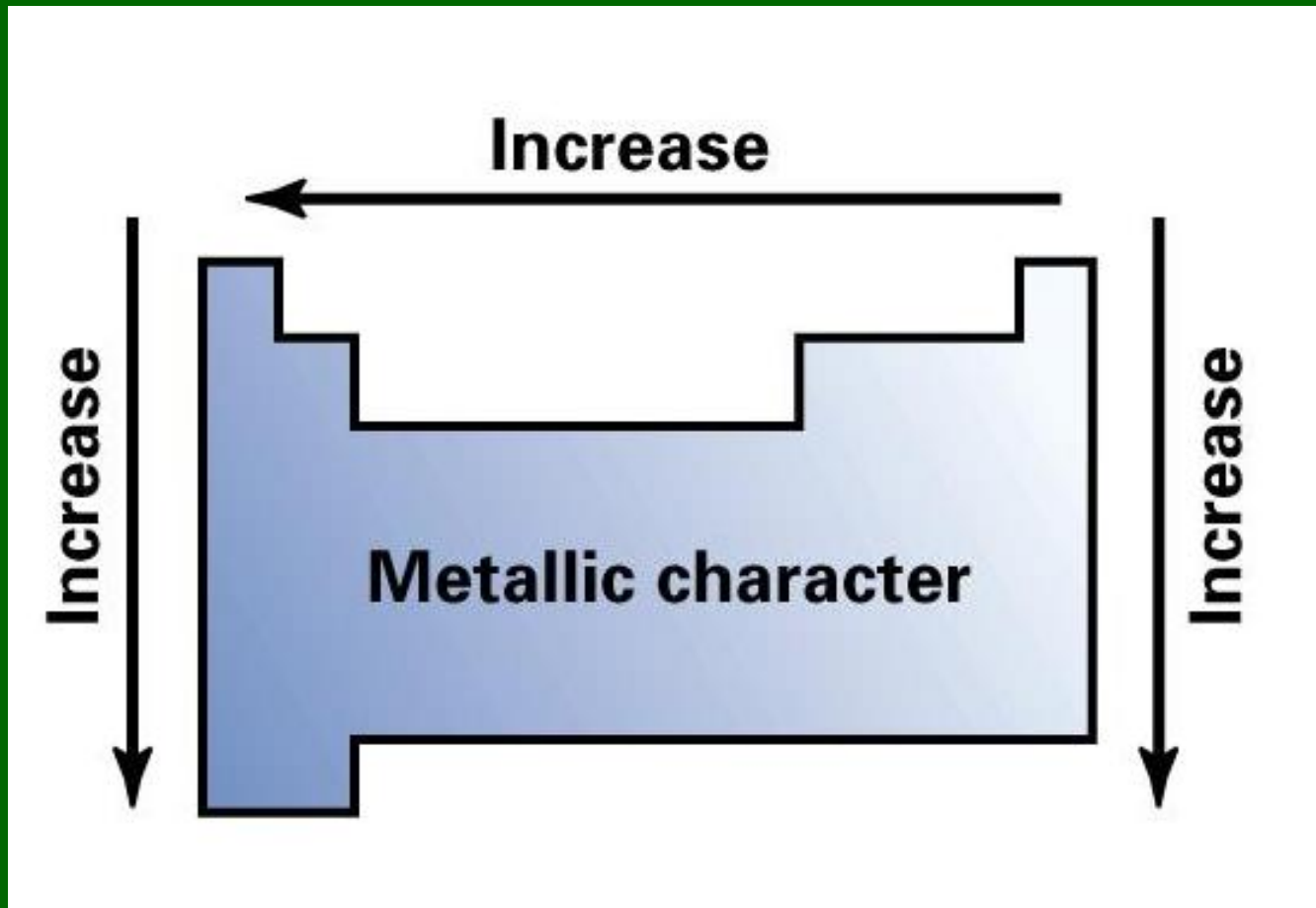
Teploty tání prvků hlavních skupin (K)



Teploty tání přechodných kovů



Kovové – nekovové vlastnosti



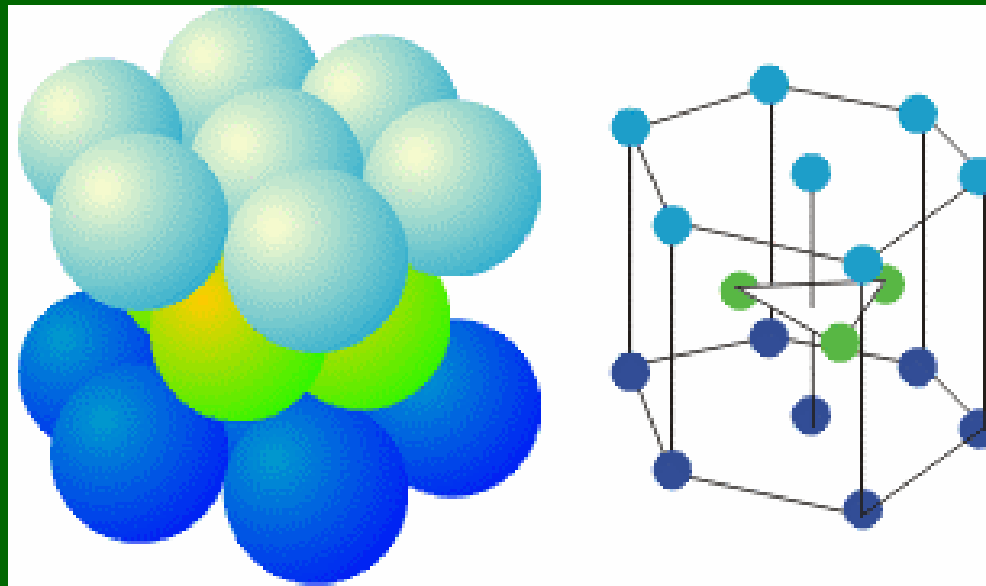
Kovy
metals

nonmetals

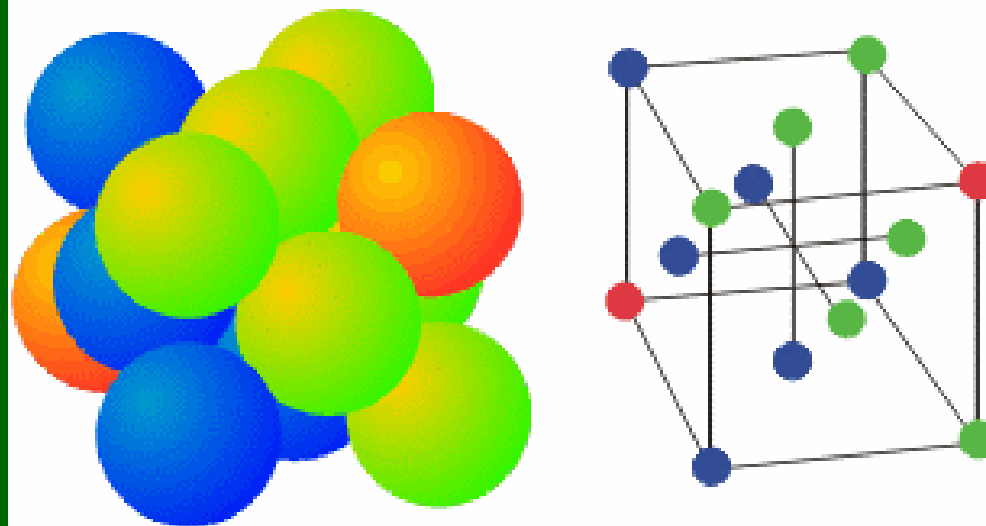
H																	He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Ha	Sg	Ns	hs	mt										metalloids			

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

Struktura nejtěsnější uspořádání, vysoké koordinační číslo, velké atomy, nízké ionizační energie, vysoká polarizovatelnost, kovová vazba všesměrová.

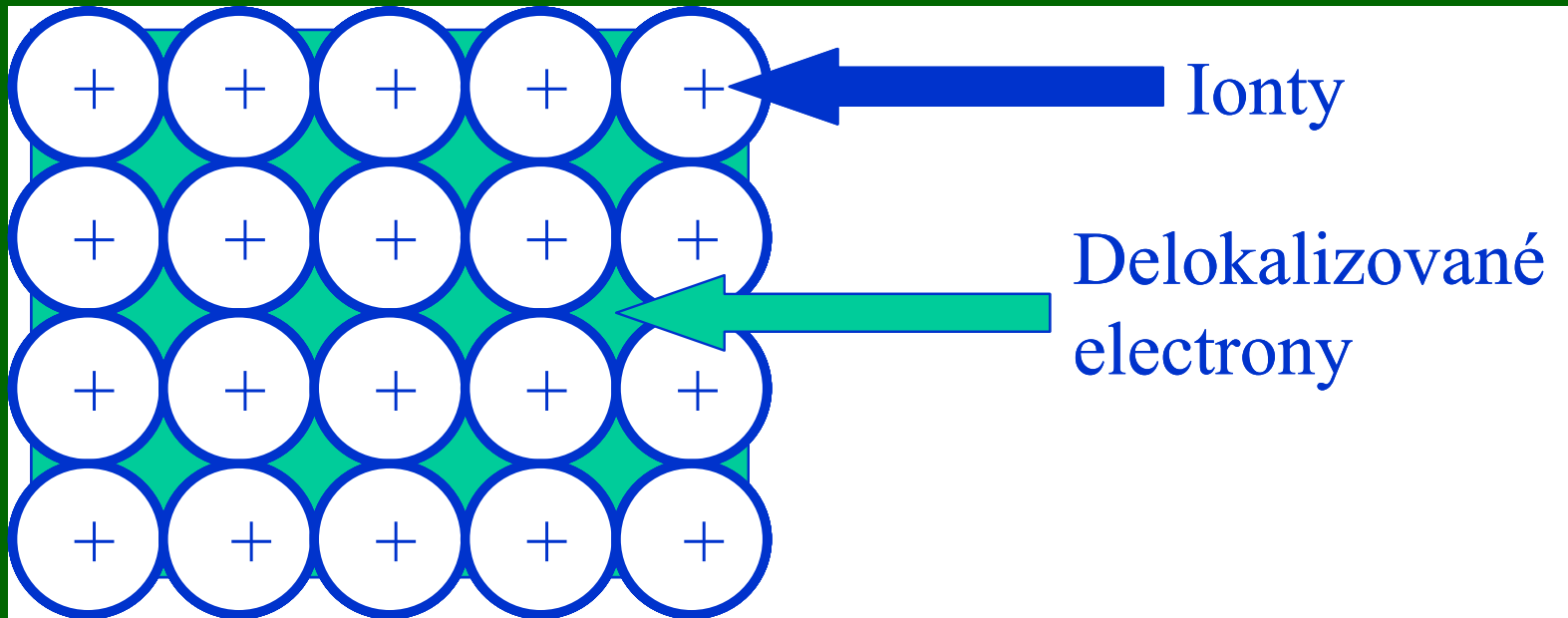


(a)



(b)

Kovová vazba



Metaloidy - polokovy

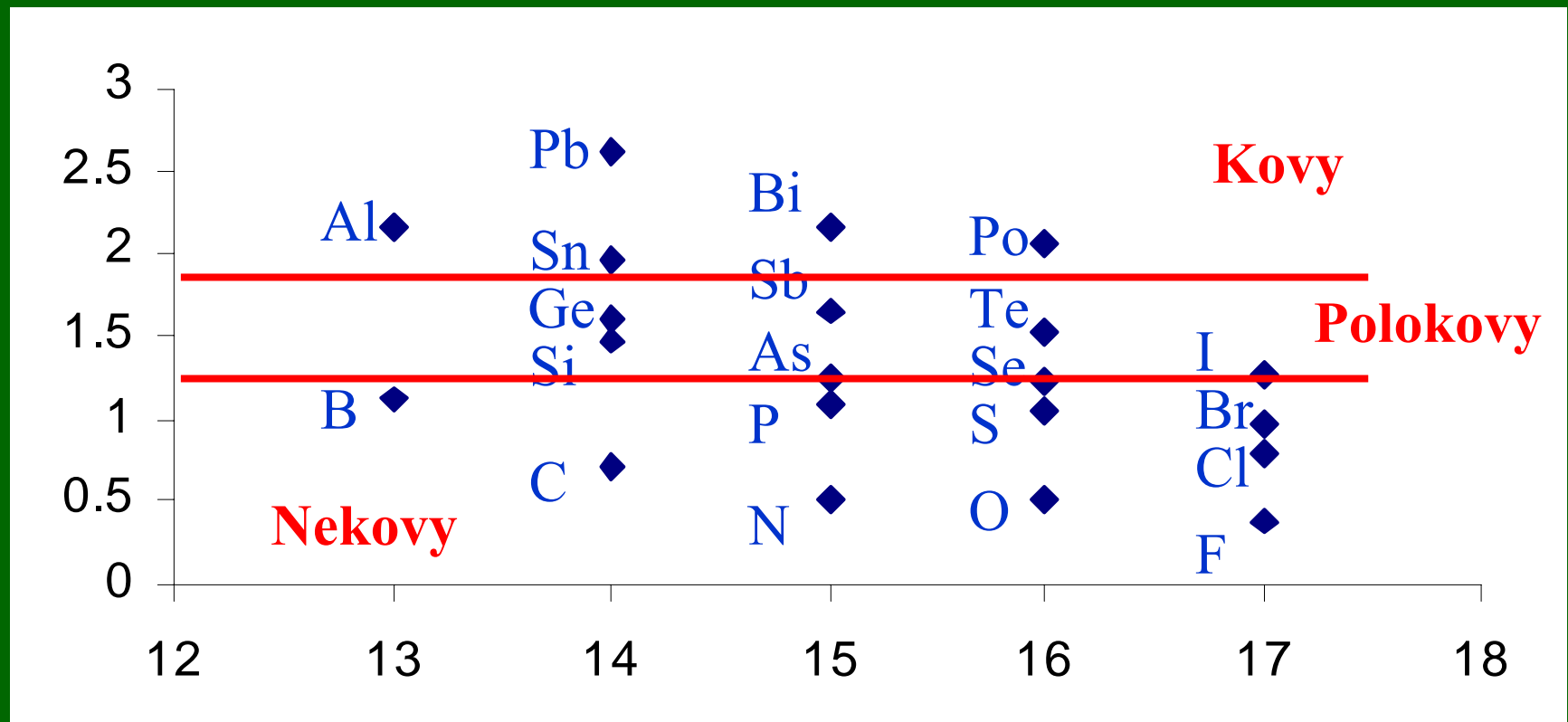
A periodic table of elements with metalloids highlighted in blue. The highlighted elements are Boron (B), Silicon (Si), Germanium (Ge), Arsenic (As), Antimony (Sb), Tellurium (Te), and Astatine (At). The rest of the table is in white with black text.

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	Ls	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Hb	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Slabší kovalentní vazby, velikost atomů a polarizovatelnost umožňuje vdW interakce, sekundární vazby

Metaloidy - polokovy

r/IE



Skupina

Metaloidy - polokovy

B	C	N	O	F
Al	Si	P	S	Cl
Ga	Ge	As	Se	Br
In	Sn	Sb	Te	I
Tl	Pb	Bi	Po	At

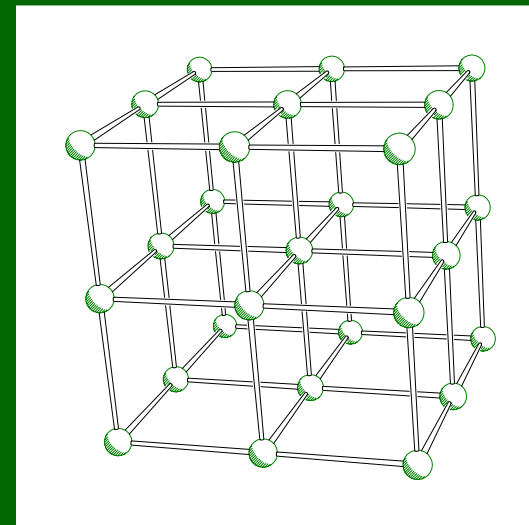
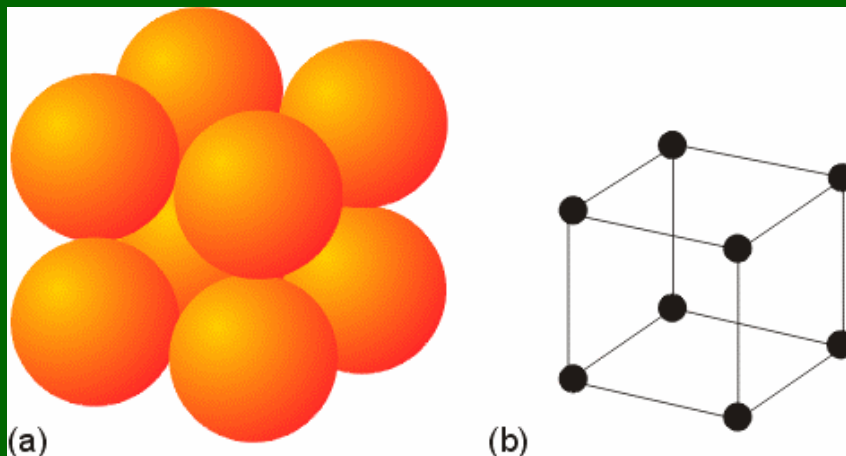
16. skupina

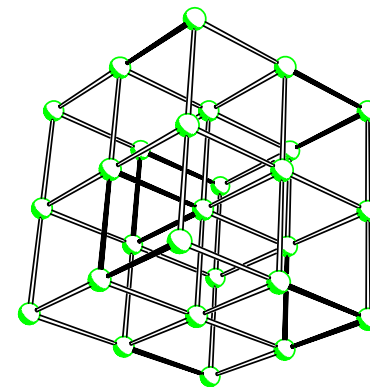
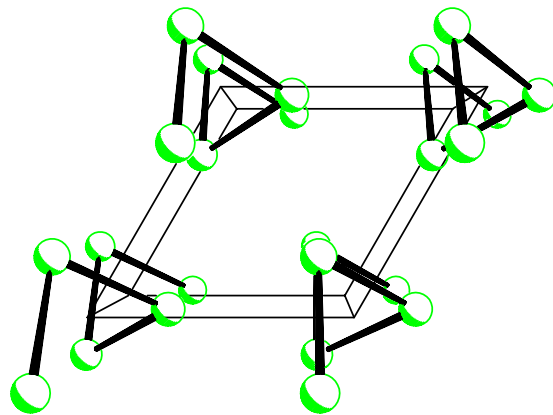
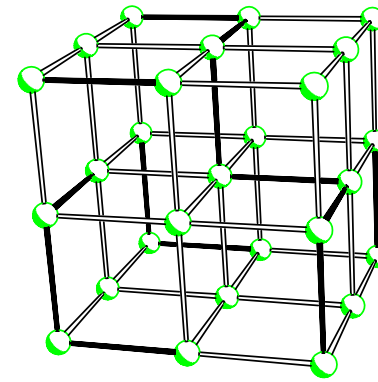
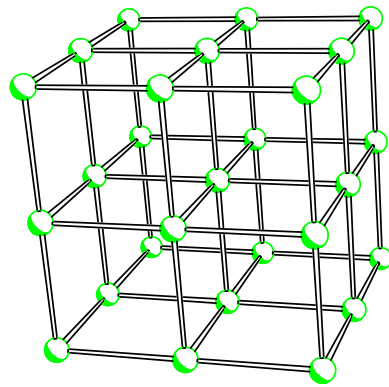
O a S - nekovy

Se - nekovové a polokovové modifikace (allotropy)

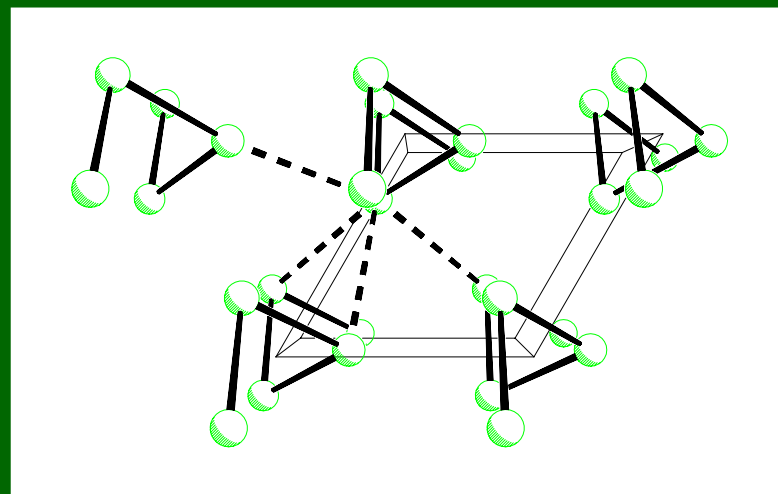
Te - polokov

Po - kov s velmi vzácnou strukturou





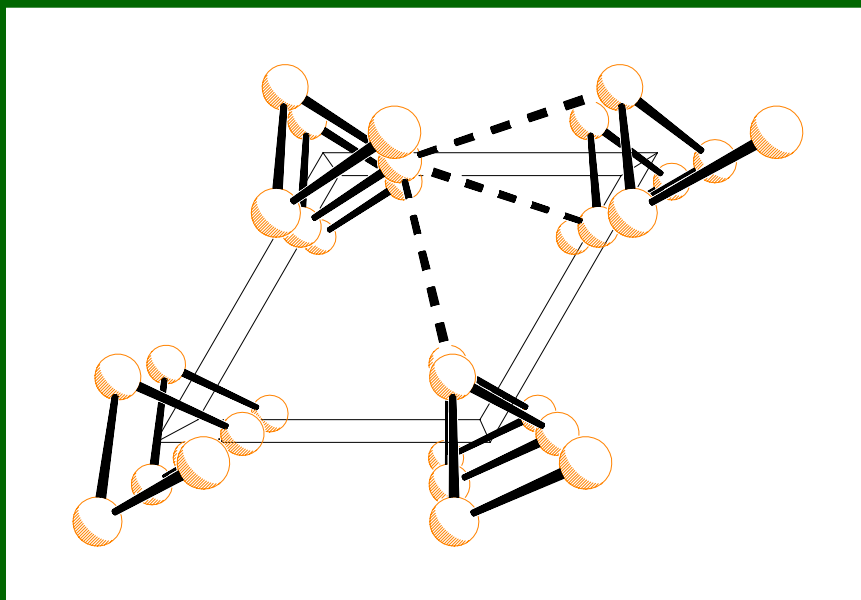
Te



Te - polokov

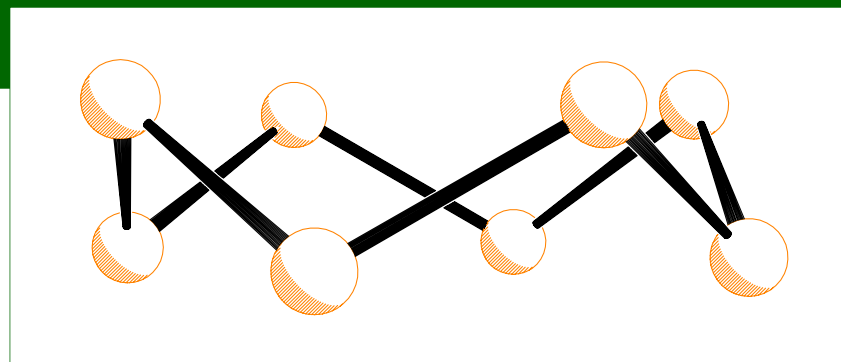
Se

Šedý selen



polokov

Červený selen



nekov

