

# Trendy vo vlastnostiach chemických prvkov a zlúčenín

## Periodický zákon

- a) vlastnosti prvkov sú periodickou funkciou ich atómovej váhy
- b) podstatou periodicity je opakovanie podobnosti obsadenia valenčných orbitálov elektrónmi v atómoch a iónoch prvkov

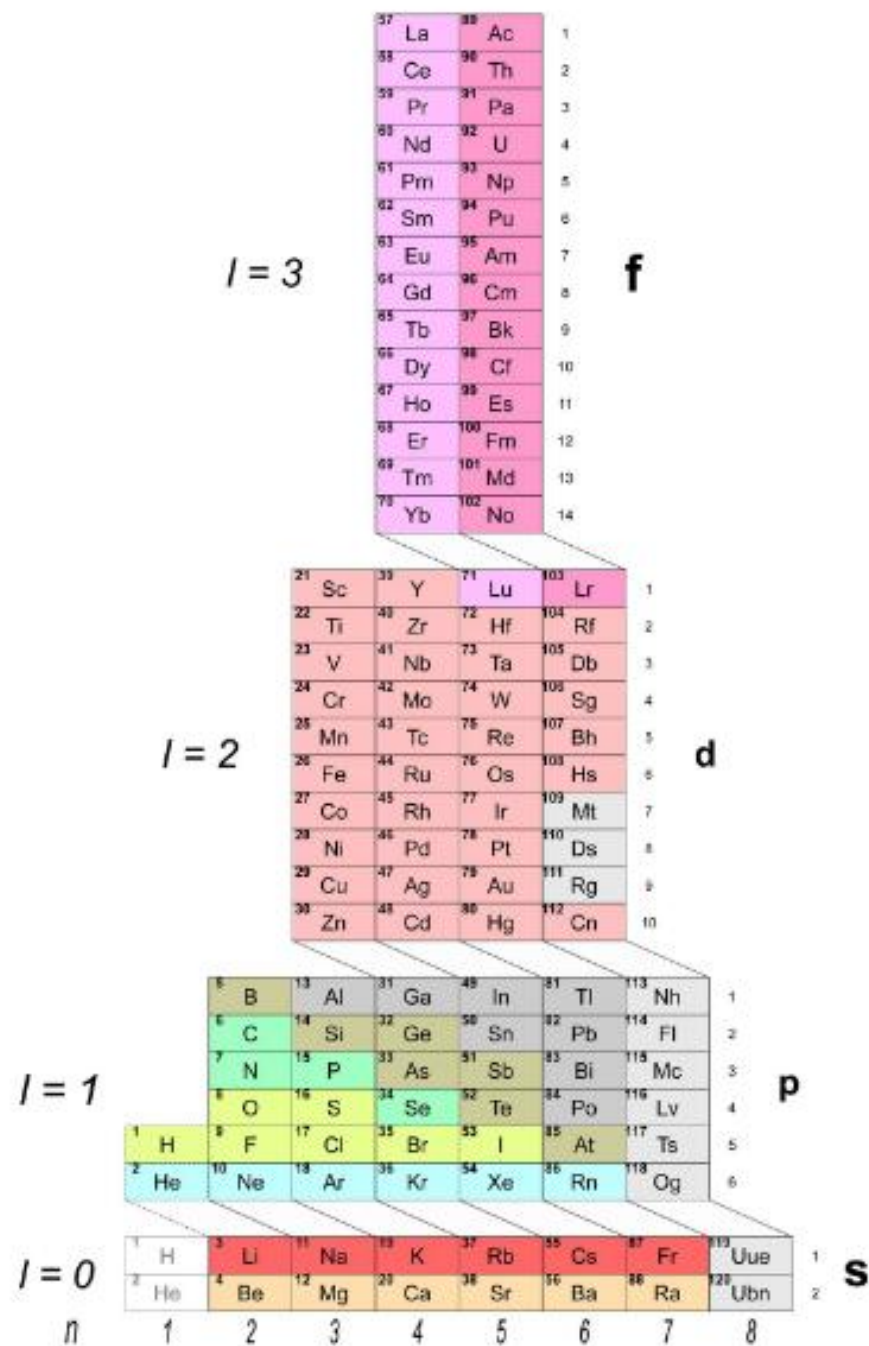
Na tomto mieste nadviažeme na tam uvedené skutočnosti tvrdením, že podstatou periodicity vlastností prvkov je periodicitá elektrónových konfigurácií atómov. Postupným zaplňovaním orbitálov podľa výstavbového princípu sa v rade prvkov vždy objaví prvok s určitým počtom elektrónov vo valenčných orbitáloch a takéto prvky vytvárajú v periodickom systéme prvkov skupiny (grupy) prvkov.

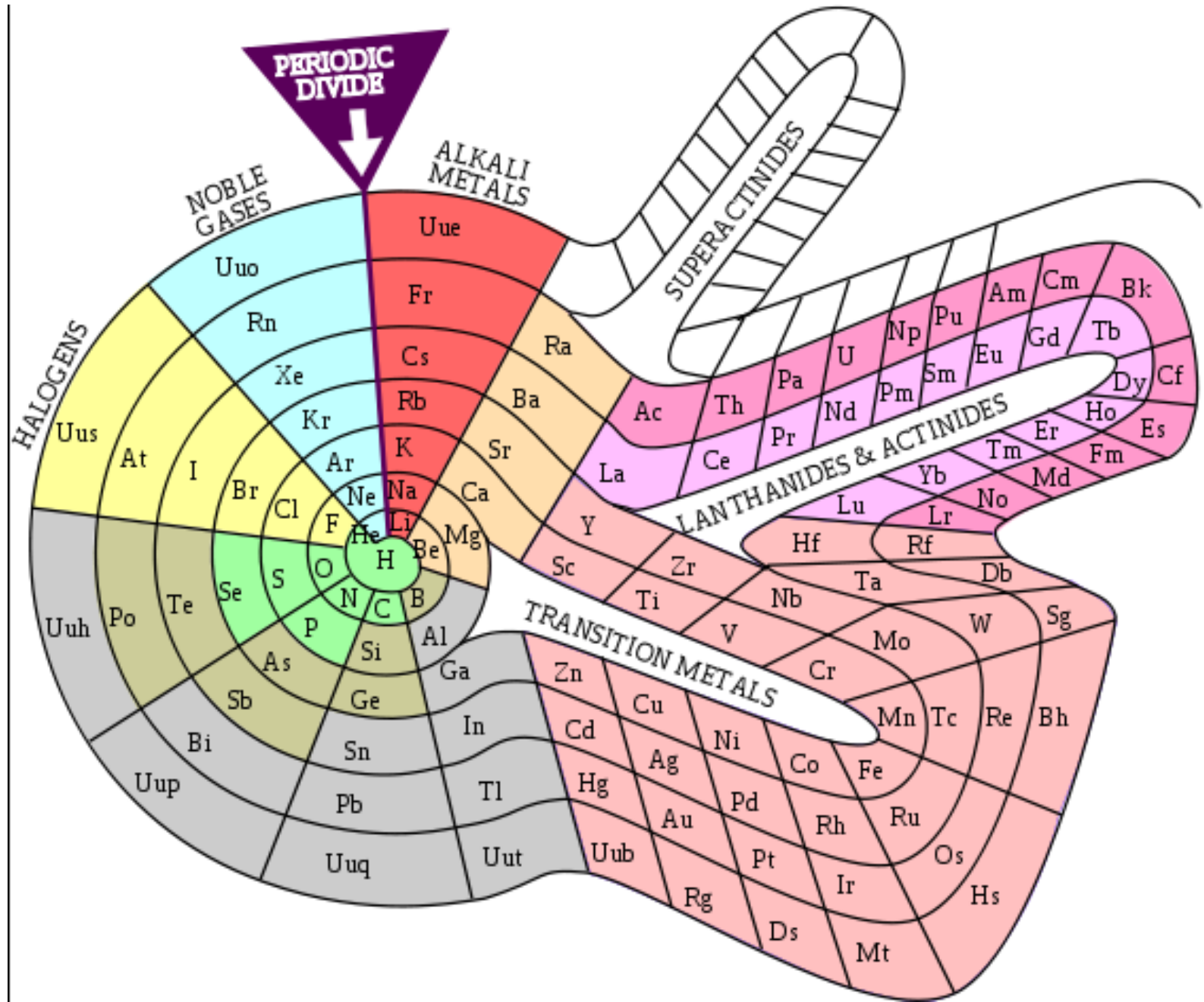
**Napríklad** elektrónová konfigurácia  $ns^2 np^5$  charakterizuje skupinu prvkov 17. skupiny (halogény), pričom, ak  $n = 2$  je to elektrónová konfigurácia fluóru. Pri  $n = 3$  dostávame elektrónovú konfiguráciu chlóru, pri  $n = 4$  konfiguráciu brómu, pri  $n = 5$  jódu a pri hodnote  $n = 6$  elektrónovú konfiguráciu astátu. Z výstavbového princípu vyplýva, že s rastom poradového čísla vrstvy  $n$  rastie aj energia príslušných orbitálov a tým aj klesá ionizačná energia elektrónov v daných orbitáloch.

Rovnako s rastom hlavného kvantového čísla  $n$  rastie aj vzdialenosť najpravdepodobnejšieho výskytu príslušných elektrónov od jadra, čo predstavuje zväčšovanie atómového polomeru v rámci danej skupiny.

# The Elements

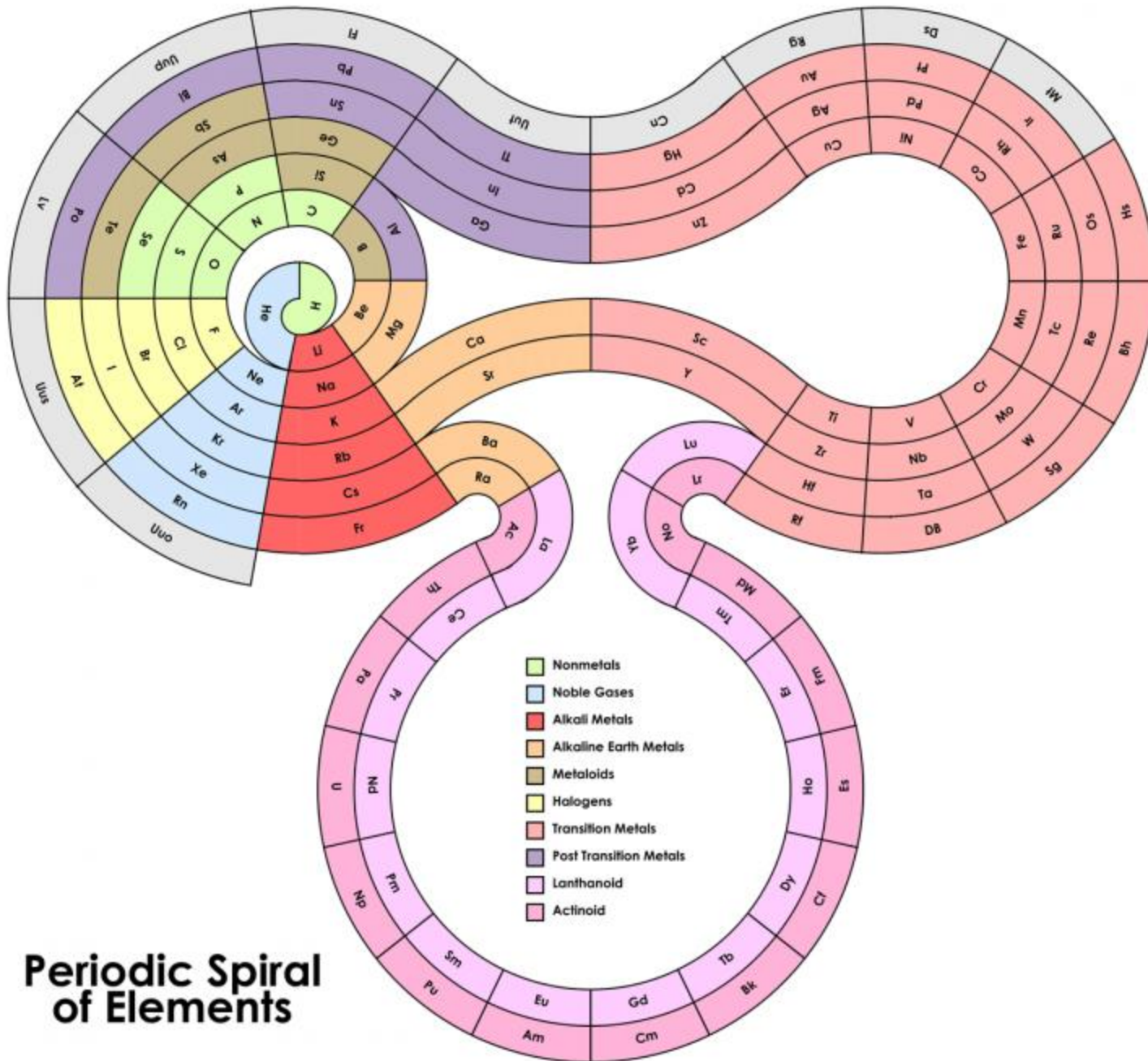
 1 H																	 2 He						
 3 Li	 4 Be																	 5 B	 6 C	 7 N	 8 O	 9 F	 10 Ne
 11 Na	 12 Mg																	 13 Al	 14 Si	 15 P	 16 S	 17 Cl	 18 Ar
 19 K	 20 Ca	 21 Sc	 22 Ti	 23 V	 24 Cr	 25 Mn	 26 Fe	 27 Co	 28 Ni	 29 Cu	 30 Zn	 31 Ga	 32 Ge	 33 As	 34 Se	 35 Br	 36 Rb						
 37 Rb	 38 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	 111 Rg	 112 Uub	 113 Uut	 114 Uuq	 115 Uup	 116 Uuh	 117 Uus	 118 Uuo						
<p><b>☼ Radioactive elements</b></p> <p>Properties of the elements in this section are not well known. The data are based on theoretical calculations. The atomic weights are given in parentheses. The elements in this section are not found in nature. The elements in this section are not found in nature. The elements in this section are not found in nature.</p>			 57 La	 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						
			 89 Ac	 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						





Z uvedených dvoch príkladov vyplýva, že zmena ionizačnej energie, prípadne atómového polomeru v rámci príslušnej skupiny predstavuje určitý **trend**, ktorý charakterizuje zmenu danej vlastnosti v rámci skupiny\*.

Rovnako si treba uvedomiť, že **v rámci jednotlivých periód sú vedľa seba umiestnené prvky**, ktorých atómy sa z hľadiska elektrónovej štruktúry **odlišujú od predchádzajúceho prvku vždy len o jeden elektrón**. Je logické, že zväčšovanie počtu elektrónov vo valenčných orbitáloch sa tiež musí prejavíť ako určitý **trend** vo vlastnostiach atómov.



**Periodic Spiral  
of Elements**



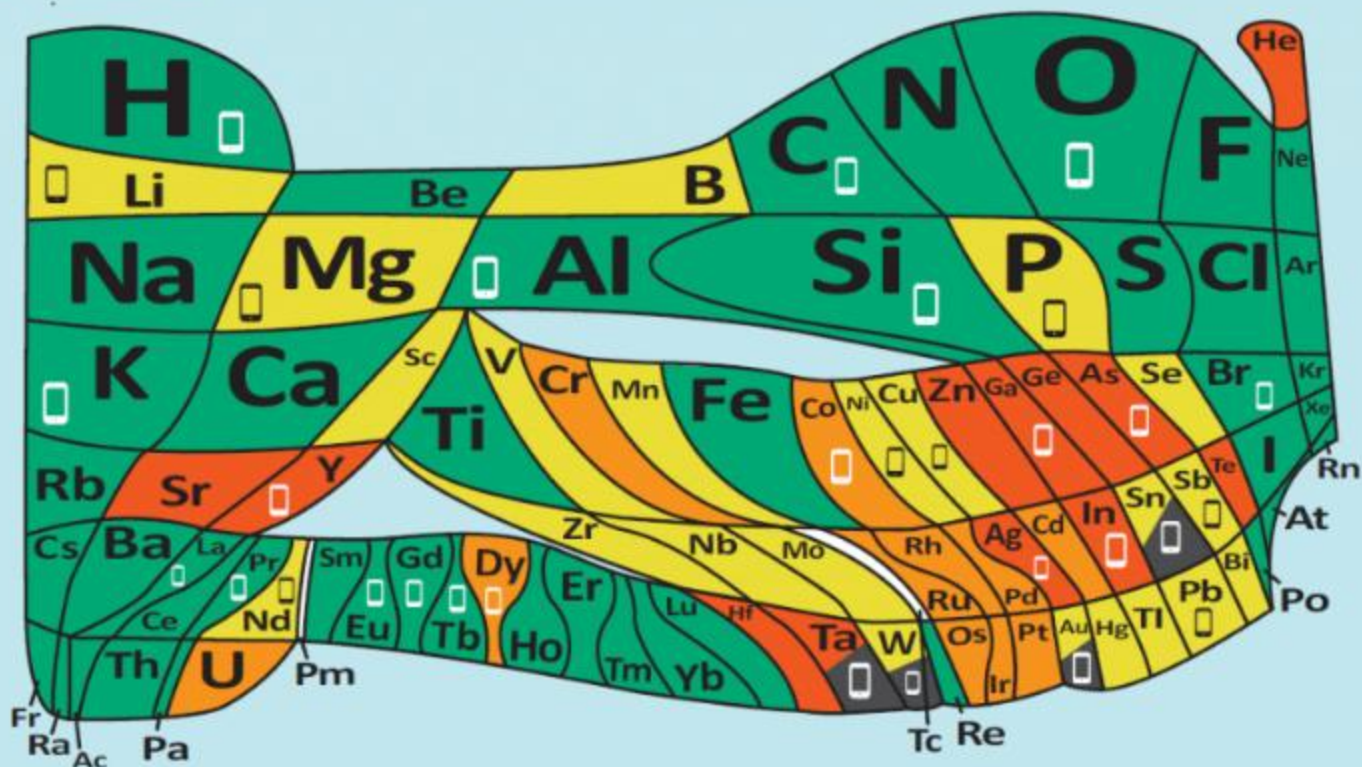
United Nations  
Educational, Scientific and  
Cultural Organization



International Year  
of the Periodic Table  
of Chemical Elements

# The 90 natural elements that make up everything

*How much is there? Is that enough?*



- Serious threat in the next 100 years
- Rising threat from increased use
- Limited availability, future risk to supply
- Plentiful Supply
- Synthetic
- From conflict minerals
- Elements used in a smart phone

Read more and play the video game <http://bit.ly/euchems-pt>



This work is licensed under the Creative Commons Attribution-NoDerivs CC-BY-ND

**EuChemS**  
European Chemical Society

Inspired by WF Sheehan's 'A Periodic Table with Emphasis' published in Chemistry, 1976, 49, 17-18

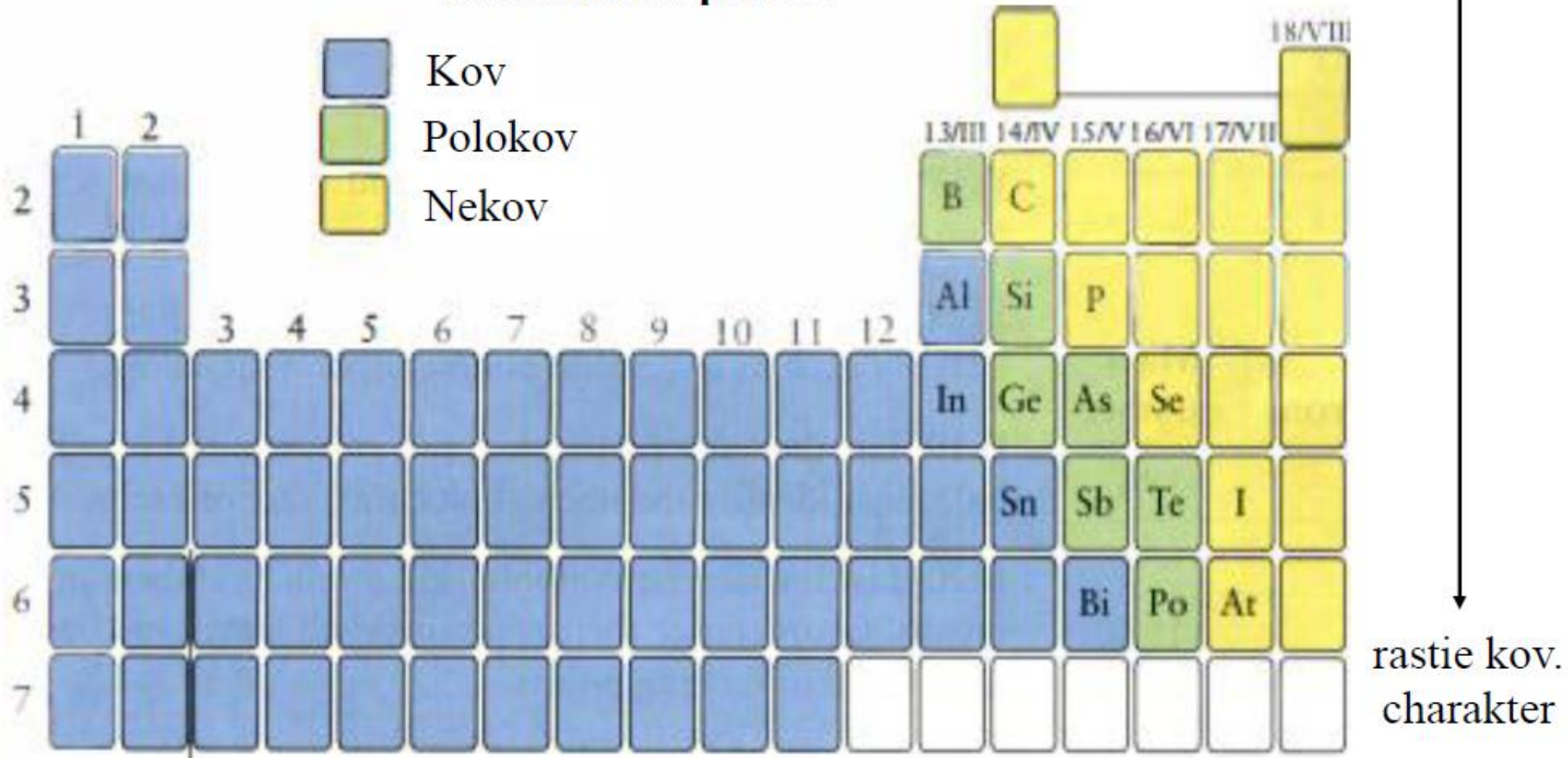


**Skupinové trendy** - najdôležitejšie trendy v PS sú v skupinách.

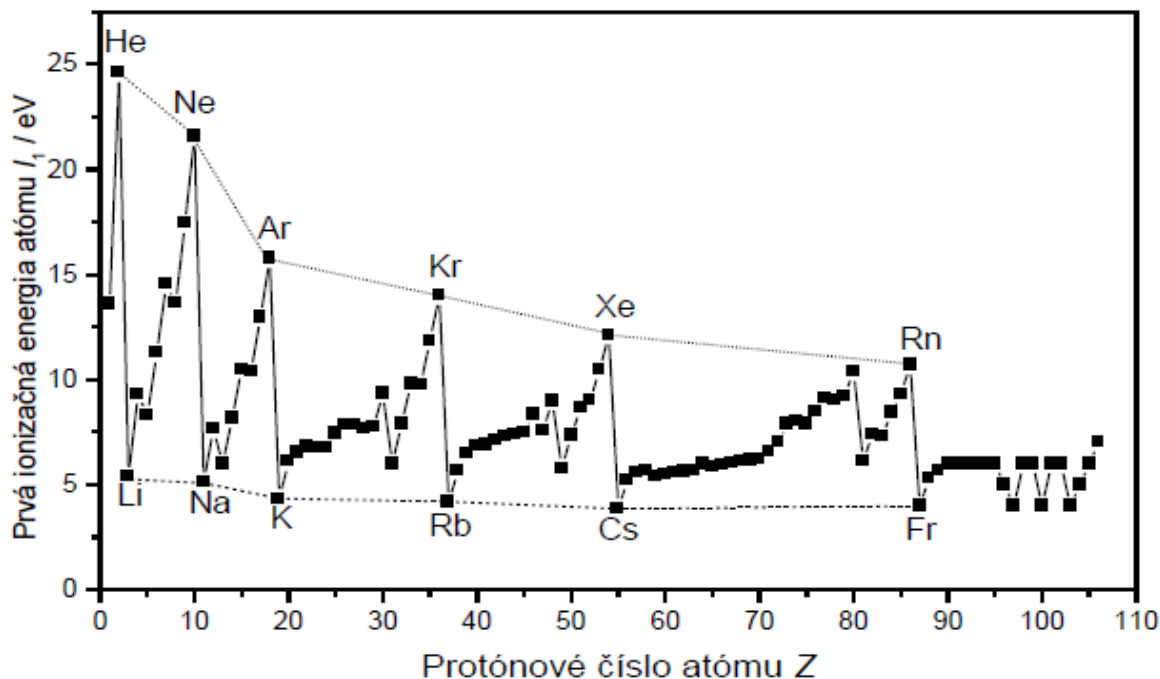
Prvky v jednotlivých skupinách majú charakteristické vlastnosti. S rastom protónového čísla prvku sa pozoruje mierny trend v týchto vlastnostiach.

Jednoznačné pre 1., 2., 3 až 12., 17., 18. skupinu. Pre prvky 13. až 16. skupinu niektoré zmeny vlastnosti nie sú tak systematické – s rastom protón. čísla v skupine sa pozoruje prechod z nekovových k polokovovým až kovovým vlastnostiam.

### Klasifikácia prvkov

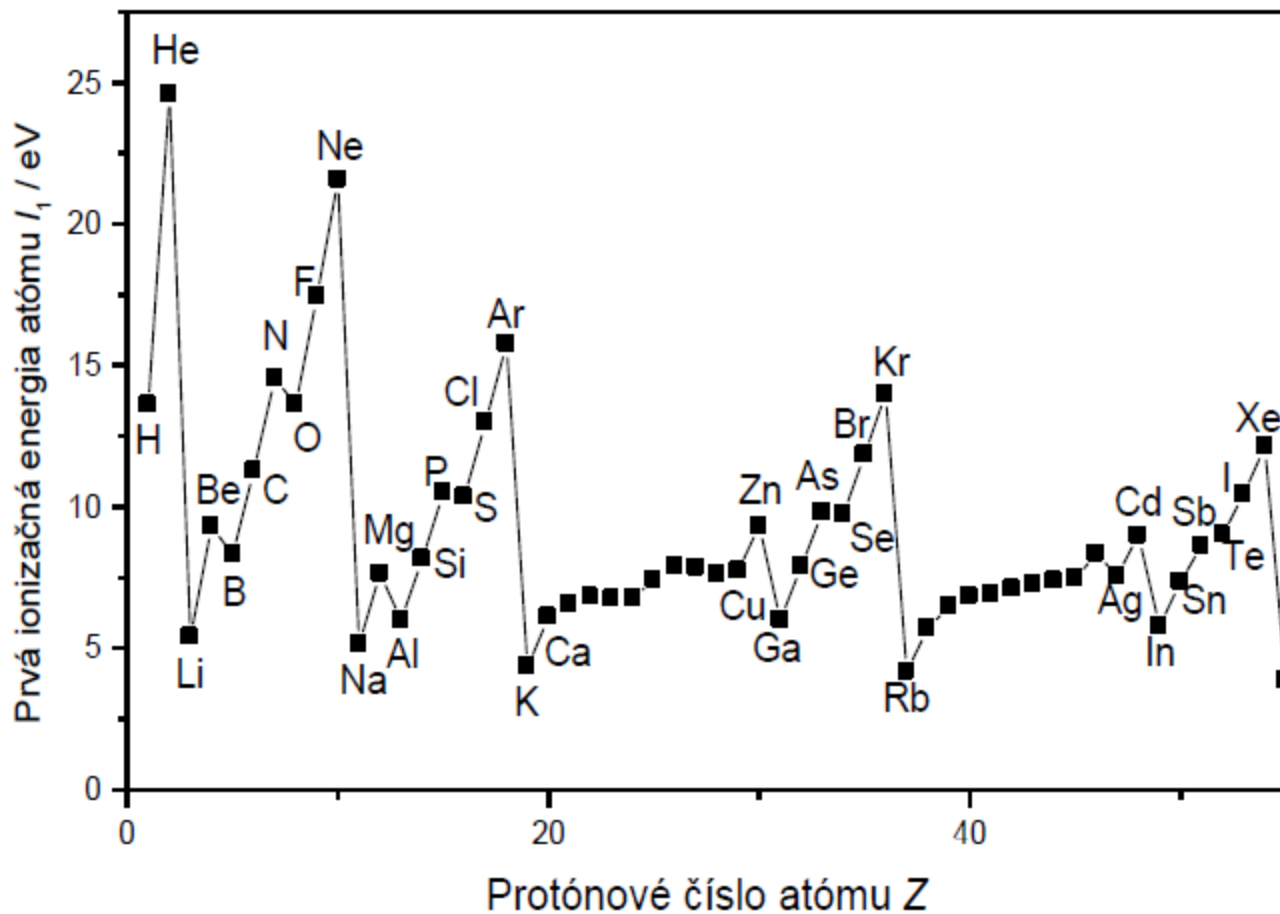


# Periodicita fyzikálnych a chemických vlastností prvkov



Závislosť prvej ionizačnej energie prvkov  $I_1$  od protónového čísla prvku  $Z$

**Prvá ionizačná energia síce charakterizuje schopnosť atómu pútať svoj najslabšie viazaný elektrón, ale tento údaj poskytuje chemikovi významnú informáciu o energetickej stránke zapojenia elektrónov do chemickej väzby.**



**Prvé ionizačné energie  $I_1$  pre prvky s protónovým číslom  $Z = 1$  až  $Z = 55$**

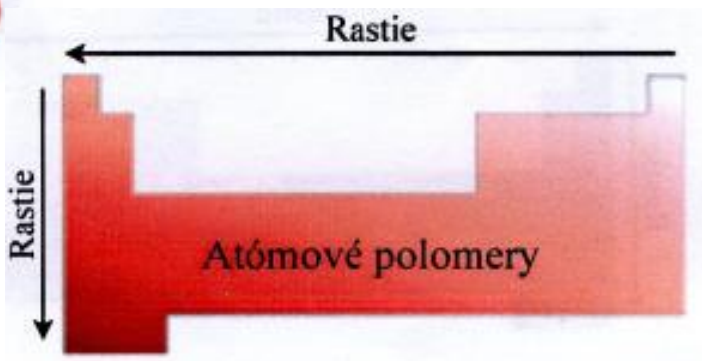
Druhou v úvode spomínanou vlastnosťou vykazujúcou periodicitu je „veľkosť“ atómov vyjadrovaná atómovým polomerom. Periodicita atómových polomerov sa prejavuje v tom, že každá perióda začína prvkom, ktorého atómy majú najväčšie polomery v danej perióde (vodík a alkalické kovy) a končí najmenším prvkom periódy – vzácnym plynom.

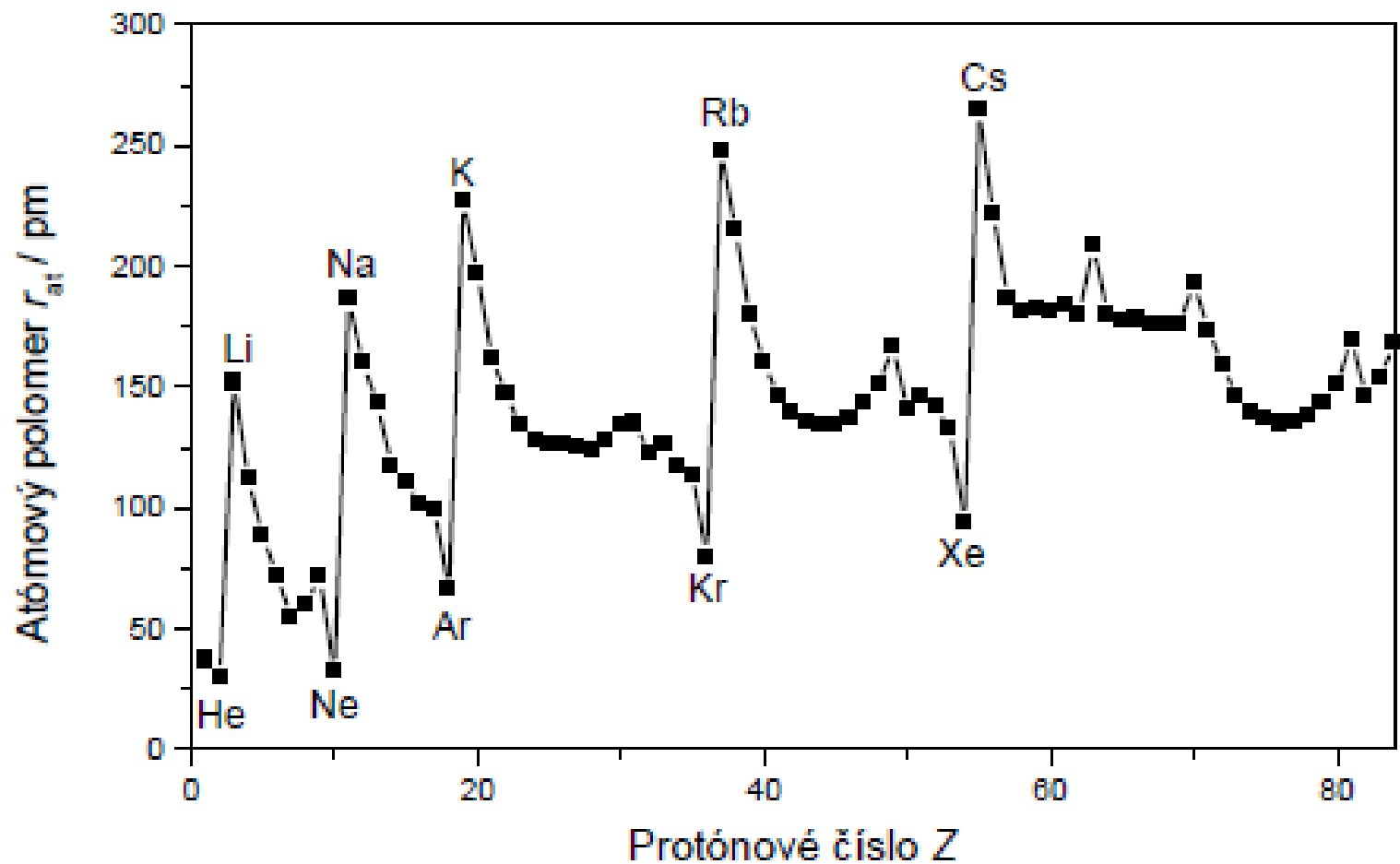
Šiesta perióda je význačná tým, že prechodným prvkom (prejavujúcim sa poklesom atómových polomerov aj s lokálnym minimom) predchádza skupina lantanoidov, pre ktoré je (v súvislosti so zaplňovaním  $4f$ -orbitálov orbitály  $(n-2)$  vrstvy) charakteristická tendencia malého rovnomerného (takmer lineárneho) poklesu atómových polomerov, známa ako

***lantanoidová kontrakcia.***

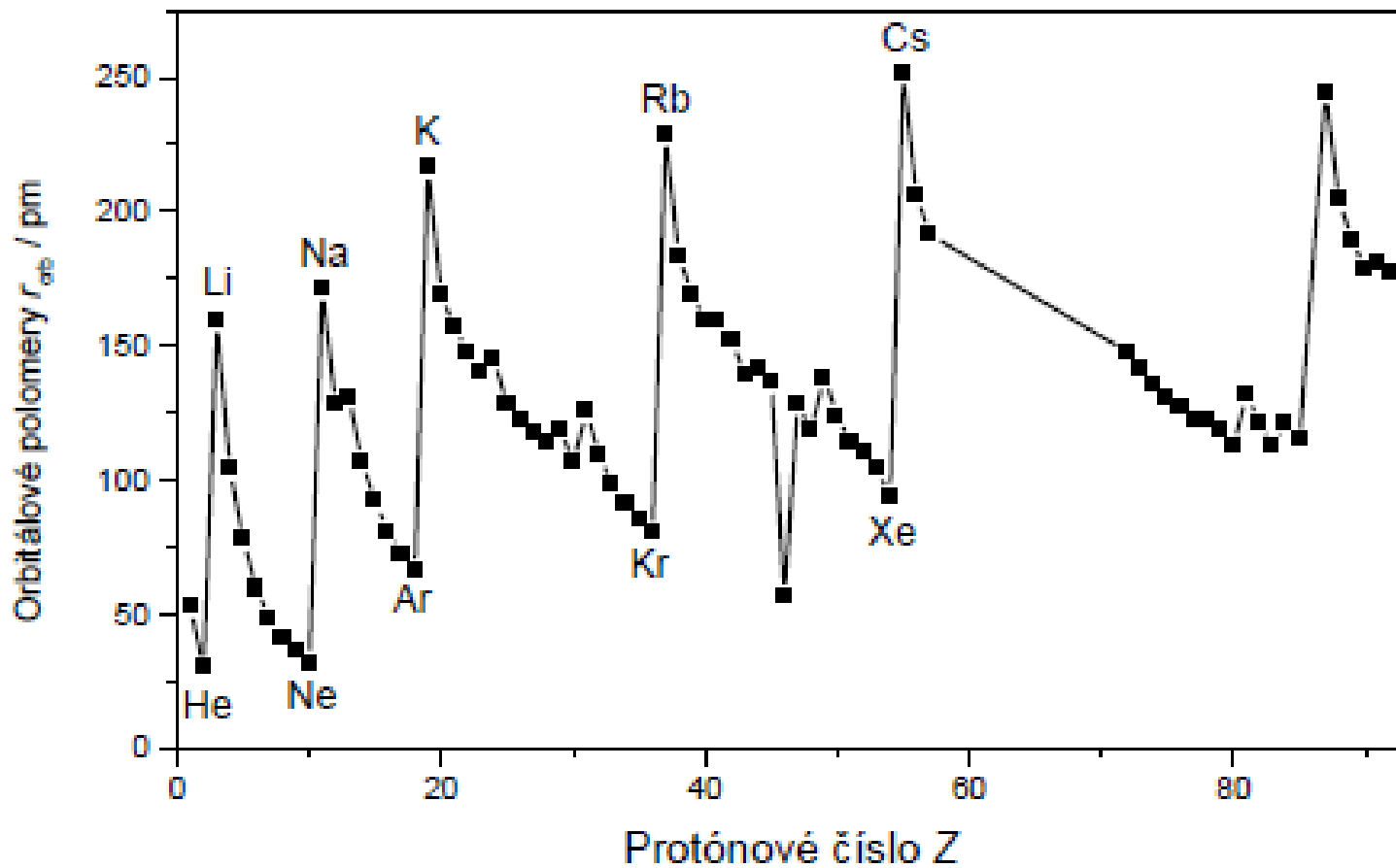
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
----	----	----	----	----	----	----	----

H • 37		Atómové polomery						He • 30
Li 152	Be 112	B -	C 77	N 55	O 60	F 71	Ne 32	
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 118	P 111	S 102	Cl 99	Ar 66	
K 227	Ca 197	Ga 135	Ge 122	As 126	Se 118	Br 114	Kr 80	
Rb 248	Sr 215	In 167	Sn 140	Sb 146	Te 142	I 133	Xe 94	
Cs 265	Ba 222	Tl 170	Pb 146	Bi 154	Po 168	At -	Rn -	





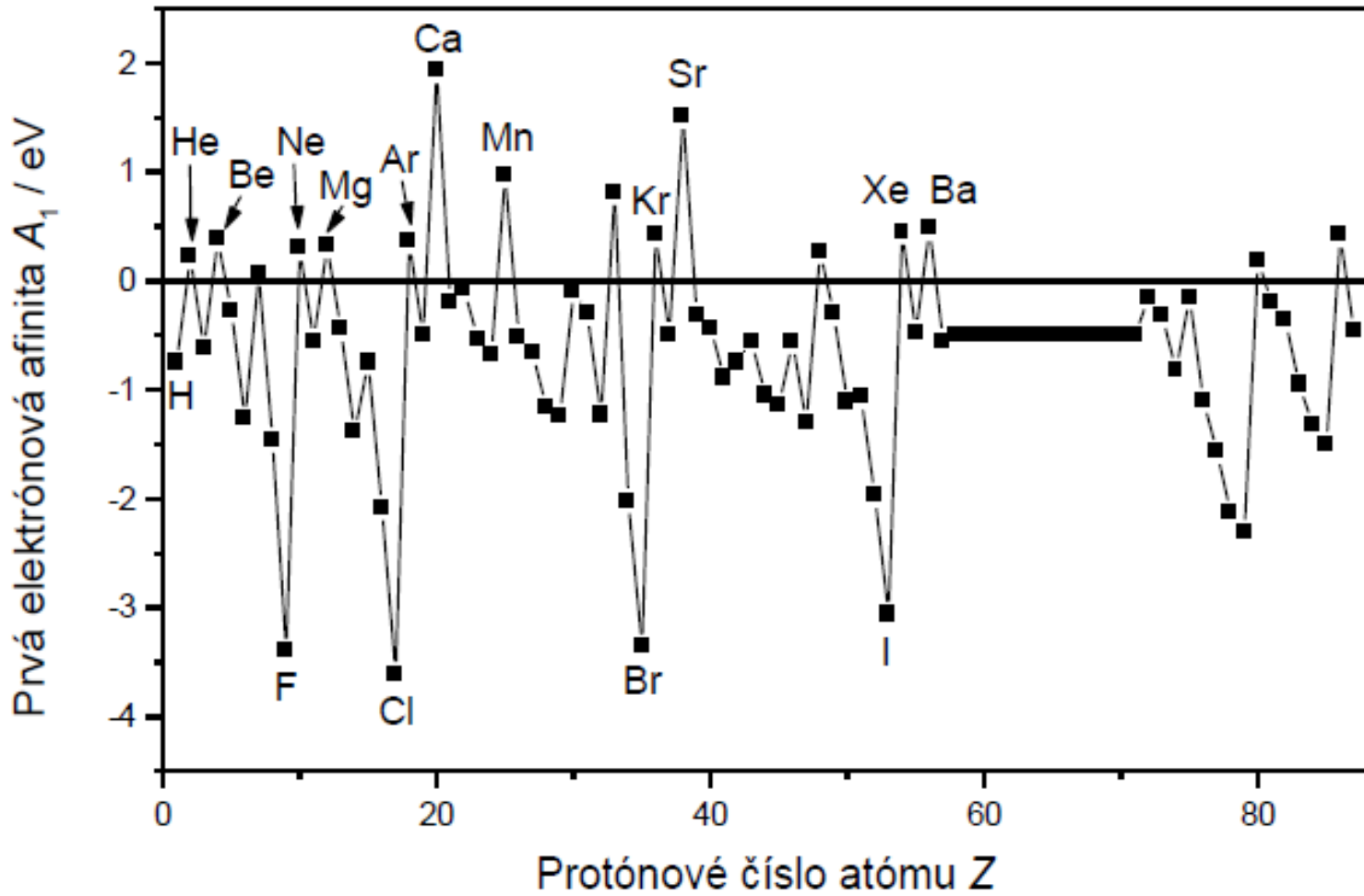
**Závislost' atómových polomerov  $r_{at}$  od protónového čísla prvku  $Z$**



**Závislosť orbitálnych polomerov  $r_{orb}$  od protónového čísla prvku  $Z$**

Ďalšou významnou vlastnosťou, ktorá charakterizuje elektrónovú štruktúru atómu je **elektrónová afinita**.

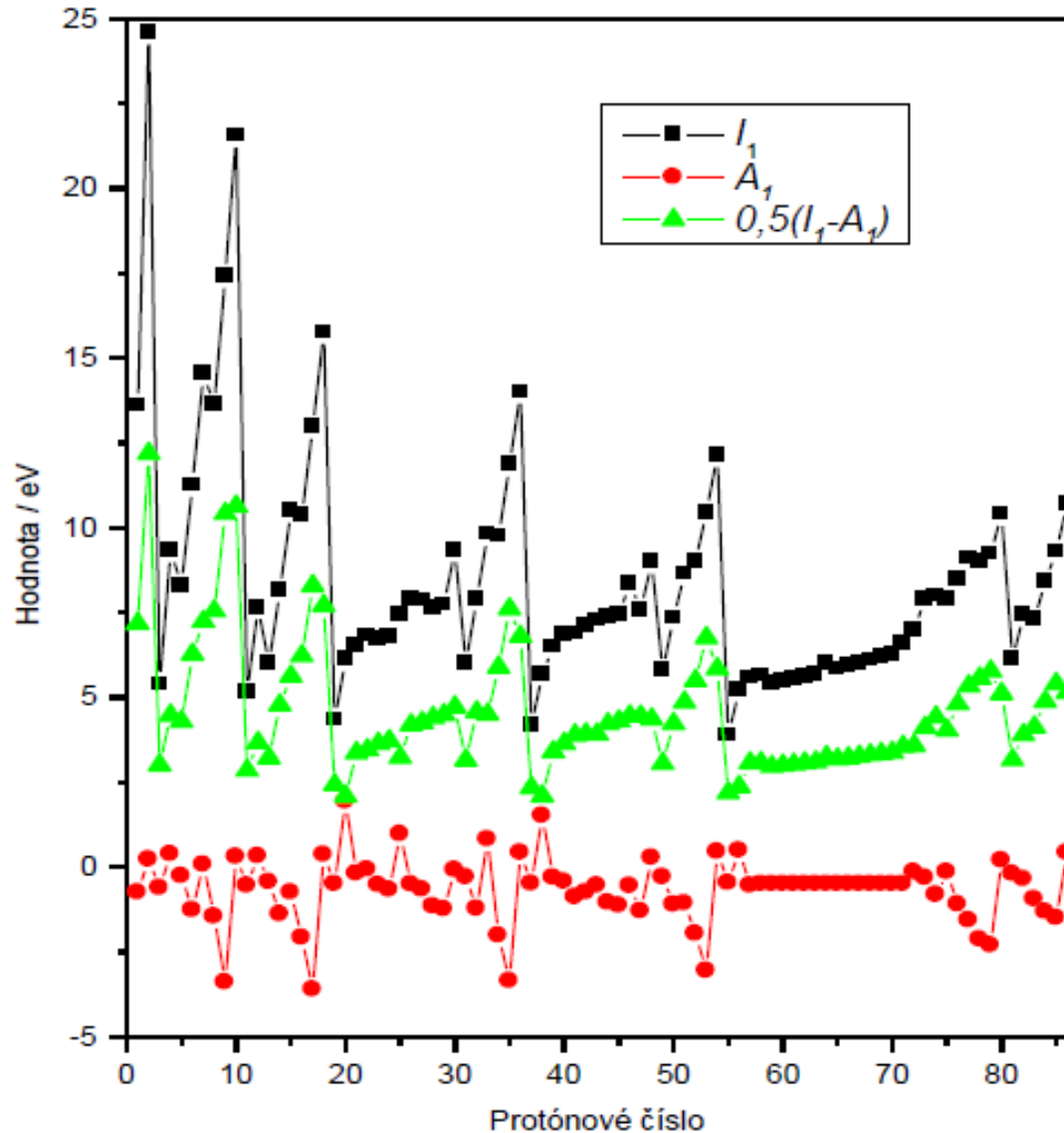
**zmena vnútornej energie pri prijatí elektrónu časticou**



**Závislosť prvej elektrónovej afinity  $A_1$  od protónového čísla prvku  $Z$**



Periodicita prvých ionizačných energií a elektrónových afínít (veličín charakterizujúcich „vzťah“ atómu k „strate“ alebo „prijatiu“ elektrónu) boli základom predstavy vedúcej k „novej“ definícii **elektronegativity**\*



Závislosť prvej ionizačnej energie  $I_1$ , elektrónovej afinity  $A_1$  a Mullikanovej elektronegativity od protónového čísla prvku

# Teplota topenia, teplota varu a typ väzby pre prvky 1. skupiny

Prvok	Teplota topenia (°C)	Teplota varu (°C)	Typ väzby
Li	180	1330	Kovová
Na	98	892	Kovová
K	64	759	Kovová
Rb	39	700	Kovová
Cs	29	690	Kovová



a)



b)



c)

Rôzna intenzita reakcie s H<sub>2</sub>O

- a) Li,
- b) Na
- c) K

**Reaktivita rastie od Li k Cs**

## Tretí kvapalný prvok?

Zo 117 známych prvkov je 11 plynných látok pri laboratórnych podmienkách: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn ako aj  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $F_2$  a  $Cl_2$ . Kvapaliny: Hg a  $Br_2$ .

Radioaktívne  $_{87}Fr$  – najstabilnejšie  $^{233}Fr$  má polčas rozpadu len 21 min.). Nedá sa pripraviť dostatočné množstvo  $_{87}Fr$  na stanovenie teploty topenia.

T. t. alk. kovov sa s rastom prot. čísla znižuje. Rozdiel v t. t.

medzi Li a Na je  $81.4\text{ }^{\circ}C$

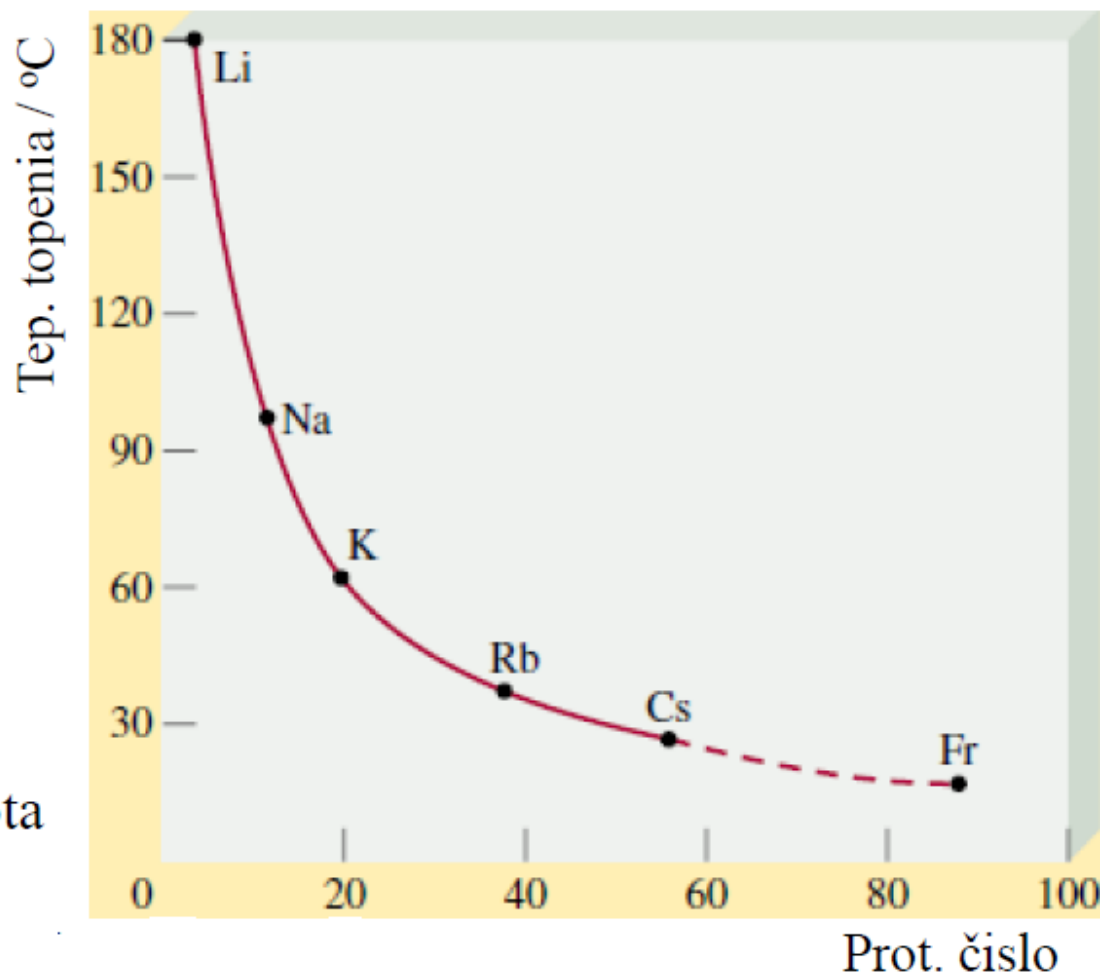
medzi Na a K je  $34.6\text{ }^{\circ}C$ ,

medzi K a Rb je  $24\text{ }^{\circ}C$

medzi Rb a Cs je  $11\text{ }^{\circ}C$ .



Pre Fr vypoč. o  $5\text{ }^{\circ}C$  menšiu hodnotu ako pre Cs. Predp. hodnota tep. topenia pre Fr je  $23\text{ }^{\circ}C$  pri štand. podmienkach.



## Teploty topenia, teploty varu a typ väzby pre prvky 17. skupiny

Prvok	Teplota topenia (°C)	Teplota varu (°C)	Typ väzby
F <sub>2</sub>	-219	-188	Kovalentná
Cl <sub>2</sub>	-101	-34	Kovalentná
Br <sub>2</sub>	-7	60	Kovalentná
I <sub>2</sub>	114	185	Kovalentná

Správanie sa halogénov k vode:

F<sub>2</sub> ochotne reaguje s vodou (vzniká O<sub>2</sub>(g))

Cl<sub>2</sub> slabo reaguje s vodou (vzniká HCl a HClO)

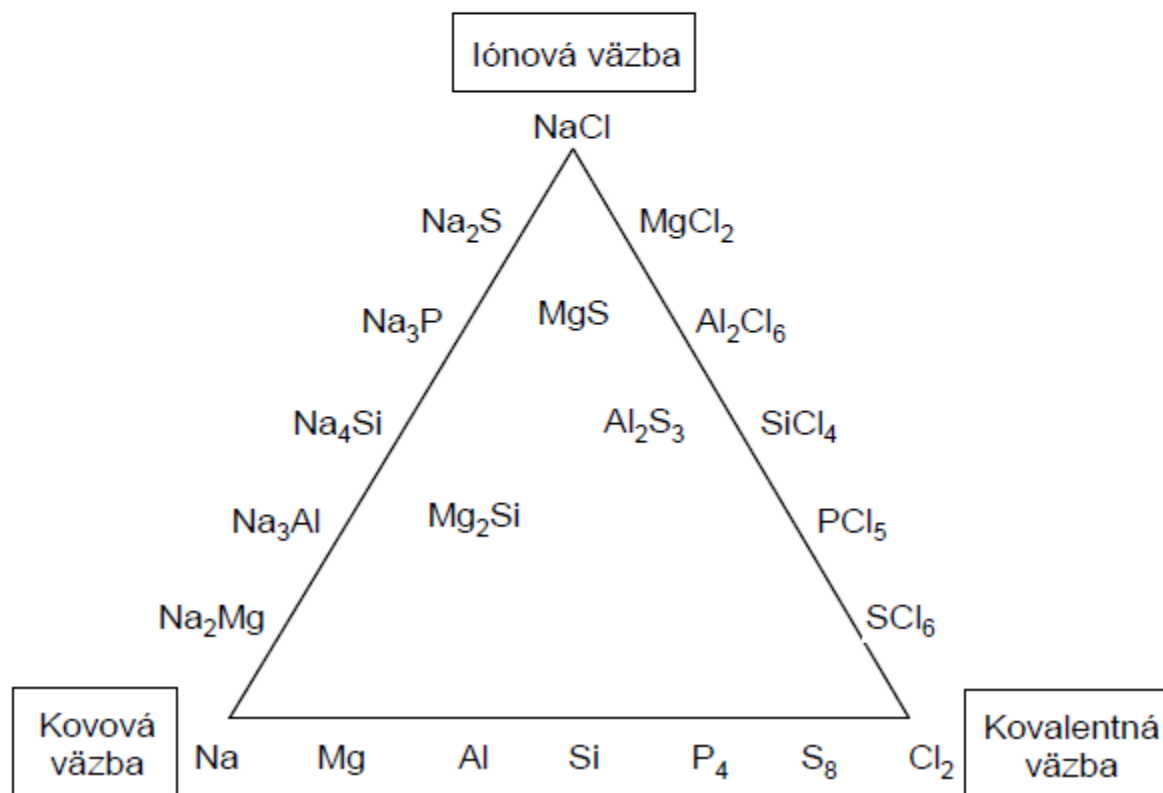
Br<sub>2</sub> a I<sub>2</sub> sa vo vode rozpúšťajú aj keď I<sub>2</sub> len málo.

**Reaktivita klesá od F<sub>2</sub> k I<sub>2</sub>**

# Trendy vo vlastnostiach zlúčenín prvkov

Periodická sústava prvkov poskytuje v podstate nevyčerpatel'né možnosti na porovnávanie vlastností zlúčenín prvkov v rôznych zoskupeniach.

Pomôckou nám bude tzv. *trojuholníkový diagram*, v ktorého základni sú uvedené „zlúčivé“ prvky tretej periódy (bez vzácneho plynu) ako príklad.



## Trendy v acidobázických vlastnostiach

Acidobázické vlastnosti oxidov prvkov (s najvyšším oxidačným číslom)

3. periódy

Oxid	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$(\text{SO}_3)_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
Acidobaz. správanie	zásad.	zásad.	amfot.	kyslé	kyslé	kyslé	kyslé

Acidobázické vlastnosti oxidov prvkov (s najvyšším oxidačným číslom)

skupiny

Oxid	$\text{N}_2\text{O}_5$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{As}_2\text{O}_3$	$\text{Sb}_2\text{O}_3$	$\text{Bi}_2\text{O}_3$
Acidobaz. správanie	kyslé	kyslé	amfot.	amfot.	zásad.

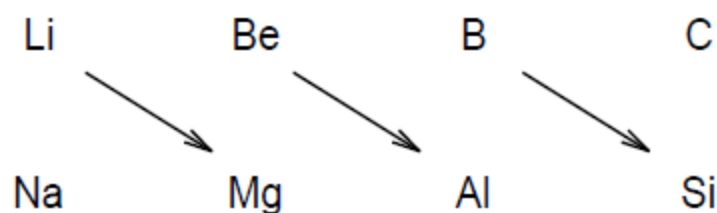
Acidobázické správanie kovalentných hydridov 2. a 3. periódy

Zlúčenina	$B_2H_6$	$CH_4$	$NH_3$	$H_2O$	HF
Acidobaz. správanie	neutrálne	neutrálne	zásadité	–	slabo kyslý
Zlúčenina		$SiH_4$	$PH_3$	$H_2S$	HCl
Acidobaz. správanie		neutrálne	neutrálne	veľ. slabo kyslý	silno kyslý

## Niektoré ďalšie vplyvy na trendy vlastností látok

### *diagonálna podobnosť*

označuje sa pozorovaná skutočnosť, že mnohé chemické vlastnosti prvkov zo začiatku druhej a tretej periódy (typy tvorených zlúčenín, podobnosť ich vlastností) sa viac podobajú prvkom na diagonále vpravo než prvkom vlastnej skupiny.



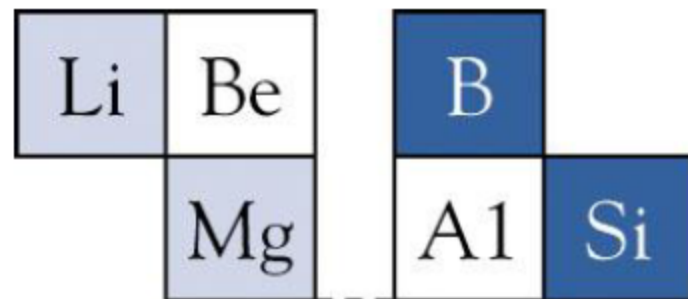
### *sekundárna periodicitá*

sa používa na označenie výraznejšej podobnosti vlastností zlúčenín (najmä redoxných) *p*-prvkov párnych (prípadne nepárnych) periód 15. až 17. skupiny.



## Diagonálna podobnosť

Vzťah medzi prvkom 2. periódy a prvkom na jeho pravej strane, ktorý je v 3. perióde periodickej tabuľky.



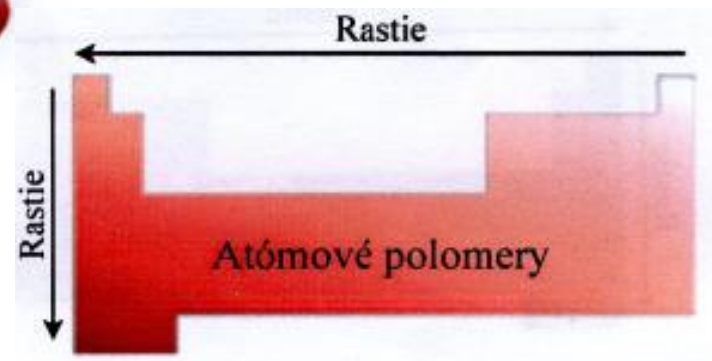
**TAB. 22** Nábojová hustota pre ióny alk. kovov a ióny kovov alk. zemín

Ión 1. skupiny	Nábojová hustota (C.mm <sup>-3</sup> )	Ión 2. skupiny	Nábojová hustota (C.mm <sup>-3</sup> )
Li <sup>+</sup>	98	–	–
Na <sup>+</sup>	24	Mg <sup>2+</sup>	120
K <sup>+</sup>	11	Ca <sup>2+</sup>	52
Rb <sup>+</sup>	8	Sr <sup>2+</sup>	33
Cs <sup>+</sup>	6	Ba <sup>2+</sup>	23

Podobnosť a) Li a Mg    b) Be a Al    c) B a Si

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
----	----	----	----	----	----	----	----

H	Atómové polomery						He
37							30
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
152	112	-	77	55	60	71	32
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
186	160	143	118	111	102	99	66
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
227	197	135	122	126	118	114	80
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
248	215	167	140	146	142	133	94
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
265	222	170	146	154	168	-	-



## *efekt inertného elektrónového páru*

Zaužívané vysvetlenie efektu je, že elektróny nachádzajúce sa v 6s-orbitáloch prvkov trinástej až šestnástej skupiny sa vyznačujú väčšou stabilitou a preto sa nepodieľajú na tvorbe väzieb, čo spôsobuje, že prvky tejto periódy nedosahujú maximálny oxidačný stav prislúchajúci danej skupine, ale len stav o dve jednotky nižší.

*lantanoidová kontrakcia* pri lantanoidoch  
a *aktinoidová kontrakcia* pri aktinoidoch

Významnú skupinu prvkov v periodickej sústave prvkov tvoria lantanoidy a aktinoidy – vnútorne prechodné prvky (*f*-prvky). Sú si veľmi blízke svojimi chemickými vlastnosťami. Táto podobnosť je spôsobená tým, že so vzrastajúcim atómovým číslom lantanoidov a aktinoidov narastá náboj jadra, narastá aj priťahovanie elektrónov valenčnej vrstvy jadrom, lebo prístupujúce elektróny neobsadzujú vonkajšie vrstvy, ale vnútorné *4f*- u lantanoidov a *5f*-orbitály u aktinoidov\*. V dôsledku toho **so vzrastajúcim atómovým číslom polomer atómov lantanoidov a aktinoidov klesá.**

## Efekt inertného elektrónového páru

Prečo prvky Tl, Pb, Sn a Bi tvoria zlúčeniny v nižšom oxidačnom stave ako by sme očakávali na základe čísla skupiny a prečo je oxidačné číslo vždy menšie o dva (napr. Tl(I), Tl(III); Sn(II), Sn(IV); Pb(II), Pb(IV); Bi(III), Bi(V))?  
Inertnosť elektrónového páru  $6s^2$  – relativistické efekty.

**TAB. 26** Porovnanie ionizačnej energie atómov Al a Tl

Prvok	Ionizačná energia ( $\text{MJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )		
	1. (p-orbitál)	2. (s-orbitál)	3. (s-orbitál)
Al	0.58	1.82	2.74
Tl	0.59	1.97	2.88

Tvorba iónových zlúčenín Al(III) a Tl(III), resp. Tl(I)

- veľká vstupná energia v prípade tvorby kationu musí byť vykompenzovaná veľkou výstupnou mriežkovou energiou.

- kation  $\text{Tl}^{3+}$  je oveľa väčší ako kation  $\text{Al}^{3+}$  - mriežková energia iónovej zlúčeniny Tl(III) je menšia ako pre analogickú hlinitú zlúčeninu.

Kombinácia vyššej 3. ionizačnej energie Tl vedie k poklesu stability zlúčenín Tl(III) v iónovom stave a teda stabilizáciu iónových zlúčenín Tl(I).

## *efekt inertného elektrónového páru*

Zaužívané vysvetlenie efektu je, že elektróny nachádzajúce sa v 6s-orbitáloch prvkov trinástej až šestnástej skupiny sa vyznačujú väčšou stabilitou a preto sa nepodieľajú na tvorbe väzieb, čo spôsobuje, že prvky tejto periódy nedosahujú maximálny oxidačný stav prislúchajúci danej skupine, ale len stav o dve jednotky nižší.

*lantanoidová kontrakcia* pri lantanoidoch  
a *aktinoidová kontrakcia* pri aktinoidoch

Významnú skupinu prvkov v periodickej sústave prvkov tvoria lantanoidy a aktinoidy – vnútorne prechodné prvky (*f*-prvky). Sú si veľmi blízke svojimi chemickými vlastnosťami. Táto podobnosť je spôsobená tým, že so vzrastajúcim atómovým číslom lantanoidov a aktinoidov narastá náboj jadra, narastá aj priťahovanie elektrónov valenčnej vrstvy jadrom, lebo prístupujúce elektróny neobsadzujú vonkajšie vrstvy, ale vnútorné *4f*- u lantanoidov a *5f*-orbitály u aktinoidov\*. V dôsledku toho **so vzrastajúcim atómovým číslom polomer atómov lantanoidov a aktinoidov klesá.**

## Lantanoidová podobnosť

Lantanoidy ( $4f^{1-14}$ ) - najviac sa podobajúce prvky v periodickej tabuľke.

Prekvapujúce z hľadiska postupného obsadzovania 4f orbitálov. Dva dôvody pre takúto podobnosť:

- bežný oxidačný stav III – tvorba iónu  $3+$  (dôsledok bilancie medzi ionizačnou energiou a mriežkovou energiou)
- zostávajúce elektróny v f orbitále sú „odpočívajúce“.

Lantanoidy – v správaní sa podobajú na prvky 3. skupiny (prvky vzácnych zemín, hoci na rozdiel od nich nie sú tak vzácne).

Sc

Y

La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

Prvky vzácnych zemín a lantanoidy tvoria 3. skupinu.

(Všetky tieto prvky majú podobné vlastností a spoločný oxidačný stav III).

Podobnosť zlúčenín európia a stroncia - dve výnimky v podobnosti medzi lantanoidmi: 1) Eu - ľahko tvorí ión  $\text{Eu}^{2+}$ . (Eu -  $[\text{Xe}]6s^24f^7$ ;  $\text{Eu}^{2+}$  -  $[\text{Xe}]4f^7$ ).

$\text{Eu}^{2+}$  - správa sa veľmi podobne ako ióny alkalických zemín. Napr. jeho uhličitan, síran, chróman sú nerozpustné (ako v prípade ťažších kovov alkalických zemín). Iónový polomer  $\text{Eu}^{2+}$  je v skutočnosti veľmi podobný na ión  $\text{Sr}^{2+}$  a môžeme teda očakávať, že niektoré ich zlúčeniny budú izomorfné.

## Podobnosť n. skupiny a (n+10). skupiny

Je tu podobnosť v chemických vzorcoch a štruktúrach častíc (zlúčenín a iónov) v najvyššom oxidačnom stave prechodných prvkov n. skupiny a zodpovedajúcich neprechodných prvkov (n +10). skupiny

Táto podobnosť je najvýraznejšia medzi neprechodnými prvkami 3. periódy a 1. prechodným radom d-prvkov.

3(13)	4(14)	5(15)	6(16)	7(17)	12(2)
Al	Si	P	S	Cl	Mg
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Zn
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Cd
Lu	Hf	Ta	W	Re	Hg
Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Uub

- 1) Hliník a skandium
- 2) Zlúčeniny 14. skupiny a zlúčeniny Ti(IV)
- 3) Zlúčeniny P(V) a V(V)
- 4) Zlúčeniny S(VI) a Cr(VI)
- 5) Zlúčeniny Cl(VII) a Mn(VII)
- 6) Zlúčeniny Xe(VIII) a Os(VIII)
- 7) Zlúčeniny prvkov 2. a 12. skupiny)

### Podobnost' n. skupiny a (n+ 10). skupiny

Zlúčeniny 14. skupiny a zlúčeniny Ti(IV), zlúčeniny P(V) a V(V), zlúčeniny S(VI) a Cr(VI), zlúčeniny Cl(VII) a Mn(VII), zlúčeniny Xe(VIII) a Os(VIII), zlúčeniny alkalických kovov (1. skupina) a kovov 11. skupiny.

**TAB. 17** Podobnost' častíc Cr(VI) a S(VI)

6. skupina	16. skupina
$\text{CrO}_3$	$\text{SO}_3$
$\text{CrO}_2\text{Cl}_2$	$\text{SO}_2\text{Cl}_2$
$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{SO}_4^{2-}$
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$



## Odlišné vlastností alk. kovov (1. skupina) a minc. kovov (11. skupina)

Vlastnosť	1. skupina	11. skupina
Charakt. oxidačné čísla	Vždy +I	Ag +I (Cu a Au len zriedkavo)
Chemická reaktivita	Veľmi veľká, rastie v skupine so zväč. prot. čísla	Veľmi malá, klesá v skupine so zväč. prot. čísla
Hustoty	Veľmi malá, klesá v skupine so zväč. prot. čísla (0,5 až 1,9 cm <sup>-3</sup> )	Vysoká, rastie v skupine so zväč. prot. čísla (9 až 19 cm <sup>-3</sup> )
Body topenia	Veľmi malá, klesá v skupine so zväč. prot. čísla (181 až 29 °)	Vysoká, všetky okolo 1000 °C
Redoxné reakcie vo vode	Nie sú	Áno napr. $2\text{Cu}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
Rozpustnosť bežných solí	Všetky sú rozpustné	Zlúčeniny v oxid. stave +I sú nerozpustné

Porovnanie vlastností horčíka a zinku (Video)

Vlastnosť	Mg	Zn
Iónový polomer	72 pm	74 pm
Oxidačný stav	+II	+II
Hydratovaný ión	$[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
Farba iónu	bezfarebný	bezfarebný
Rozpusťné soli	chlorid, síran	chlorid, síran
Nerospusťné soli	uhličitan	uhličitan
Chlorid	kovalentný, hydrokópický	kovalentný, hydrokópický
Hydroxid	zásaditý	amfotérny

## "Combo" prvky

Molekula CO sa podobá na molekulu  $N_2$ . Napr. obidve molekuly obsahujú trojitú väzbu a majú podobnú teplotu varu:  $-196^\circ\text{C}$  ( $N_2$ ) and  $-190^\circ\text{C}$  (CO). Molekuly CO aj  $N_2$  sú izoelektrónové.

"Combo" prvky - vyjadrujú izoelektrónové správanie v ktorých suma valenčných elektrónov dvojice atómov toho istého prvku zodpovedá sume valenčných elektrónov dvoch horizontálne susediacich prvkov.

"Combo" prvok môžeme definovať ako kombináciu prvku  $(n-x)$ . skupiny s prvkom  $(n+x)$  skupiny za tvorby zlúčenín zodpovedajúcich zlúčenine tvorenej prvkom  $n$ . skupiny.

### **Bór-dusík analógy uhľikových častíc**

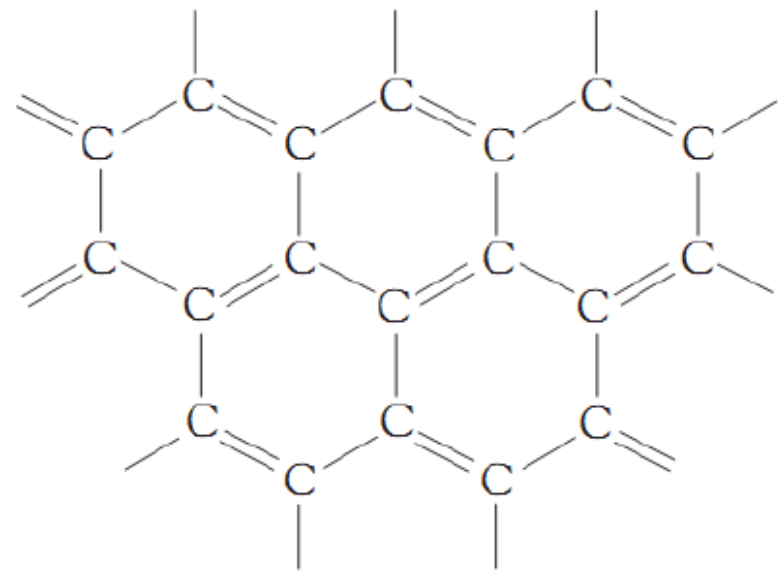
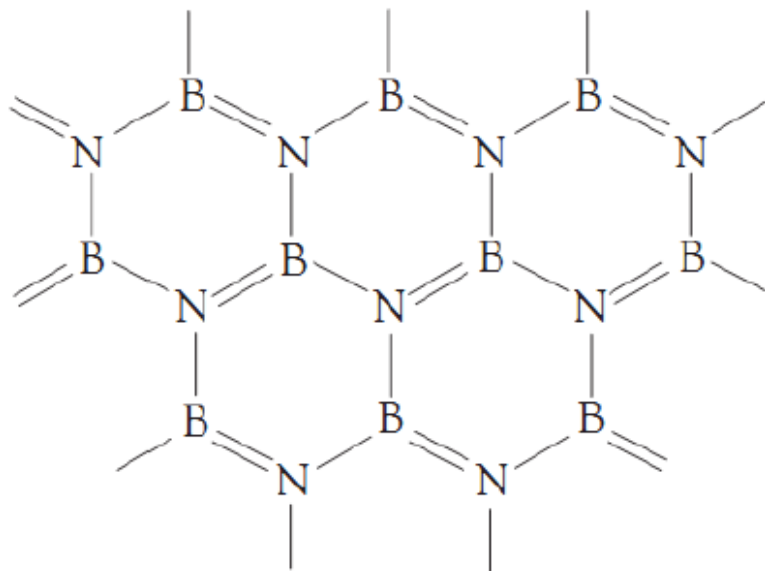
Najlepším príkladom "Combo" prvkov - kombinácia atómov bóru a atómov dusíka. Bór má o jeden elektrón menej a dusík o jeden elektrón viac ako uhlík. Mnoho rokov sa chemici snažili pripraviť analógy zlúčenín uhlíka, ktoré obsahujú atómy B a N.

Dve alotropické modifikácie uhlíka – grafit (mazivo) a diamant.

Obe modifikácie pri zahrievaní horia za vzniku plynného  $CO_2$ , čo vylučuje ich využitie na vysokoteplotné aplikácie. Avšak BN je na to ideálny.

Nitrid bóritý BN – má štruktúru typu grafitu a je to výborné vysokoteplotné chemický odolné mazivo.

- na rozdiel od grafitu BN je biela tuhá látka, ktorá nevedie elektrický prúd. Tento rozdiel je pravdepodobne spôsobený rozdielnym spôsobom uloženia vrstiev v kryštáloch. V BN je vzdialenosť vrstiev podobná ako v grafitu, avšak atómy  $B^{\delta+}$  sú umiestnené nad atómami  $N^{\delta-}$ . To vysvetľuje aj slabší aromatický charakter vrstiev. V grafitu sú atómy uhlíka jednej vrstvy presne nad atómami uhlíka druhej vrstvy.



## “Combo” prvky a polovodiče

Je možné použitie izoelektrónových kombinácií na získanie polovodičových prvkov s požadovanými vlastnosťami.

Záujem o prvky 4. periódy nachádzajúcich sa okolo Ge. Ge má štruktúru diamantu (takúto má aj jedná z dvoch foriem sfaleritu).

Príklady zlúčenín (“combo” prvkov) majúcich štruktúru diamnatu (ZnS): GaAs, ZnSe a CuBr (izoelektrónové zlúčeniny).

Avšak, dva prvky nemusia nevyhnutne pochádzať z tej istej periódy. Oveľa všeobecnejšie môžeme konštatovať, že suma valenčných elektrónov musí byť osem. Tento vzájomný elektrónový vzťah je známy ako Zintllov princíp.

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

Kombinácie prvkov, ktoré tvoria tuhé Zintlóvé zlúčeniny

(Možné dvojice izoelektrónových častíc sú vyznačené identickým tieňovaním).

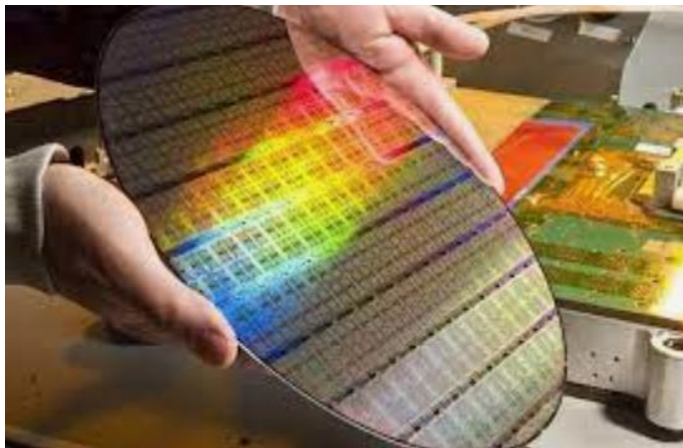
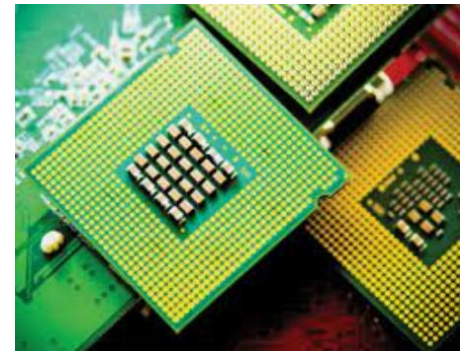
# Príklady používaných polovodičov

- Si, Ge, **SiC**
- AlAs, AlN, AlP
- **GaAs**, GaSb, **GaN**, GaP
- InN, InP
- ZnO, ZnS, ZnSe, ZnTe, CdSe, **CdTe**,

SiC



GaAs



CdTe



GaN