

Х. Периоден систем (4 часа)

Периоден систем Историски развој

- Периодниот систем е најважниот алат за памтење на хемиските факти.
- Периодниот систем е заснован на периодичните својства на електронската конфигурација.
- Елементите во иста колона (група) имаат ист број на валентни електрони.
- Сличностите во хемиското однесување на елементите што припаѓаат на иста група се заради сличностите во конфигурацијата на валентните електрони.

Во 1800 година идентификувани биле 31 елемент, а 1865 год., 63 елементи.

1869: Дмитри Менделеев и Lothar Meyer: *Елементите можат да се подредат според атомската маса. Кај елементите подредени според големината на атомските маси се забележува периодичност во својствата.*

- Во тоа време не биле познати галиумот, германиумот, скандиумот, технициумот, рениумот и протактиниумот. *Менделеев го предвидел постојењето на овие елементи и ги предскажал (со голема точност) нивните својства и својствата на некои од нивните соединенија!*
- 1913 година Henry Moseley утврдил дека круцијално својство според кое се подредени атомите во периодниот систем е **атомскиот број** (или некаде наречен реден број) кој го означува бројот на протони во атомското јадро, односно бројот на електрони во неутралниот атом.

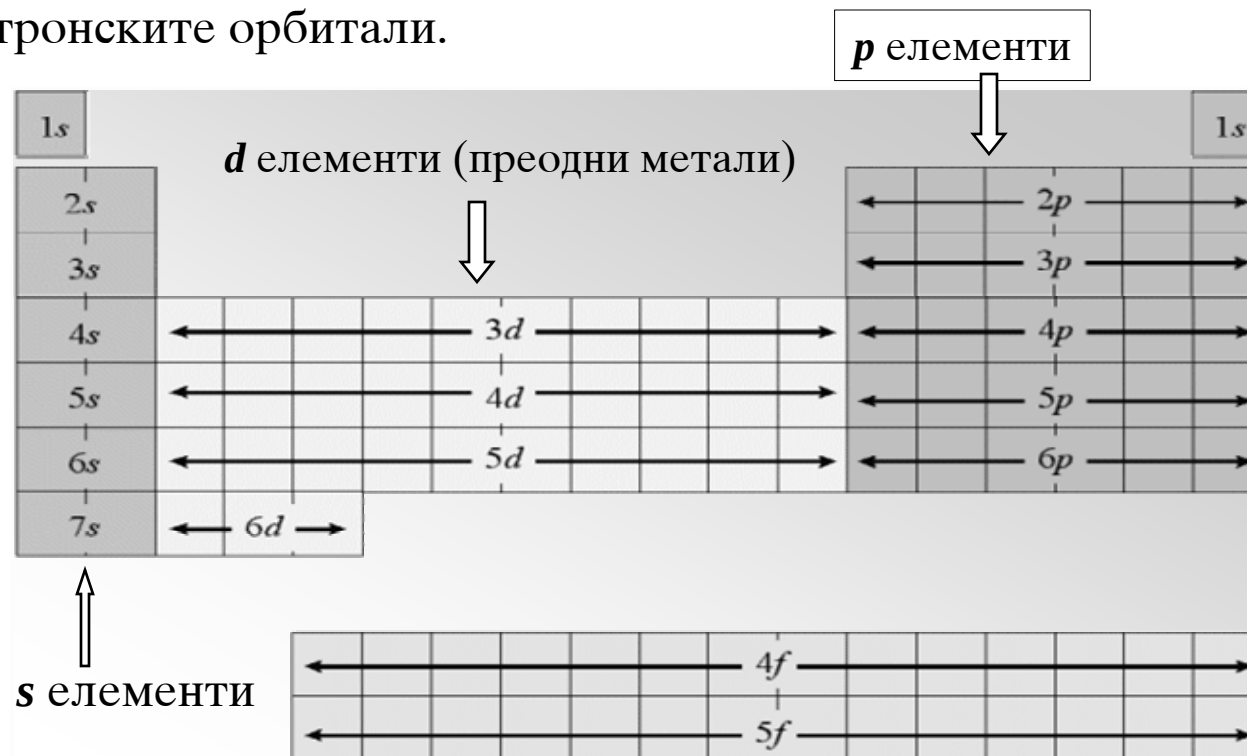
Структура на периодниот систем

- Седум хоризонтални низи-*периоди*.
- Осум вертикални колони-*групи*.
- Секоја група се состои од две подгрупи: подгрупа А и Б (А-главна подгрупа, Б-споредна подгрупа);
 - VIII-В група е наречена *нулта група* (инертни гасови).
- На левата страна-типични метали
- На десната страна-типични неметали
- Бројот на периодата се поклопува со вкупниот бројот на електронски слоеви во електронската конфигурација на елементите што припаѓаат на таа периода.
- Елементите во рамките на една група имаат слични својства заради идентичните типови на валентни електрони.
- Максималната вредност на оксидациониот број се соопфаѓа со бројот на групата.
- Во осмата А група постојат три фамилии на елементи: фамилиј на Fe, на Ru и на Os.

Електронска конфигурација и периоден систем

Редоследот на елементите во периодниот систем е во врска со начинот на пополнување на електронските орбитали.

Оние електрони што се наоѓаат во орбиталите со највисока енергија што учествуваат во образувањето на хемиските врски се нарекуваат **валентни електрони**.



s, p и **d** елементи. **s, p** - главни групи елементи, **d** - преодни метали.

- $n = 1$ (s орбитала), **ПРВА ПЕРИОДА**: H: $1s^1$, He: $1s^2$
- $n = 2$ (s, p орбитали), **ВТОРА ПЕРИОДА**: Li: $[\text{He}]2s^1$... B: $[\text{He}]2s^22p^1$ Ne: $[\text{He}]2s^22p^6$
- $n = 3$ (s, p, d орбитали), **ТРЕТА ПЕРИОДА**: Na: $[\text{Ne}]3s^1$... Ar: $[\text{Ne}]3s^22p^6$
(d орбиталиите не се пополнети)
- $n = 4$ (s, p, d, f орбитали), **ЧЕТВРТА ПЕРИОДА**:
K: $[\text{Ar}]4s^1$, Ca: $[\text{Ar}]4s^2$ Zn: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}$
(f орбиталиите не се пополнети),

Кај хромот и бакарот се јавува отстапување од очекуваната електронска конфигурација. Кај хромот се очекува конфигурација **Cr: $[\text{Ar}]4s^23d^4$** , но таа е **Cr: $[\text{Ar}]4s^13d^5$** . Еден електрон од **$4s$** преминал во **$3d$** орбиталата. При тоа, сите електрони во **$4s$** и **$3d$** орбиталите имаат паралелни спинови и сите се наоѓаат во посебни орбитали. Во ваква состојба електрон-електрон одбивните интеракции се најмали. Покрај ова, важно е да се запомни дека состојбата на целосно пополнети електронски потслоеви е најстабилна, но и состојбата на полупополнети електронски потслоеви е исто така енергетски стабилна состојба. Затоа електронската конфигурација на хромот **Cr: $[\text{Ar}]4s^13d^5$** е поповолна (со пониска енергија) отколку состојбата во која само **$4s$** потслојот би бил целосно пополнет, а **$3d$** потслојот не би бил пополнет ниту до половина. Од истите причини електронската конфигурација на бакарот е **Cu: $[\text{Ar}]4s^13d^{10}$** . Од Ga до Kr се пополнува **$4p$** орбиталата, **Kr: $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$** .

- $n = 5$ (s, p, d, f орбитали), **ПЕТТА ПЕРИОДА:**

Rb: $[\text{Kr}]5s^1$, од итриумот до кадмиумот се пополнува **4d** орбиталите, а од индиумот до ксенонот **5p** орбиталите.

- $n = 6$ (s, p, d, f орбитали), **ШЕСТА ПЕРИОДА:**

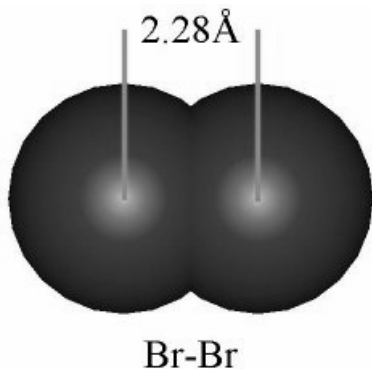
Cs: $[\text{Xe}]6s^1$, кај лантанот има отстапување, **La:** $[\text{Xe}]6s^25d^1$. За La би се очекувала конфигурација **La:** $[\text{Xe}]6s^24f^1$, бидејќи **4f** потслојот има пониска енергија од **5d**. Но, после оваа неправилност, навистина започнува да се пополнува **4f** потслојот. Во него можат да се сместат 14 електрони. Елементите што го пополнуваат овој потслој се наречени лантаниди или “*рејџки земји*”. Тие се дадени издвоено од главниот блок на елементи. Тоа се елементите од цериумот до итербиум. После лантанот, следува лутециум и уште осум елементи заклучно со живата, при што се пополнуваат **5d** орбиталите, **Hg:** $[\text{Xe}]6s^25d^{10}4f^{14}$.

Периодични својства на атомите

Атомскиот радиус, електронскиот афинитет и енергијата на јонизација се својства на атомот коишто зависат од неговата електронска конфигурација. Овие својства се од особена важност за разбирањето и предвидувањето на хемиската реактивност на атомот и затоа е неопходно детално да се проучат.

Ц.1 Атомски радиус

Атомски радиус е определен врз основа на претпоставката дека атомите се сфери. (**Забелешка:** Препоставениот сферен облик на атомот е само груба апроксимација за реалниот облик.) Кај двоатомските молекули изградени од ист вид на атоми, атомскиот радиус се определува како половична вредност од растојанието помеѓу центрите на двете атоми, за кои се претпоставува дека имаат сферен облик. Кај металите, атомскиот радиус се определува како половична вредност од растојанието помеѓу два атоми во рамките на металната кристална решетка.

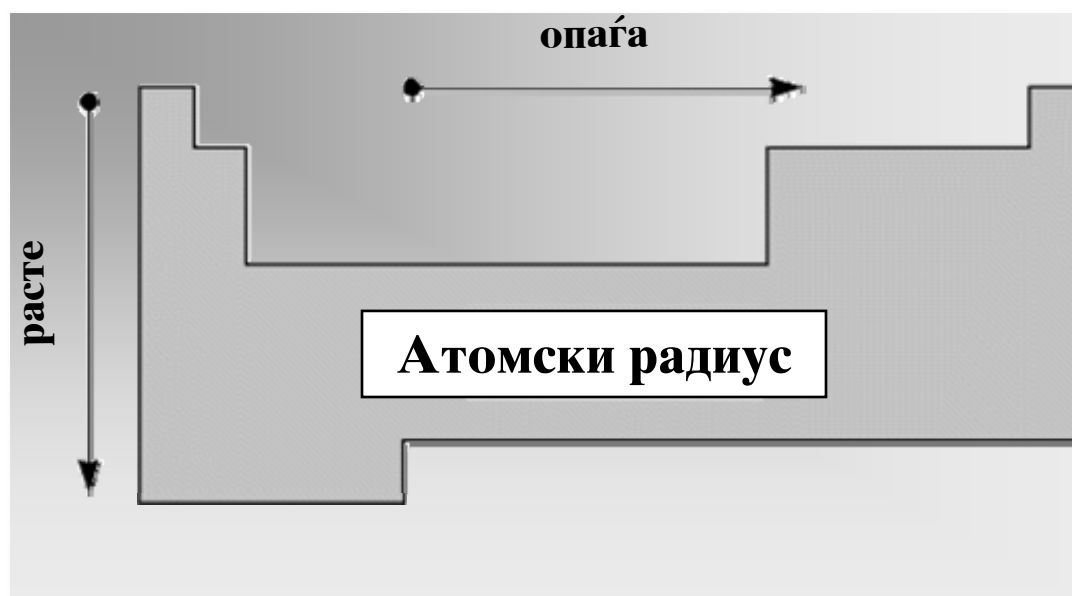


Br-Br растојание во Br_2 е $2.28 \text{ \AA}$, според тоа радиусот на Br атомот е $1.14 \text{ \AA}$

C-C растојанието е $1.54 \text{ \AA}$, радиусот на C атомот е $0.77 \text{ \AA}$

Главни фактори што ја определуваат големината на атомскиот радиус:

- ▶ *главниот квантен број*
- ▶ *ефективниот полнеж на атомското јадро*



Генерален тренд на промена на атомскиот радиус на елементите во периодниот систем што ги пополнуваат s и p орбиталите

- Долж една периода (од лево на десно) бројот на електроните кои вршат екранирање е константен, а расте само бројот на валентните електрони и бројот на протоните, одосно атомскиот број.
- Долж периодата расте Z_{ef} , па валентните електрони бидуваат посилно привлечени кон атомското јадро што доведува до опаѓање на атомскиот радиус.

Пример: Кај елементите што ги пополнуваат **3p** орбиталите бројот на електрони кои вршат екранирање е 12 и конфигурацијата на екранирачките електрони е **(1s²2s²2p⁶3s²)**.

Елемент	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Атомски број Z	13	14	15	16	17	18
Z_{ef}	1+	2+	3+	4+	5+	6+

Забелешка: Вредноста Z_{ef} во горната табела се однесува на валентните електрони на наведените елементи сместен во **3p** орбиталите.

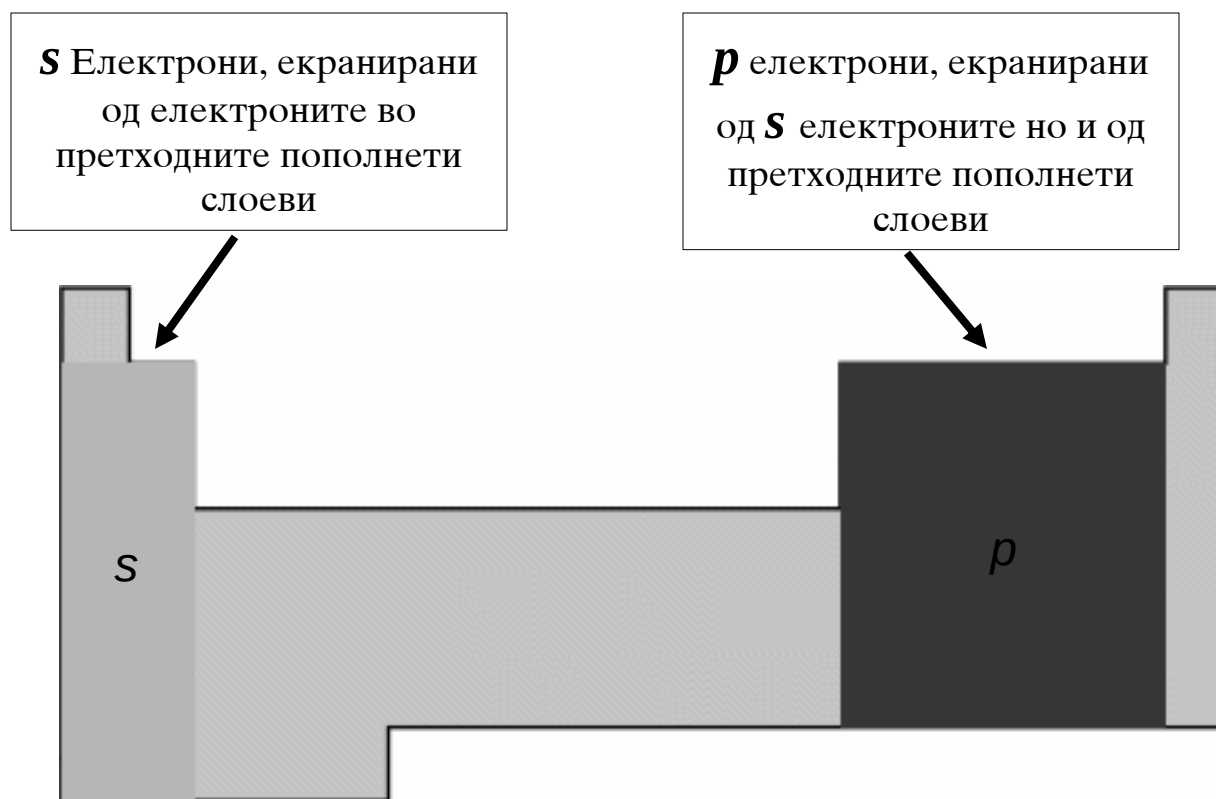
- Долж една група (од горе на долу) расте главниот квантен број со што расте бројот на електроните што вршат екранирање, но значително расте и полнежот на јадрото. **Ефективниот полнеж осигурува практично константен.** Меѓутоа, заради растењето на главниот квантен број, расте големината на орбиталите и крајниот ефект е пораст на атомскиот радиус.

Пример: 1А група елементи

Атомски број	Елемент	Електронска конфигурација	Z_{ef}	Главен квантен број на валентните електрони
3	Li	$1s^2 2s^1$	1+	2
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1+	3
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1+	4
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	1+	5

Забелешка: Вредноста Z_{ef} во горната табела се однесува на валентниот електрон на наведените елементи сместен во s орбиталата со највисока енергија.

Шематски приказ на степенот на екранираност на **s** и **p** електроните на
соодветните елементи во периодниот систем



	1A (1)										8A (18)
1	H 37 ●										He 31 ●
		2A (2)									
2	Li 162 ●	Be 112 ●									
3	Na 186 ●	Mg 190 ●									
4	K 227 ●	Ca 197 ●									
5	Rb 248 ●	Sr 215 ●									
6	Cs 265 ●	Ba 222 ●									
7	Fr (270) ●	Ra (220) ●									

Шематски приказ на на релативните размери на атомските радиуси на елементите во периодниот систем.

Електронски афинитет

Афинитет, доаѓа од латинскиот израз што значи меѓусебна привлечност, блискост, сродност итн.

Електронскиот афинитет е физичката величина што го отсликува афинитетот или пак одбивноста на атомот (или јонот) за примање на нов електрон.

Електронскиот афинитет квантитативно се изразува преку количината на апсорбирана или ослободена енергија во процесот во којшто атомот (или јонот) на некој елемент во гасна состојба прима еден електрон.

При тоа, количината на ослободена или апсорбирана енергија секогаш се однесува на еден мол единици. Опишука, единиците за електронскиот афинитет се $J\ mol^{-1}$, или најчесто $kJ\ mol^{-1}$.

Енергетскиот ефект на тој процес може да биде ***екзотермен***, што укажува дека атомот има склоност да прима нов електрон. Но, енергетскиот ефект може да биде ***ендоермен***, што укажува дека атомот нема склоност кон примање нов електрон.

За поголемиот број неутрални атоми или позитивни јони, примањето на електрон е придружено со ослободување на енергија.



Електронскиот афинитет на хлорот е -328 kJ/mol (енергија се ослободува, егзотермен процес).

Колку е јосилно привлекувањето на примениот електрон од сирана на јадро, толку е процесот јосилно егзотермен (поголема е вредноста на ослободената енергија).

Кај некои елементи со пополнети електронски слоеви или пополнети потслоеви, новиот електрон мора да биде сместен во повисоко енергетско ниво. При тоа неопходно е да се вложи енергија за додавање на еден електрон во атомот, зашто се нарушува енергетската стабилност на атомот. Во ваков случај примањето на нов електрон е ендотермен процес, а анјонот формиран при тој процес е нестабилна честичка. На пример, електронскиот афинитет на Ne е ендотермен процес. Ne има целосно пополнет прв и втор електронски слој, и новиот електрон мора да биде сместен во третиот електронски слој, со што значително се нарушува енергетската стабилност на атомот. Додека, електронскиот афинитет на F (елементот пред Ne) има силно егзотермен електронски афинитет. На F му недостасува само еден електрон за да ја постигне стабилната електронска конфигурација на Ne. Според ова, вредностите за електронскиот афинитет јасно покажуваат дека F има силна тенденција за примање еден електрон од некој друг атом, додека Ne нема тенденција да прими електрон. Овие факти имаат силно влијание врз хемиското однесување на елементите.

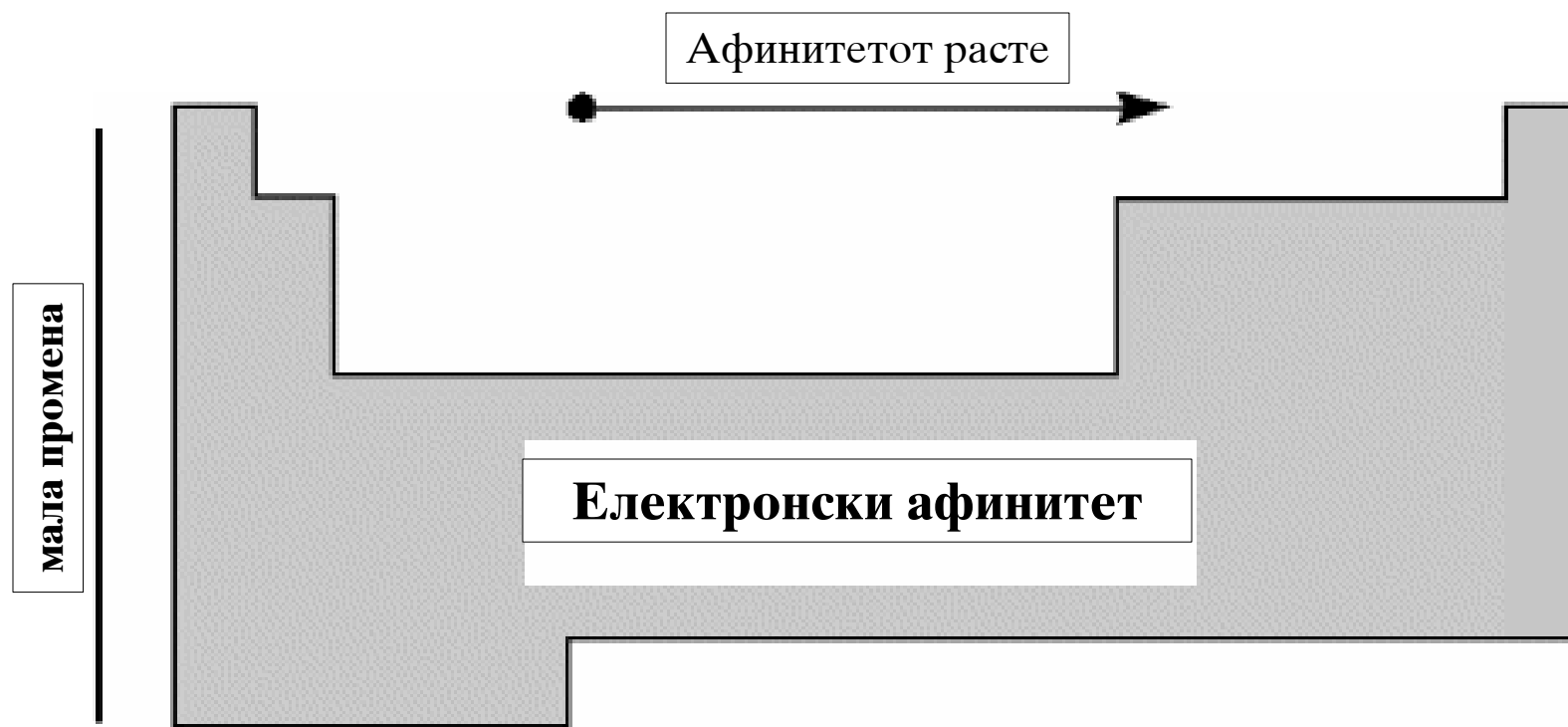
Електронски афинитет (kJ/mol)

1A	2A		3A	4A	5A	6A	7A	8A
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 -4		Ga -30	Ge -119	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0
Rb -47	Sr -11		In -30	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0
s потслоеви			p потслоеви					

Вредности за електронските афинитети на s и p елементите

Вредностите за електронскиот афинитет стануваат се понегативни (поизразено егзотермни) одејќи од лево на десно долж периодите, заради порастот на привлечните сили на атомското јадро (пораст на Z_{ef}).

Долж групите, електронскиот афинитет не се менува значително.



Генерален тренд на промена на афинитетот кон електронот во периодниот систем.

Забелешка: По поимот “пораств на електронскиот афинитет” се подразбира пораст на тенденцијата за примање на електрон, што резултира со пораст на ослободената енергија при примањето на електронот. Со други зборови, колку електронскиот афинитет е погзотермен процес, толку е тенденцијата за примање нов електрон поизразена.

Енергија на јонизација

- Енергијата на јонизација на некој атом е мерка за силата со која атомот ги привлекува своите електрони.

Енергија на јонизација е минималната количина на вложена енергија неопходна за отстранување на еден електрон од атомот на некој елемент во гасовитата состојба.

При тоа, количината на апсорбирана енергија секогаш се однесува на еден мол единици. Овшемука, единиците за енергијата на јонизација се J mol^{-1} , или најчесто kJ mol^{-1} .

Со одземање на еден или повеќе електрони од атомот се формира позитивно наелектризирана честичка, позитивен јон, или катјон. Може да се дефинира ***прва енергија на јонизација*** (отстранување на еден електрон), ***втора енергија на јонизација*** (отстранување на два електрони) итн.



Колку е повисока енергијата на јонизација, толку е потешко отстранувањето на електронот.

Со одземањето на електронот, вкупниот полнеж на јадрото е поголем од вкупниот полнеж на електроните. Со тоа, значително е зголемена силата со која јадрото ги привлекува електроните. Од оваа причина, за секое понатамошно одземање на електрони (втора, трета... енергија на јонизација) неопходна е се поголема енергија.

Енергии на јонизација изразени во kJ/mol

Елемент	I_1	I_2	I_3	I_4
Na	496	4560		
Mg	738	1450	7730	
Al	577	1816	2744	11600

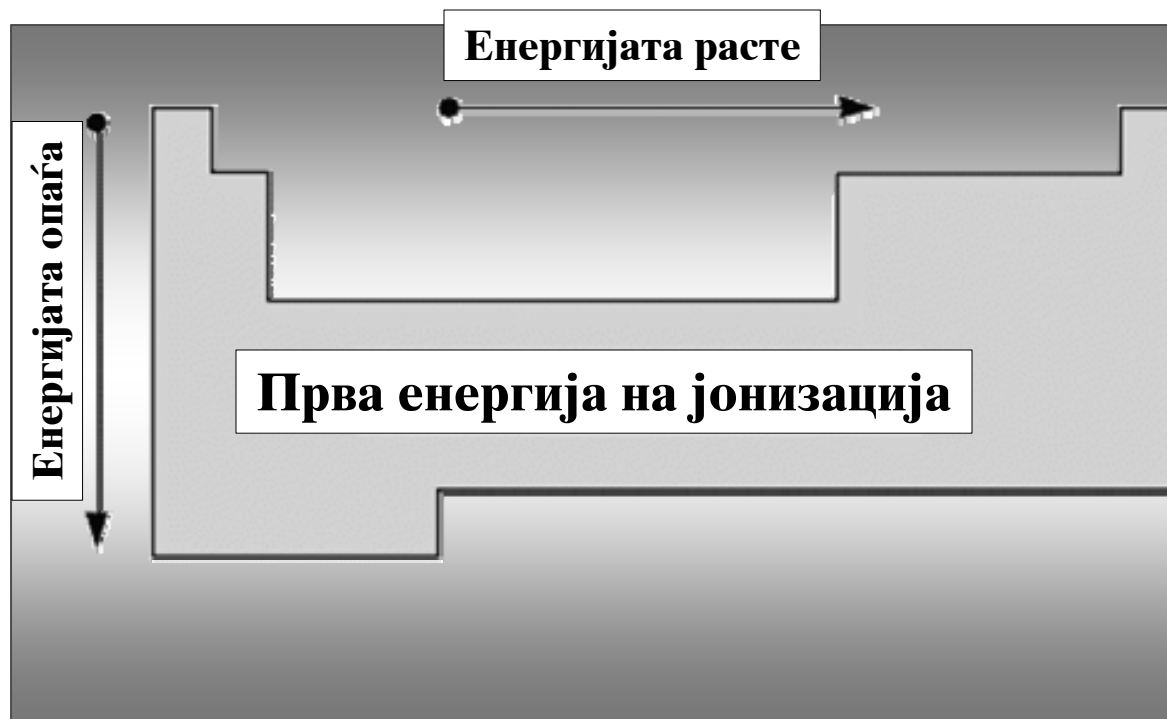
I_1 -прва енергија на јонизација

I_2 -втора енергија на јонизација

I_3 -трета енергија на јонизација

I_4 -четврта енергија на јонизација

Генерален тренд на промена на првата енергија на јонизација во периодниот систем



Долж периодите (од лево на десно) расте Z_{ef} , односно расте привлечната сила помеѓу јадрото и електроните што доведува до пораст на енергијата на јонизација.

Долж групите, расте главниот квантен број, односно растојанието помеѓу јадрото и електроните, што доведува до опаѓање на енергијата на јонизација.