

Periodičnost svojstava kemijskih elemenata

Kemijski elementi pokazuju periodičnost svojih svojstava koja se može objasniti njihovom elektronskom konfiguracijom. Zbog toga su svi do sada poznati elementi uvršteni u tablicu koju poznamo pod imenom

PERIODNI SUSTAV KEMIJSKIH ELEMENATA



















Jedno od najkorisnijih svojstava periodnog sustava elemenata je procjenjivanje kemijskih svojstava elemenata na sažet način.

Periodni sustav elemenata se sastoji od okomitih stupaca (skupina periodnog sustava) i vodoravnih redova (perioda) u kojima su elementi poredani po rastućem atomskom broju, tj. broju protona u jezgri odnosno elektrona u jezgri elektronskom omotaču.

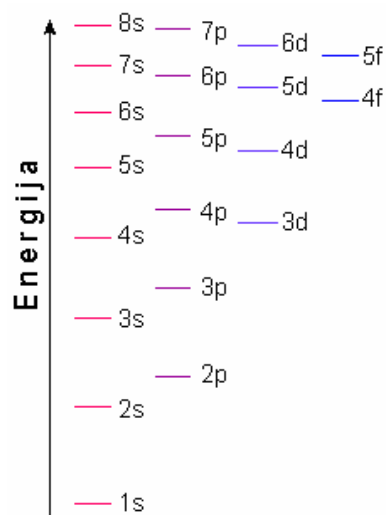
A) Elektronska konfiguracija:

Popunjavanje periodnog sustava odgovara popunjavanju orbitala, posljedično, periodni sustav elemenata je koristan za anticipiranje i razumijevanje elektronske konfiguracije atoma elemenata u njihovom temeljnom stanju.

Sljedeća slika pokazuje primjer popunjenosti orbitala atoma u temeljnom stanju za nekoliko početnih elemenata periodnog sustava. Svako dalje popunjavanje Periodnog sustava znači postupno mijenjanje elektronske konfiguracije elemenata.

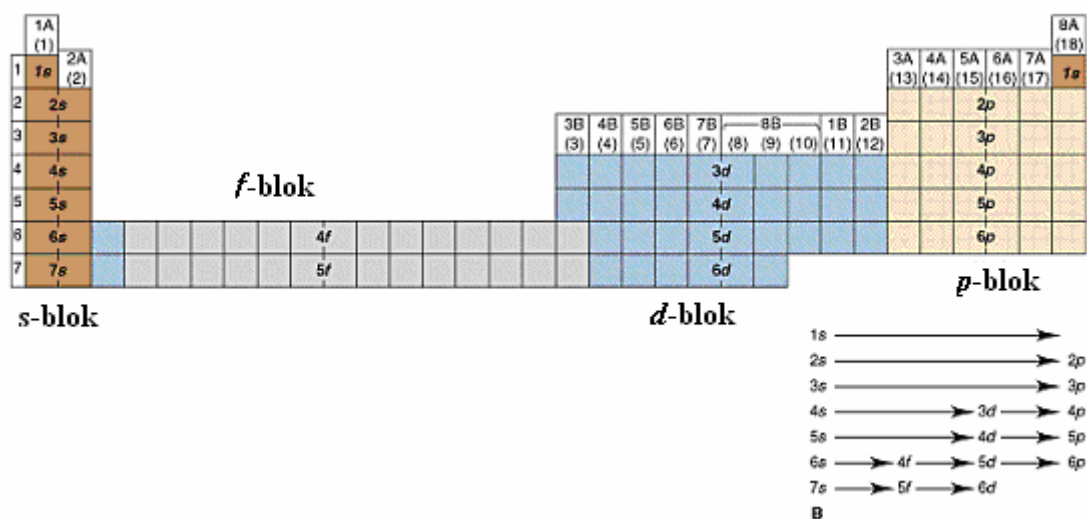
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
n	H 1							He 2
1								
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
								
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
								

Na sljedećoj slici pokazan je približan odnos energijskih razina atomskih orbitala koji određuje način i sljed kojim elektroni popunjavaju atomske orbitale u temeljnom stanju atoma (najniže energije).



Zasjenjenje naboja jezgre elektronima unutrašnjih ljusaka uvjetuje popunjavanje **4s prije 3d, 5s prije 4d i 4f**, itd.

Periodni sustav je jednostavan način pamćenja reda popunjavanja atomskih orbitala, a možemo ga podijeliti u četiri “bloka” odgovarajućih orbitala koje se popunjavaju. To je pokazano na sljedećoj slici.

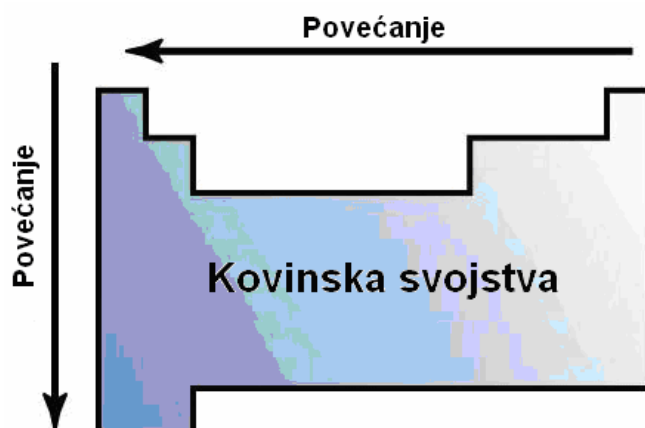


B) Svojstva elemenata

Činjenica da elementi istih skupina periodnog sustava imaju jednaku elektronsku konfiguraciju vanjske (valentne) ljuske ima važan utjecaj na svojstva elemenata. S lijeva na desno u periodnom sustavu elementi se mogu klasificirati kao kovine ili kao nekovine.

- Nekovine su na desnoj strani periodnog sustava. One posjeduju izolacijska svojstva i lako reagiraju s kovinama
- Metaloidi razdvajaju kovine od nekovina i posjeduju prelazna svojstva.
- Kovine su na lijevoj strani periodnog sustava i lako reagiraju s nekovinama.

- iv) Plemeniti plinovi su potpuno desno u periodnom sustavu i kemijski su postojani zbog popunjene valentine ljuske.



C) Veličine atoma

- Elektronskom valu u atomu, vrijednost vlastite funkcije, ψ , opada eksponencijalno s udaljavanjem od jezgre pa u tom smjeru **opada** i **vjerojatnoća pronalaženja elektrona** prema 0. Atomska orbitala **nema** čvrsto definiranu granicu jer rub vanjske elektronske ljuske nije strogo definiran niti je čvrst, nego ovisi o vjerojatnoći nalaženja elektrona. *Granična površina* kojom se predstavljaju orbitale označava volumen u kojem se s **90%**-tnom sigurnošću može pronaći elektron. Zbog toga se atomu ne može točno definirati njegov polumjer ili volumen.

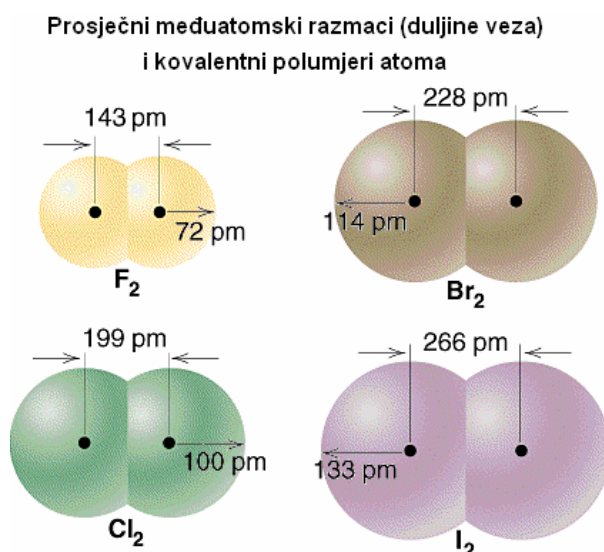
Veličina atoma je ovisna o **načinu njenog mjerenja** i o **agregatnom stanju** tvari.

- Polumjer atoma je najčešće definiran udaljenošću atoma od njegovog najbližeg susjeda (točnije *polovinom* udaljenosti). Ona pak ovisi o tome da li je atom vezan disperzijskim silama ili kovalentnom, ionskom odnosno kovinskom *vezom*.

Zbog toga se veličine atoma definiraju na nekoliko načina:

- **van der Waalsov polumjer** – najmanja udaljenost na koju se mogu približiti dva atoma susjednih molekula. Primjer: vodikovom atomu je elektronska gustoća gotovo zanemariva na udaljenosti od jezgre >0.12 nm. Zbog toga atom možemo promatrati kao sferu toga polumjera, koji nazivamo *van der Waalsov polumjer* po nizozemskom fizičaru J. D. van der Waals (1837.-1923.).
- **Kovalentni polumjer** – najmanja udaljenost na kojoj se nalaze dva atoma u molekuli, tj. odnosi se na dužinu veza koje tvore nekovinski atomi. Primjer: u molekuli vodika, H_2 ,

atomske jezgre su udaljene 0.074 nm, iz čega se može izračunati kovalentni polumjer vodikovog atoma od 0.037 nm. Kovalentni polumjeri su otprilike aditivni pa se njihovim korištenjem može procijeniti volumen različitih molekula.



- **Kovinski (metalni) polumjer** – definiran je kao *polovina eksperimentalno određenog razmaka između jezgara susjednih atoma kovine u krutoj fazi*.
- **Ionski polumjer** – odnosi se na *dužinu veze između kationa i aniona u ionskom spoju* i mnogo je neodređenije definiran nego prethodni polumjeri. Ionski polumjeri se definiraju i za otopine pri čemu ovise o broju vezanih molekula otapala.

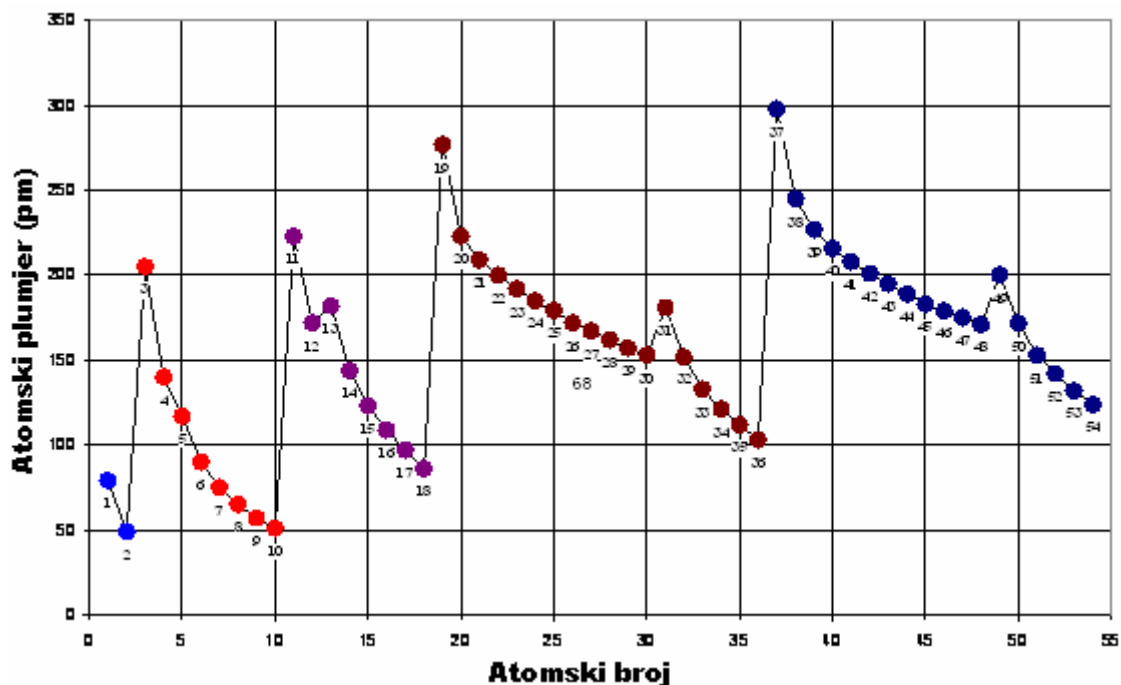
Veličine atoma se mijenjaju sustavno i periodično. Na slici su elementi poredani prema relativnoj veličini valentne ljuske.

Elementi glavnih skupina

1	2	3	4	5	6	7	8
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Uočljivo je da se veličine atoma elemenata iste periode smanjuju od lijeva u desno. To je posljedica povećavanja atomskog broja, odnosno broja protona u jezgri. Sve **veći pozitivan naboj jezgre** sve **jače privlači elektrone** što smanjuje vanjsku elektronsku ljusku.

U istoj skupini veličina atoma raste s povećanjem glavnog kvantnog broja (periode) a to je posljedica **povećanja energije elektrona i veličine orbitala s većim kvantnim brojem n** (veća energija atomske orbitale znači njen veći polumjer), odnosno **zasjenjenja** pozitivnog naboja jezgre elektronima unutrašnjih orbitala.



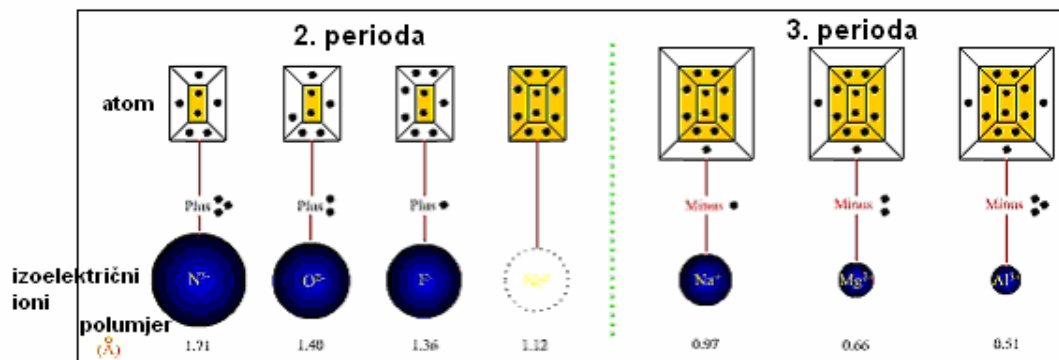
Veličine atoma poučno je usporediti s veličinama iona.

Polumjeri kationa manji su od polumjera atoma istog elementa zbog nastalog viška pozitivnog naboja jezgre u odnosu na negativni naboj elektronskog omotača koji je smanjen odlaskom elektrona.

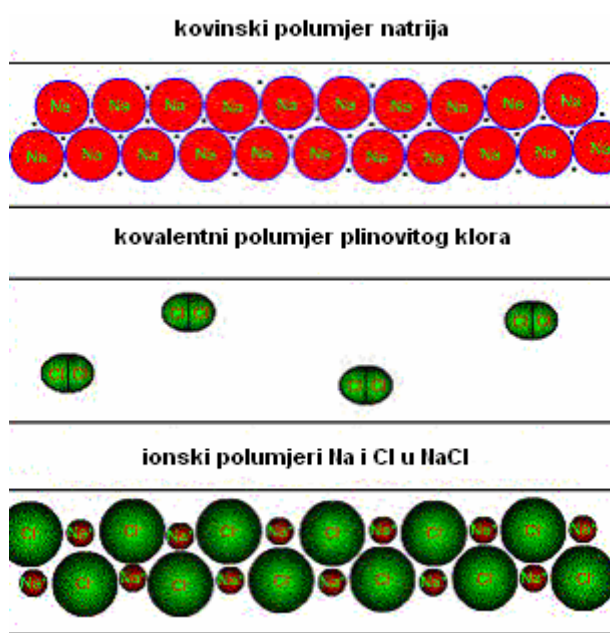
Polumjeri aniona veći su od polumjera atoma istog elementa zbog manjeg pozitivnog naboja jezgre od negativnog naboja elektronskog omotača koji je povećan primanjem elektrona.

Utjecaj smanjenja ili povećanja pozitivnog u odnosu na negativni naboj u ionima zorno je pokazan na sljedećim slikama;

a) za **izoelektronske** konfiguracije iona,



b) za stvaranje **sol**i.



Veličine nekih iona elemenata glavnih skupina Periodnog sustava kemijskih elemenata pokazane su na sljedećoj slici:

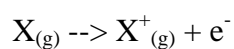
ionski polumjeri nekih elemenata

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

D) Ionizacijske energije

Ionizacijska energija je energija potrebna za uklanjanje elektrona iz atoma (X).



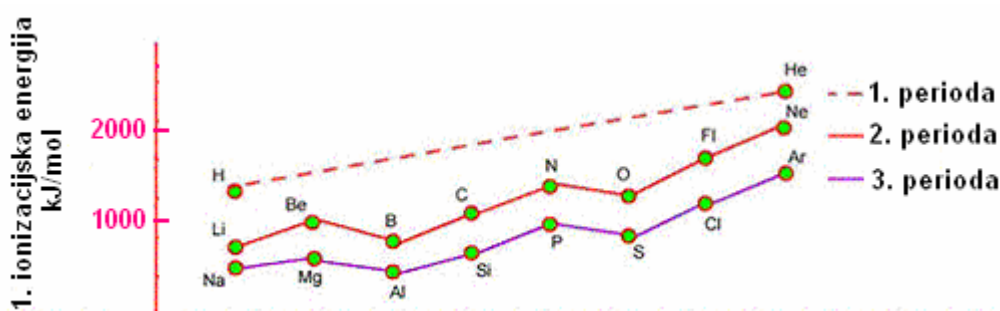
IE_1 = *prva* ionizacijska energija

Simbolom IE_1 označavamo energiju potrebnu za uklanjanje prvog elektrona. Prvo se uklanja elektron iz orbitale vanjske ljuske koji ima najveću energiju, no dalje dodavanje energije uzrokuje gubitak sljedećeg elektrona koji je kvantificiran *drugom* ionizacijskom energijom, IE_2 .



Svako sljedeće uklanjanje elektrona iz sve pozitivnije čestice zahtjeva sve veću energiju: $Al \rightarrow Al^+ + e^-$; $IE_1 = 580 \text{ kJ/mol}$, $Al^+ \rightarrow Al^{2+} + e^-$; $IE_2 = 1815 \text{ kJ/mol}$; $Al^{2+} \rightarrow Al^{3+} + e^-$; $IE_3 = 2740 \text{ kJ/mol}$.

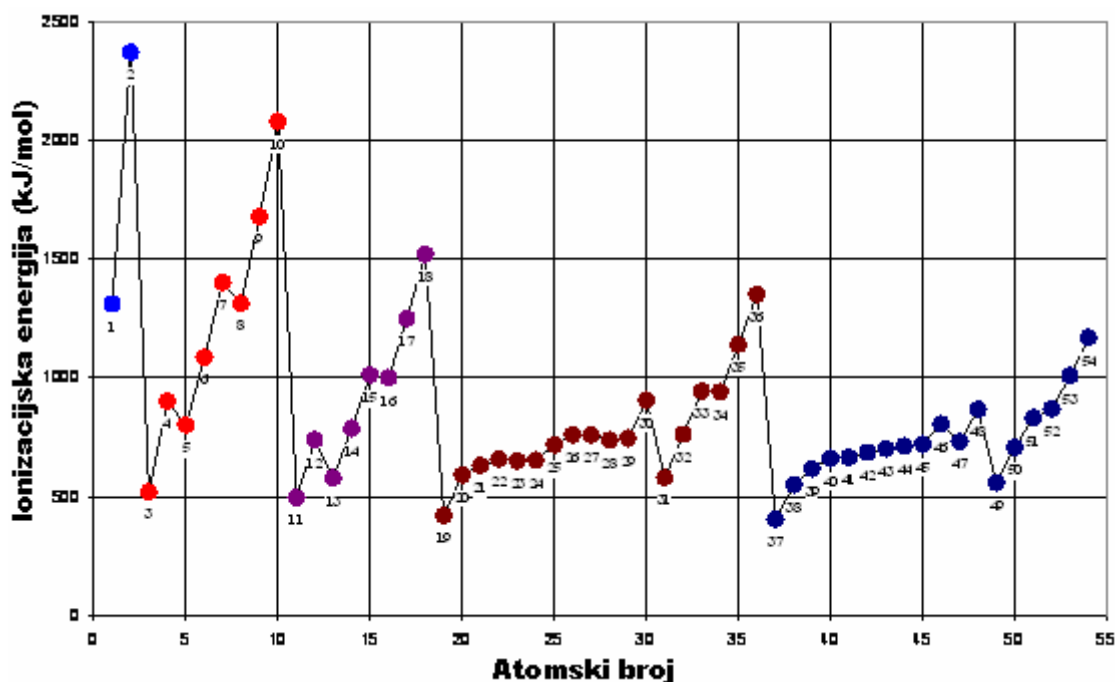
Periodičnost prve ionizacijske energije ilustrirana je na sljedećoj slici:



U istoj periodi, ionizacijska energija ima trend *porasta od lijeva u desno* zbog sve većeg pozitivnog naboja jezgre, koja kulonskim silama privlači elektrone te je potrebno dovesti sve više energije za njihovo uklanjanje iz atoma.

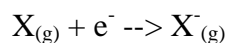
Porastom glavnog kvantnog broja elemenata iste skupine periodnog sustava IE se *smanjuje*.

Drastična *razlika između IE_1 atoma helija i litija* posljedica je smještanja posljednjeg litijevog elektrona u *orbitalu druge ljuske* u kojoj elektron ima daleko veću energiju nego elektroni u prvoj ljusci (kvantni broj n određuje energiju elektrona, elektroni unutrašnje ljuske jako *zasjenjuju* naboj jezgre!).



Elektronski afinitet (elektroafinitet)

Elektronski afinitet je promjena energije povezana s primanjem dodatnog elektrona,



$$EA = \text{elektronski afinitet}$$

odnosno lakoća primanja dodatnog elektrona u vanjsku ljusku elektronskog omotača. Promjena energije može imati negativni predznak, ako se primanjem elektrona atom toliko stabilizira da je energija oslobođena u okolinu, ili pozitivni predznak, ako je za dodavanje elektrona atomu potrebno utrošiti energiju. S obzirom da je energiju dodavanja elektrona atomu teško odrediti, eksperimentalno se određuju *energije odvajanja* elektrona od iona, koje su brojčano jednake elektroafinitetu ali su suprotnog predznaka.

<table> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td>H -73</td><td></td><td></td><td>18</td></tr> <tr> <td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td><td>He >0</td></tr> <tr> <td>1</td><td>2</td><td>13</td><td>14</td><td>15</td><td>16</td><td>17</td><td></td></tr> <tr> <td>Li -60</td><td>Be ≥ 0</td><td>B -27</td><td>C -122</td><td>N +7</td><td>O -141 +844</td><td>F -328</td><td>Ne >0</td></tr> <tr> <td>Na -53</td><td>Mg ≥ 0</td><td>Al -43</td><td>Si -134</td><td>P -72</td><td>S -200 +532</td><td>Cl -349</td><td>Ar >0</td></tr> <tr> <td>K -48</td><td>Ca -2</td><td>Ga -29</td><td>Ge -116</td><td>As -78</td><td>Se -195</td><td>Br -325</td><td>Kr >0</td></tr> <tr> <td>Rb -47</td><td>Sr -5</td><td>In -29</td><td>Sn -116</td><td>Sb -103</td><td>Te -190</td><td>I -295</td><td>Xe >0</td></tr> <tr> <td>Cs -46</td><td>Ba -14</td><td>Tl -19</td><td>Pb -35</td><td>Bi -91</td><td>Po -174</td><td>At -270</td><td>Rn >0</td></tr> </table>												H -73			18								He >0	1	2	13	14	15	16	17		Li -60	Be ≥ 0	B -27	C -122	N +7	O -141 +844	F -328	Ne >0	Na -53	Mg ≥ 0	Al -43	Si -134	P -72	S -200 +532	Cl -349	Ar >0	K -48	Ca -2	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0	Rb -47	Sr -5	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0	Cs -46	Ba -14	Tl -19	Pb -35	Bi -91	Po -174	At -270	Rn >0
				H -73			18																																																																
							He >0																																																																
1	2	13	14	15	16	17																																																																	
Li -60	Be ≥ 0	B -27	C -122	N +7	O -141 +844	F -328	Ne >0																																																																
Na -53	Mg ≥ 0	Al -43	Si -134	P -72	S -200 +532	Cl -349	Ar >0																																																																
K -48	Ca -2	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr >0																																																																
Rb -47	Sr -5	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe >0																																																																
Cs -46	Ba -14	Tl -19	Pb -35	Bi -91	Po -174	At -270	Rn >0																																																																
<p>Elektroafinitet kJ/mol</p> <ul style="list-style-type: none"> >400 200-300 100-200 0-100 <0 																																																																							

Elektronski afinitet elemenata glavnih skupina Periodnog sustava.

U načelu, **elementima iste periode** se elektronski afinitet elemenata **povećava pomicanjem po periodi od lijeva u desno**. To je posljedica povećanja pozitivnog naboja jezgre, koja je u svim elementima iste periode gotovo jednako zasjenjena **unutrašnjim elektronima** čiji broj je u atomima elemenata iste periode stalan.

Unutar **iste skupine** periodnog sustava elementima se **smanjuje elektronski afinitet od vrha prema dnu** jer porastom broja unutrašnjih ljusaka, odnosno glavnog kvantnog broja n , vanjskim elektronima je pozitivan naboj jezgre sve zasjenjeniji.

Primanjem elektrona, atomi mogu postići elektronsku konfiguraciju sličnu ili jednaku kemijski različitim atomima. Dva različita atoma iste elektronske konfiguracije su **izoelektronski**.

Ionizacijska energija i elektronski afinitet su koncepti koji olakšavaju razumijevanje različitih reaktivnosti pojedinih elemenata. Može se pokazati da elementi teže primanju ili otpuštanju elektrona do postizanja izoelektronske konfiguracije **najbližeg plemenitog plina**.

Sljedeća slika pokazuje dio periodnog sustava s nekim nekovinama (žuto) i kovinama (plavo) i ione tih elemenata koje oni najčešće tvore, a koji su izoelektronični s najbližim plemenitim plinom.

	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⁺	