Povijest periodnog sustava

Sambolec, Miro

Undergraduate thesis / Završni rad

2019

Degree Grantor / Ustanova koja je dodijelila akademski / stručni stupanj: **University of Zagreb, Faculty of Science / Sveučilište u Zagrebu, Prirodoslovno-matematički fakultet**

Permanent link / Trajna poveznica: https://urn.nsk.hr/urn:nbn:hr:217:590837

Rights / Prava: In copyright / Zaštićeno autorskim pravom.

Download date / Datum preuzimanja: **2024-03-28**

Repository / Repozitorij:

Repository of the Faculty of Science - University of Zagreb

Sveučilište u Zagrebu
PRIRODOSLOVNO-MATEMATIČKI FAKULTET
Kemijski odsjek

Miro Sambolec

Student 3. godine Preddiplomskog sveučilišnog studija KEMIJA

POVIJEST PERIODNOG SUSTAVA

Završni rad

Rad je izrađen u Zavodu za Opću i anorgansku kemiju

Mentor rada: doc. dr. sc. Jana Pisk

Zagreb, 2019.

Datum predaje prve verzije Završnog rada: 5. srpnja 2019.

Datum ocjenjivanja Završnog rada i polaganja Završnog ispita: 20. rujna 2019.

Mentor rada: doc. dr. sc. Jana Pisk Potpis:

Sadržaj

§ SAŽETAK VII
§ 1. UVOD 1
§ 2. POVIJEST PERIODNOG SUSTAVA 2
2.1. Kratka povijest kemije 2
2.1.1. Antika 2
2.1.2. Srednji vijek 2
2.1.3. 17. i 18. Stoljeće 2
2.1.4. 19. Stoljeće 3
2.1.5. 20. Stoljeće 4
2.2. Kemijski simboli i označavanje elemenata 5
2.3. Razvoj periodnog sustava 7
2.3.1. Johann Döbereiner i trijade 7
2.3.2. Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois i „Zemaljski vijak“ („vis tellurique“) 8
2.3.3. John Newlands i „Zakon oktava“ 9
2.3.4. Lothar Meyer 10
2.3.5. Dmitrij Ivanovič Mendeljejev 10
2.3.6. Otkriće protona i redni broj elemenata 12
2.3.7. Moderni periodni sustav elemenata 12
§ 3. PERIODIČNOST SVOJSTAVA 17
3.1. Elektonska konfiguracija 17
3.2. Naboj jezgre 18
3.3. Veličina atoma i iona 19
3.4. Energija ionizacije 22
3.5. Elektronski afinitet 23
3.6. Elektronegativnost 25
§ 4. ZAKLJUČAK 28
§ 5. LITERATURNI IZVORI XXIX

§ Sažetak

Neki elementi poznati su još od vremena antike. Razvojem alkemije u srednjem vijeku došlo je do otkrića novih elemenata i metoda rada. U 17. i 18. stoljeću dolazi do napuštanja alkemijskih vjerovanja i počinje razvoj moderne kemije. Napretkom kemije i ostalih prirodnih znanosti otkriveni su novi elementi te se javljaju prvi pokušaji sistematizacije do tada poznatih elemenata. Uz razvoj kemije i otkrića novih elemenata javlja se potreba za jednostavnijim i jedinstvenim zapisom kemijskih simbola koje mogu pročitati svi znanstvenici.

Iako su prije trijada postojale tablice s popisom elemenata, atomskim težinama i nekim svojstvima, trijade su bile jedan od najranijih pokušaja organizacije poznatih elemenata. Nakon trijada slijedili su i drugi pokušaji organizacije elemenata. Najviše uspjeha imao je Mendeljejev koji je u svojoj tablici, periodnom sustavu, ostavio prazna mjesta za neotkrivene elemente i predvidio neka svojstva upravo tih neotkrivenih elemenata. Uz izmjene, organizacija periodnog sustava koju je on predložio zadržala se do danas.

Periodičnost svojstava poput atomskog polumjera, energije ionizacije, elektronskog afiniteta i elektronegativnosti najviše ovise o elektronskoj konfiguraciji pojedinih atoma i naboju jezgre.

§ 1. UVOD

Ruski znanstvenik Dmitrij Ivanovič Mendeljejev je 1869. predstavio svoju tablicu elemenata koja je sadržavala do tada poznate elemente. Sličnu tablicu, ali nešto kasnije, objavio je njemački znanstvenik Lothar Meyer. Premda su predložene tablice bile slične i sadržavale prazna mjesta za neotkrivene elemente, Mendeljejev je u svojoj tablici predvidio neka svojstva neotkrivenih elemenata zbog čega je njegova tablica nakon otkrića tih elemenata i potvrde predviđenih svojstava postala popularnija. Otkrićem novih elemenata prazna mjesta u tablici su se popunjavala. Spoznajom o protonu u jezgri atoma i točnim mjerenjem broja protona došlo je do promjene u načinu slaganja elemenata. Tako su elementi poredani prema porastu broja protona, a ne prema porastu atomskih masa elemenata.

U 2019. se obilježava 150. obljetnica otkrića periodnog sustava elemenata. Stoga je Opća skupština Ujedinjenih naroda proglasila 2019. Godinom periodnog sustava elemenata. U prvom dijelu ovog Završnog rada prikazan je povijesni razvoj periodnog sustava elemenata, a u drugom dijelu opisana je periodičnost svojstava elemenata.

§ 2. POVIJEST PERIODNOG SUSTAVA

2.1. Kratka povijest kemije

2.1.1. Antika

Grčki filozofi Leukip i Demokrit prvi su predložili ideju o atomskoj teoriji. Smatrali su da se sve sastoji od malih nedjeljivih kuglica koje su nazvali atomi (grč. *atomos* = nedjeljiv). Smatrali su da tih kuglica ima beskonačno mnogo, da su vječne te da se ne mogu stvoriti niti uništiti. Ta teorija je kroz srednji vijek napuštena. Tek u 19. stoljeću navedenu teoriju ponovo predlaže John Dalton.[1]

Aristotel je oko 330. godine prije Krista smatrao da se sve sastoji od četiri elementa: vatre, zemlje, zraka i vode. Mislio je da se sastav tvari i udio pojedinih elemenata u tvarima može odrediti promatranjem njihovog oblika i strukture. Njegove ideje o sastavu tvari opstale su još mnogo godina nakon njegove smrti.[2]

Od nama danas poznatih elemenata u vrijeme antike bili su poznati zlato, željezo, srebro, bakar, olovo, živa i sumpor.[3]

2.1.2. Srednji vijek

Aristotelova ideja prema kojoj su tvari građene od zemlje, zraka, vatre i vode zadržala se i u srednjem vijeku. Tijekom tog razdoblja došlo je do razvoja alkemije. Znanstvenici su vođeni Aristotelovim idejama pokušali pronaći „*kamen mudraca*“ za kojeg su smatrali da može pretvarati olovo u zlato i stvoriti eliksir besmrtnosti. Iako nisu uspjeli stvoriti „*kamen mudraca*“, otkrili su neke nove elemente kao što su cink, antimon i bizmut.[3] Također, pronašli su mnoge metode koje se i danas koriste u kemijskim laboratorijima i drugim djelatnostima poput metalurgije i mineralogije.

2.1.3. 17. i 18. Stoljeće

U 17. stoljeću dolazi do razvoja znanstvenih metoda što vodi k mnogim otkrićima i izolaciji mnogih tvari. Tako su otkriveni kisik, vodik, dušik, telurij, klor, mangan, nikal i sl.[3] Ti elementi i spojevi u vrijeme otkrića nisu imali imena koja imaju danas.

Jedan od glavnih začetnika znanstvene metode bio je Robert Boyle[4] kojeg mnogi smatraju jednim od začetnika moderne kemije. Boyle je smatrao da se sve teorije trebaju eksperimentalno provjeriti prije nego li se prihvate. Odbacio je vjerovanje alkemičara da se sve tvari sastoje od zemlje, zraka, vatre i vode te je prihvatio atomističku teoriju.

U isto vrijeme živio je Antoine-Laurent Lavoisier[5], utemeljitelj Zakona očuvanje mase. Dao je imena tada otkrivenim elementima i spojevima te je postavio temelje nomenklature spojeva. Objavio je tablicu koja je sadržavala 33 do tada poznata elementa. U njegovoj je tablici postojala podjela na metale, nemetale, plinove i „zemlje“. Postavljanjem Zakona o očuvanju mase, priznavanjem kisika kao kemijskog elementa i razvojem preciznijih mjernih instrumenata poput termometra, barometra i kalorimetra dolazi do revolucije u kemiji koju je započeo Lavoisier, a nastavljaju je kasniji kemičari.

2.1.4. 19. Stoljeće

U 19. stoljeću također je došlo do napretka u znanosti. Sintezom uree opovrgnuta je vitalistička teorija, izolirani su prvi enzimi i drugi prirodni spojevi, otkrivena je elektromagnetska indukcija, postavljen je Mendelov zakon nasljeđivanja i sl. To je za posljedicu imalo razvoj novih grana u kemiji i drugim prirodnim znanostima. Postupkom elektrolize dobiveni su elementi koje do tada nije bilo moguće izolirati. Tako su izolirani natrij, kalij, kalcij, galij, stroncij i drugi elementi.[2,6] U to su vrijeme također postojali pokušaji sistematizacije do tada poznatih elemenata.

Engleski kemičar John Dalton[7] koji je živio na prijelazu stoljeća (1766.–1844.) proučavao je miješanje i otapanje plinova. U njegovo vrijeme znanstvenici su smatrali da je zrak sastavljen od plina istovrsnih čestica koji se lako raspada. Suprotno mišljenju ostalih znanstvenika, smatrao je da je zrak homogena smjesa plinova i da se svaki plin u toj smjesi ponaša kao da je sam. Prema Daltonu, ukupni tlak plinske smjese jednak je zbroju tlakova svih plinova koji tvore neku plinsku smjesu. Taj zakon kasnije je postao poznat pod imenom „Zakon o parcijalnim tlakovima plinova“. Za svaki plin odredio je koliko je puta teži od vodika pri istim uvjetima tlaka i temperature. Iako je kod tih rezultata postojala pogreška, dobivene elemente i njihove atomske težine poredao je u tablicu prema porastu atomskih težina. Iz dobivenih podataka i zakonu o višekratnim omjerima postulirao je svoju atomističku teoriju. Dalton je uveo nekoliko postulata:

- Tvari se sastoje od nevidljivih i nedjeljivih čestica koje se zovu atomi.

- Atomi nekog kemijskog elementa ne mogu se prevesti u atome drugog elementa.
- Svi atomi jednog elementa imaju stalnu masu i druga svojstva bez obzira na uvijete.
- Spojevi nastaju spajanjem atoma odgovarajućih elemenata i jedinstveni su po sastavu.

Švedski znanstvenik Jöns Jacob Berzelius također je određivao relativne atomske težine elemenata. Za razliku od relativnih atomskih težina koje je odredio Dalton, Berzeliusove su bile točnije. Svoje relativne atomske težine odredio je prema kisiku. Uveo je neke riječi poput katalizator, polimer i izomer koje se i danas koriste. Zaslužan je za promjenu u označavanju elemenata i pisanje kemijskih formula spojeva.[8]

Od ostalih znanstvenika koji su se bavili sistematizacijom elemenata valja spomenuti Johanna Döbereinera, Alexandre-Emilea de Chancoutoisa, Johna Newlandsa, Lothara Meyera i Dmitrija Mendeljejeva.

2.1.5. 20. Stoljeće

U 20. stoljeću nastavljen je razvoj znanosti. Otkrićem elektrona i protona narušeno je vjerovanje da je atom nedjeljiva čestica. Za otkriće broja protona u atomu zaslužan je Henry Moseley. Postoji nekoliko modela kojima su znanstvenici željeli objasniti građu atoma. Otkriveno je da neki elementi spontano emitiraju čestice i elektromagnetsko zračenje te je taj proces nazvan radioaktivnost. Došlo je do razvoja kvantne mehanike i kvantne kemije. Otkriveni su novi elementi kao što su iridij, hafnij, renij, radon.[3] Također su sintetizirani neki elementi kao što su tehnicij, rutherfordij, seaborgij, nobelij, bohrij, einsteinij i drugi.[3]

2.2. Kemijski simboli i označavanje elemenata

Kemičari antike smatrali su da se sve sastoji od četiri elementa: zemlje, vatre, vode i zraka. Njihovi simboli bili su pravilni poliedri. Tako je simbol za zemlju bila kocka, oktaedar je predstavljao zrak, tetraedar vatru, a ikozaedar je bio simbol za vodu.

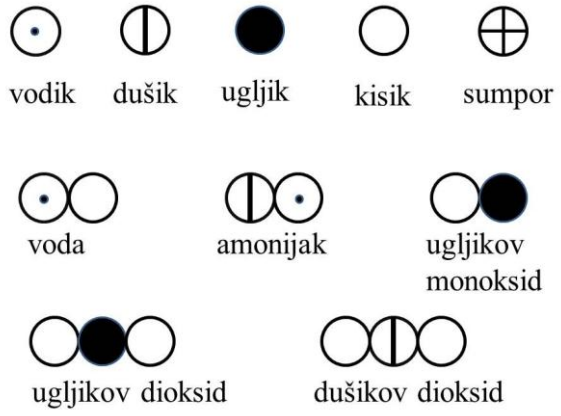
Kasniji kemičari i alkemičari su za zapisivanje elemenata i spojeva koristili znakove i simbole. Tako je Sunce bilo simbol za zlato, a Mjesec za srebro. Za neke elemente korišteni su simboli iz astrologije pri čemu su korištene oznake planeta. Simbol za bakar bio isti kao i za Veneru, željezo i Mars, živa i Merkur, kositar i Jupiter su također dijelili jednake simbole.[9] Za pojedine elemente bilo je i više verzija istog simbola (tablica 1.).

Tablica 1. Elementi i njihovi simboli koje su koristili alkemičari.

Element	*Nebesko tijelo*	*Oznaka*[9,10]
zlato	Sunce	☉ ili ☼
srebro	Mjesec	☽
bakar	Venera	♀
željezo	Mars	♂
živa	Merkur	☿
kositar	Jupiter	♃
olovo	Saturn	♄

Taj način označavanja zadržao se nekoliko stoljeća. U želji za držanjem svojeg rada u tajnosti, kemičari su često davali tvarima drugačije nazive i oznake od uobičajenih. To je predstavljalo problem drugim kemičarima koji su istraživali iste reakcije, svojstva tvari i sl.

Novi način označavanja elemenata i spojeva uveo je John Dalton[7]. Za svoje oznake koristio je atom kao simbol elementa. U početku njegove su se oznake sastojale od kružića u kojem je bilo prvo slovo imena elementa, ali je kasnije iz simbola izbacio slovo (slika 1.). Za spojeve koji se sastoje od dva ili više atoma koristio je dva ili više simbola atoma koji su bili spojeni. Smatrao je da je formula vode OH, a amonijka NH.



Slika 1. Neki od simbola kemijskih elemenata i spojeva koje je predložio Dalton.

Kako je otkrivano sve više kemijskih elemenata i spojeva, njihovo označavanje postajalo je sve složenije. Iz oznaka koje su koristili alkemičari često se dolazilo do pogrešnog zaključivanja jer je više simbola korišteno za isti element ili su korištene sasvim drugačije oznake. Kod Daltonovih oznaka problem je bio u vrlo složenom zapisu nekih elemenata i spojeva. Stoga je švedski znanstvenik Jöns Jacob Berzelius, nadahnut Linneovom latinskom nomenklaturom organizama[11], predložio da se za simbole elemenata koristi prvo ili još jedno slovo latinskog ili latiniziranog imena elementa. Njegova ideja o označavanju elemenata slovima bila je vrlo brzo prihvaćena jer je omogućavala brže i lakše označavanje. Druga novost koju je uveo bila je ukoliko se u molekuli nalazi više istovrsnih atoma, broj tih atoma piše se brojem. Prema Berzeliusu, broj atoma piše se u eksponentu. Taj način nije bio opće prihvaćen jer je dio kemičara pisao broj atoma u eksponentu kao Berzelius (npr. NH^3), a dio u indeksu (npr. NH_3). Premda se Berzeliusov način pisanja simbola elemenata zadržao do danas, njegova ideja o pisanju broja atoma u eksponentu nije. Također, današnji simboli za pojedine elemente se razlikuju od onih koje je predložio Berzelius kao što je vidljivo u tablici 2.

Tablica 2. Neki elementi, njihova latinska imena i oznake.[8]

Element	*Latinski naziv*	*Berzeliusova oznaka*	*Današnja oznaka*
kisik	oxygenium	O	O
ugljik	carbo	C	C
dušik	azote	Az	N
sumpor	sulphur	S	S
željezo	ferrum	Fe	Fe
kositar	stannum	Sn	Sn
bakar	cuprum	Cu	Cu
antimon	stibium	St	Sb

2.3. Razvoj periodnog sustava

Napretkom u kemiji i ostalim prirodnim znanostima u 17. i 18. stoljeću dolazi do otkrića novih elemenata te se javljaju prvi pokušaji sistematizacije do tada poznatih elemenata. Tijekom 19. stoljeća dolazi do daljnjeg napretka u kemiji pri čemu je otkriveno više novih elemenata. Zbog sve većeg broja poznatih elemenata dolazi do sve veće potrebe za njihovom sistematizacijom.

Prvi pokušaji sistematizacije koji su nastali u 17. i 18. stoljeću nisu bili su periodni sustavi kakve danas poznajemo, već popisi poznatih elemenata do vremena kad su nastali. Kasnije su znanstvenici počeli uočavati da su fizikalna i kemijska svojstva nekih elemenata slična i da se nakon određenog broja elemenata ta svojstva ponavljaju. Znanstvenici koji su najviše pridonijeli razvoju modernog periodnog sustava su Johann Döbereiner, Alexandre-Emile de Chancoutois, John Newlands, Lothar Meyer i Dmitrij Mendeljejev. Uz njih ne treba zaboraviti ni Henryja Moseleyja koji je zaslužan za određivanje broja protona u atomu i periodni sustav elemenata kakav danas poznajemo.

2.3.1. Johann Döbereiner i trijade

Podjela elemenata na trijade jedan je od najranijih pokušaja sistematizacije elemenata prema atomskim težinama.

Početkom 19. stoljeća njemački kemičar Johann Döbereiner proučavao je kemijska i fizikalna svojstva elemenata. Zaključio je da su svojstva pojedinih elememata slična i da se ti elementi mogu grupirati u skupine po tri elementa prema rastućim atomskim težinama. Tako je u istu grupu smjestio kalcij, stroncij i barij. Atomska težina srednjeg elementa u grupi jednaka je aritmetičkoj sredini atomskih težina ostala dva. Isto je vrijedilo za alkalijske metale litij, natrij i kalij te halogene elemente klor, brom i jod kao što je prikazano u tablici 3. Te grupe se nazivaju trijade. [12,13]

Za smještanje pojedinih elemenata u grupe (trijade) bilo je potrebno da su kemijska i fizikalna svojstva slična i da se mogu poredati prema rastućim atomskim težinama. Kako u to vrijeme nisu bili poznati ostali elementi ili atomske težine nisu bile točno određene, neki elementi se nisu mogli rasporediti u grupe. Kako se broj novootkrivenih elemenata povećavao, povećavao se i broj trijada.

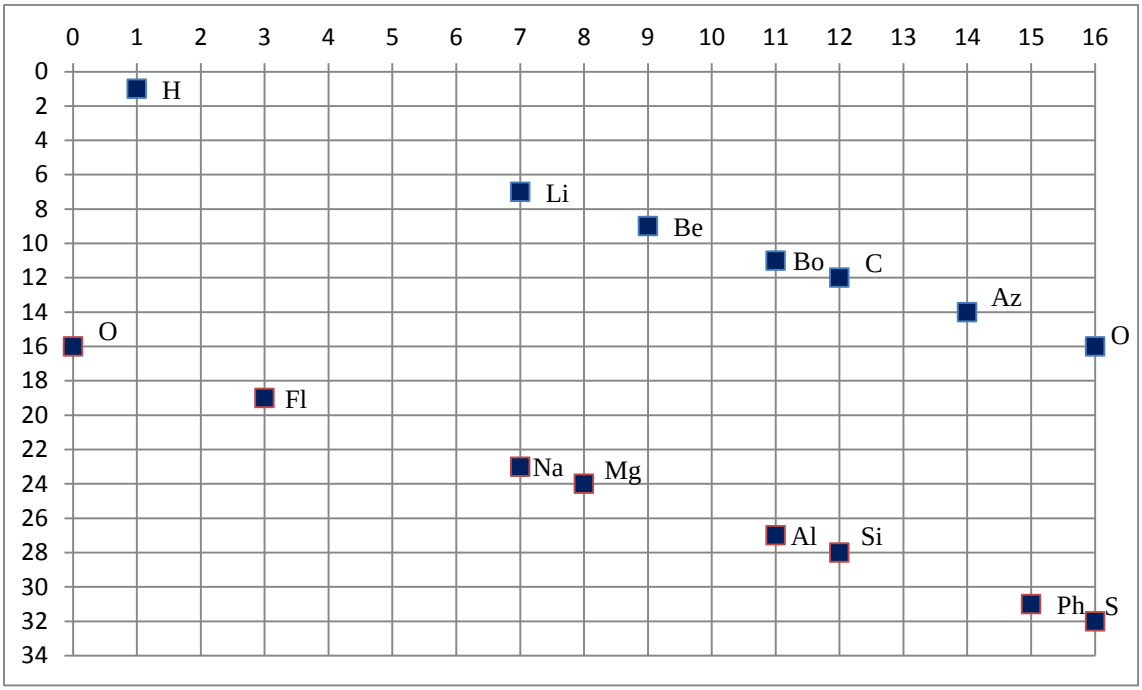
Tablica 3. Podjela elemenata u trijade.

Li		Ca		Cl
Na		Sr		Br
K		Ba		I

2.3.2. Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois i „Zemaljski vijak“ („vis tellurique“)

Zbog malog broja elemenata u trijadama, kemičari nisu prihvatili trijade nego su tražili nove načine organizacije elemenata.

Francuski znanstvenik de Chancourtois također je proučavao kemijska i fizikalna svojstva pojedinih elemenata. Prvi je uočio da su periodičnost svojstava elemenata i promjena atomskih težina povezane. Svoja opažanja i zaključke prikazao je grafički tako da je na spirali koja je pod kutem od 45° nanio simbole elemenata prema rastućim atomskim težinama. Opseg vijka podijelio je na 16 jednakih dijelova tako da je vodiku pripisao 1, a kisiku 16 koji su se nalazili u prvom zavoju. U drugom zavoju nalazili su se elementi do sumpora, itd (slika 2.). Elementi koji imaju slična kemijska i fizikalna svojstva nalaze se jedni ispod drugih, ali zbog podjele spirale na 16 dijelova nisu se sve grupe sličnih elemenata nalazile na ravnoj liniji.
Kako kod objave svojih rezultata de Chancourtois nije objavio grafički prikaz, rezultati nisu bili potpuno jasni i zbog toga je ta ideja bila slabo prihvaćena.[13,14]



Slika 2. Dio periodnog sustava kojeg je predložio de Chancourtois.[15]

2.3.3. John Newlands i „Zakon oktava“

Engleski kemičar John Newlands je, kao i njegovi prethodnici, otkrio određeno ponavljanje u svojstvima elemenata. Zaključio je da se svojstva elemenata ponavljaju nakon svakog osmog elementa kada su poredani prema rastućim atomskim težinama. Njegova tablica elemenata sastojala se od osam paralelnih stupaca u kojima se nalazilo sedam elemenata. Elemente istih svojstava stavio je u istu skupinu. Uveo je „redni broj“ koji je pripisao elementima i „rednom broju“ dao je prednost nad ekvivalentnom težinom. Tako su se u istoj skupini nalazili prvi i deveti element, u drugoj skupini drugi i deseti. Zbog sličnosti s oktavama u glazbenoj ljestvici, njegova tablica dobila je ime „Zakon oktava“. Premda njegove ideje nisu bile prihvaćene od strane drugih kemičara, bile su važne za budući razvoj periodnog sustava elemenata.[13,16]

2.3.4. Lothar Meyer

Njemački znanstvenik Lothar Meyer godine 1864. je objavio knjigu u kojoj zagovara novu podjelu elemenata koja se temelji na valenciji i fizikalnim svojstvima. U stupce je stavio elemente koji imaju ista fizikalna svojstva. Tako su se u istoj skupini nalazili ugljik, silicij, kositar i olovo. Dušik, fosfor, arsen i antimon bili su još jedna skupina elemenata. Ostale skupine bile su kisikova, skupina halogena, skupina alkalijskih metala i skupina zemnoalkalijskih metala. Neke skupine poput onih u kojoj su prvi elementi bili mangan, željezo ili kobalt stavio je u zasebnu skupinu. Prema toj podjeli moglo se zaključiti da je elemente podijelio u dvije veće skupine: glavne i sporedne. Kako je pretpostavio da nisu svi elementi još otkriveni, ostavio je prazna mjesta za njih. Kasnije je tiskao drugu knjigu u kojoj je dopunio svoju tablicu. Za vrijeme tiskanja knjige, ruski znanstvenik Mendeljejev je 1869. godine, neovisno o Meyeru, objavio svoj rad na istu temu zbog čega su u vrlo kratkom vremenu izašla dva vrlo slična rada. Iako su elementi bili jednako poredani i kod obje tablice bila su prazna mjesta za elemente koje tek treba otkriti, postojale su razlike. Meyerov sustav temeljio se na valenciji i fizikalnim svojstvima dok je Mendeljejev svoj sustav temeljio na periodičnom ponavljanju kemijskih svojstava. U svojem radu Mendeljejev je predvidio neka svojstva elemenata koji u to vrijeme nisu bili otkriveni.

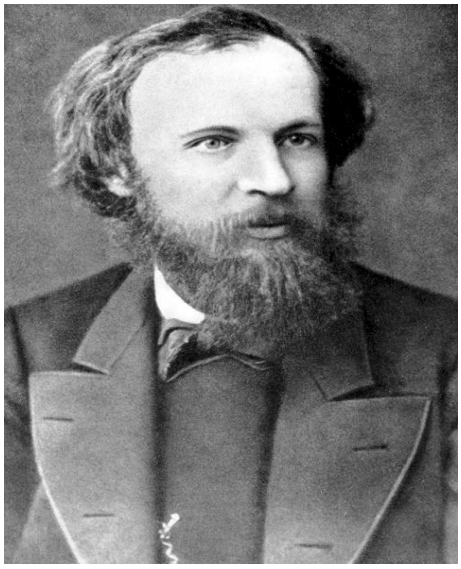
Kako je Mendeljejev u svojem radu predvidio svojstva nekih neotkrivenih elemenata, njegov je rad dobio više pažnje, ali se zbog svojih zasluga Meyer smatra suosnivačem modernog periodnog sustava.[13,17,18]

2.3.5. Dmitrij Ivanovič Mendeljejev

Dmitrij Ivanovič Mendeljejev (slika 3.) jedan je od najzaslužnijih znanstvenika za periodni sustav elemenata kakav danas poznajemo.

Rođen je u Tobolsku u Sibiru kao četrnaesto dijete. Njegov otac bio je gimnazijski ravnatelj koji je umro kad je Mendeljejev bio vrlo mlad. Vrlo mlad pokazuje zanimanje za kemiju i 1850. upisuje kemiju na Glavnom pedagoškom institutu u St. Peterburgu koji završava 1855., a magistarsku disertaciju brani 1856. Od 1859. do 1861. radio je na Sveučilištu u Heidelbergu gdje je proučavao svojstava tekućina i plinova. Nakon povratka u St. Peterburg radio je na Tehnološkom institutu gdje je doktorirao 1865. U nedostatku

odgovarajuće literature na ruskom jeziku počinje pisati udžbenik koji sadržava do tada poznata znanja iz kemije. Umro je 1907. godine.[13, 19, 20, 21]



Slika 3. Dmitrij Ivanovič Mendeljejev[23]

Poznavao je radove Döbereinera, de Chancourtoisa i Newlandsa. Pisanje udžbenika Opće kemije potaknulo ga je da promijeni tadašnje tablice. Mendeljejev je svoj sustav organizirao tako da su se u stupcima nalazili elementi koji imaju slična kemijska svojstva, a poredani su prema rastućim atomskim masama. U redovima (periodama) također su se nalazili elementi poredani prema rastućim atomskim masama. Kako u to vrijeme nisu bili poznati svi elementi, Mendeljejev je na odgovarajućim mjestima ostavio prazna mjesta (tablica 4.). Prefiksom *eka, dvi, tri* (što na sanskrtu znači *jedan, dva, tri*) označeno je mjesto nepoznatog elementa koji se nalazi u istoj grupi kao i poznati element. Tako je germanij imao oznaku eka-silicij, galij je imao oznaku eka-aluminij, a oznaka za skandij je bila eka-bor.[22, 23, 24]

Tablica 4. Periodni sustav kojeg je Mendeljejev objavio 1869. godine.[23]

			Ti=50	Zr=90	?=180
			V=15	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	Pd=106,6	Os=199
H=1			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200
	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	I=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?		

Otkrića germanija, skandija i galija te usporedba njihovih svojstava s onima koje je predvidio Mendeljejev (tablica 5.) potakla su veliko zanimanje za njegov rad i njegov način razmišljanja.

Tablica 5. Predviđena svojstva eka-silicija i eksperimentalno određena svojstva germanija.[22]

Svojstvo	*Eka-silicij*	*Germanij*
Atomska masa	72	72,61
Gustoća / g cm^{-1}	5,5	5,32
Molarni volumen / cm^3 mol^{-1}	13	13,65
Formula oksida	EO_2	GeO_2
Gustoća oksida / g cm^{-1}	4,7	4,23
Formula klorida	ECl_4	$GeCl_4$
Talište klorida / °C	<100	84
Gustoća klorida / g cm^{-1}	1,9	1,84

2.3.6. Otkriće protona i redni broj elemenata

Britanski fizičar Henry Moseley bavio se proučavanjem rendgenskog zračenja koje nastaje u vakumiranim cijevima kada elektroni ubrzani visokim naponom udare u metale. Mjerenjem valnih duljina nastalog rendgenskog zračenja za različite metale i njihovom poretkom prema rastućim atomskim masama zaključio je da se valne duljine pravilno mijenjaju. Ovisnost broja protona u pojedinim elementima o kvadratnom korijenu frekvencije rendgenskog zračenja može se opisati linearnom ovisnosti koja se naziva Moseleyev dijagram. Taj zakon se naziva linearni zakon elemenata i iz njega se može zaključiti da je redni broj elementa u periodnom sustavu povezan s brojem protona.[24]

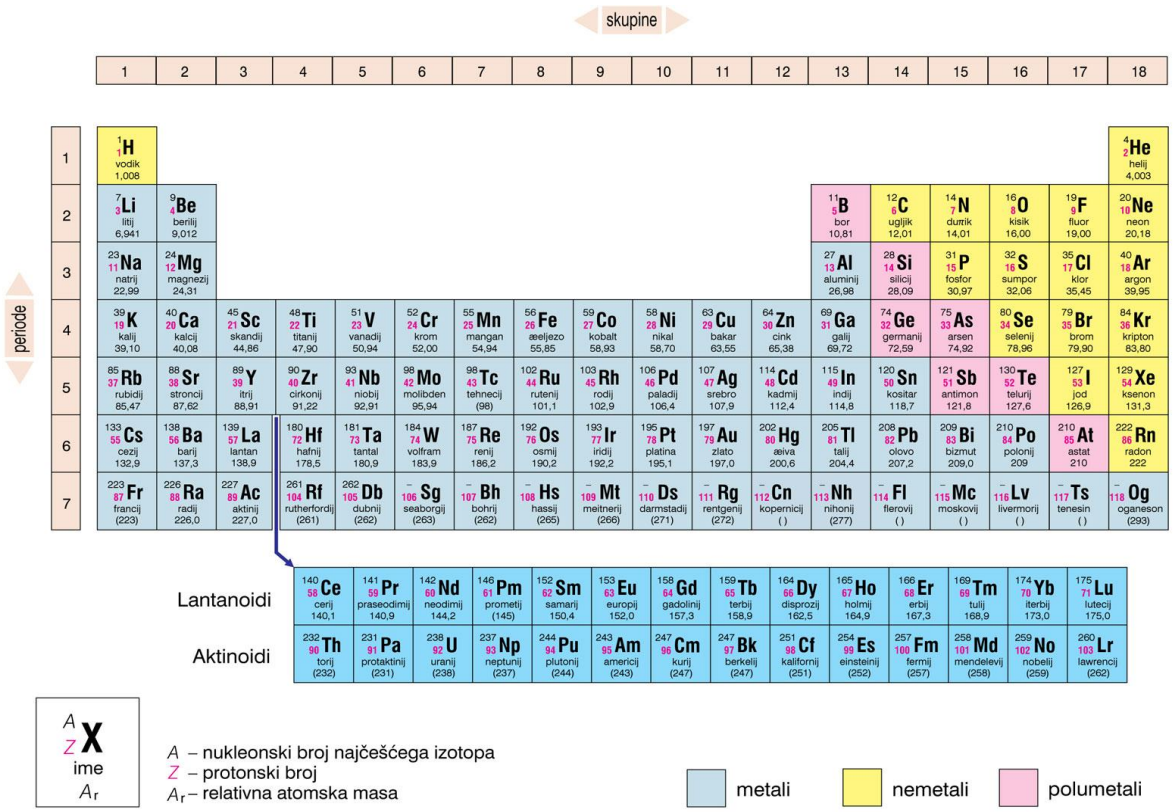
2.3.7. Moderni periodni sustav elemenata

Moderni periodni sustav elemenata temelji se na periodnom sustavu kojeg je postavio Mendeljejev. Razlikuju se po broju elemenata i po tome kako su elementi poredani. Kako je napomenuto, Mendeljejev je svoj periodni sustav sastavio tako da je elemente poredao prema rastućim atomskim masama. Moderni periodni sustav sadrži elemente poredane prema

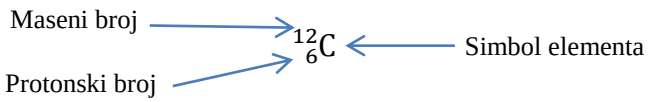
rastućem protonskom broju. Također, moderni periodni sustav elemenata sadrži više elemenata od onog kojeg je predstavio Mendeljejev.

Današnji periodni sustav (slika 4.) sastoji se od osamnaest skupina i sedam perioda. Elementi prve skupine nazivaju se alkalijski metali, a elementi druge skupine zenmoalkalijski metali. Elementi od treće do dvanaeste skupine nazivaju se prijelazni elementi. Zatim slijede borova (13.), ugljikova (14.) i dušikova (15.) skupina te skupina halkogenih (16.) i halogenih (17.) elemenata. Posljednju, 18. skupinu čine plemeniti plinovi. Na dnu periodnog sustava nalaze se dvije periode u kojima se nalaze elementi čiji se elektroni nalaze u *f*-orbitalama. Jednu periodu čine lantanoidi, a drugu aktinoidi. Na lijevoj strani periodnog sustava nalaze se metali, a na desnoj strani nalaze se nematali. Između metala i nemetala nalaze se polumetali.

Svaki element u periodnom sustavu ima svoju „kućicu“ u kojoj se nalazi simbol elementa, protonski i maseni broj. Simbol elementa sastoji se od prvog ili još jednog slova latinskog imena elementa. Protonski broj piše se u lijevom indeksu, a maseni broj u lijevom eksponentu kao što je prikazano na slici 5.

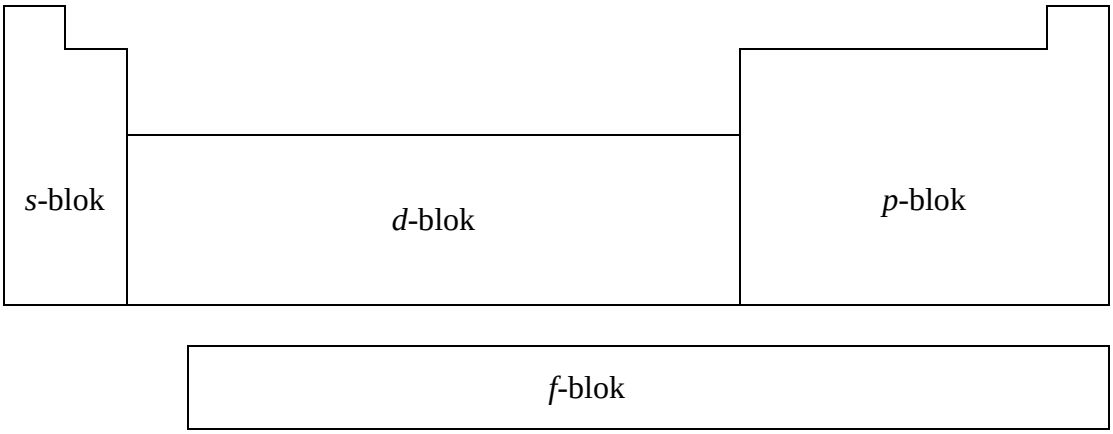


Slika 4. Današnji periodni sustav.[25]



Slika 5. Primjer označavanja elementa u periodnom sustavu elemenata.

Ovisno o tome koja je posljednja orbitala koju popunjavaju elektroni, periodni sustav može se podijeliti u četiri bloka (slika 6.). Tako postoji *s*-blok koji sadrži prve dvije skupine elemenata. U *p*-bloku nalazi se šest skupina. Te skupine su borova, ugljikova, dušikova, halkogeni i halogeni elementi te plemeniti plinovi. Atomi prijelaznih metala popunjavaju *d*-orbitale prethodne ljuske. Tako prijelazni elementi četvrte periode popunjavaju 3*d*-orbitalu, a elementi pete periode popunjavaju 4*d*-orbitalu. Isto vrijedi za šestu i sedmu periodu. Kako Zn, Cd i Hg imaju popunjenu *d*-orbitalu, oni se ne smatraju prijelaznim elementima nego elementima *d*-bloka. Lantanoidi i aktinoidi popunjavaju *f*-orbitalu. Kako se *f*-orbitale popunjavaju prije *d*-orbitala, elementi *f*-bloka nazivaju se unutrašnjim prijelaznim elementima.



Slika 6. Četiri bloka periodnog sustava.

Broj elektrona u atomu jednak je broju protona. Broj neutrona jednak je razlici masenog i protonskog broja. Kod iona broj protona i elektrona se razlikuje.

U svakoj periodi nalazi se različiti broj elemenata. Prva perioda sadrži dva elementa, druga i treća perioda sadrže osam elemenata, četvrta i peta perioda sadrže osamnaest elemenata, a u šestoj i sedmoj periodi nalazi se po 32 elementa.

Godine 2016. imenovana su posljednja četiri elementa u periodnom sustavu. Element protonskog broja 113 naziva se nihonij i ima simbol Nh (umjesto simbola Uut). Ime je dobio prema japanskoj riječi za Japan (Nippon ili Nihon), zemlji u kojoj je sintetiziran. Element kojem odgovara protonski broj 115 ima ime moskovij i simbol Mc (stari simbol je Uup), a ime je dobio prema Moskovskoj regiji u Rusiji gdje je sintetiziran. Isto kao i moskovij, 117. element naziva se tenesin (simbol Ts, stariji simbol je Uus) i nosi naziv prema američkoj saveznoj državi Tennessee u kojoj je sintetiziran. Posljednji, 118. element je oganeson koji ima simbol Os (stariji simbol je Uuo) i imenovan je u čast Yuriju Oganessianu koji je istraživao superteške elemente.[26, 27]

Kod modernog periodnog sustava postoji problem položaja vodika. Atom vodika je najjednostavniji atom koji se sastoji od jednog protona i jednog elektrona. Zbog jednog elektrona vodik pokazuje sličnosti s alkalijskim metalima i halogenim elementima. Atom vodika ima jednaku elektronsku konfiguraciju valentne ljuske ($1s^1$) kao i alkalijski metali. Elektropozitivan je i lako otpušta elektron pri čemu nataje H^+ ion. Kao i alkalijski metali, reagira s halogenim elementima pri čemu nastaju spojevi opće formule HX (X = F, Cl, Br, I), ali za razliku od alkalijskih metala kod kojih je veza s halogenim elementom ionska, veza u spoju HX je kovalentna. Od alkalijskih metala razlikuje se po tome što je vodik pri sobnoj temperaturi plin, a alkalijski metali su krutine, ima veću energiju ionizacije, može tvoriti stabilne anione.

Halogeni elementi imaju sedam valentnih elektrona i elektronska konfiguracija vanjske ljuske je ns^2 np^5. Kao i halogenim elementima, atomu vodika je potreban jedan elektron za postizanje elektronske konfiguracije plemenitog plina. Primanjem elektrona nastaje hidridni anion. Kao i halogeni elementi, u elementarnom stanju pojavljuje se kao dvoatomna molekula. Od halogena se razlikuje po tome što ima samo jedan valentni elektron, ion H^- je veći od aniona halogena jer jezgra H^- slabije nabijena od jezgre aniona halogena i slabije privlaći dva elektrona.

Zbog toga je vodik moguće smjestiti u skupinu alkalijskih metala (slika 4.) ili u skupinu halogenih elemenata. Kod nekih periodnih sustava vodik je smješten na sredinu kao zaseban element koji se nalazi na između alkalijskih metala i halogenih elemenata.

Kod treće skupine elemenata postoje dvojbe koji se elementi nalaze u toj skupini. Prema jednoj teoriji u tu skupinu ulaze Sc, Y, La i Ac, a prema drugoj Sc, Y, Lu i Lr. Godine 2015. IUPAC je pokrenuo projekt kojem je cilj odrediti koji elementi ulaze u treću skupinu. Projekt predvodi Eric Scerri.[28,29]

§ 3. PERIODIČNOST SVOJSTAVA

Ponavljanje određenih svojstava prvi su uočili Döbereiner, de Chancoutois i Newlands koji su, svaki na svoj način, pokušali sistematizirati elemente na temelju periodičnosti svojstava. Isto su učinili Meyer i Mendeljejev.

Kemijska i fizikalna svojstva elemenata te periodičnost svojstava temelje se na elektronskoj konfiguraciji atoma. Najvažnija svojstva koja se periodički ponavljaju su veličina atoma, energija ionizacije i elektronski afinitet.

3.1. Elektronska konfiguracija

Elektronska konfiguracija je raspodjela elektrona po orbitalama koje su određene kvantnim brojevima. Ti kvantni brojevi dobivaju se rješavanjem vremenski neovisne Schrödingerove jednadžbe. Vrijednost glavnog kvantnog broja, n, može biti bilo koji prirodni broj. Azimutni kvantni broj, ℓ, može poprimiti sve cjelobrojne vrijednosti između 0 i (n-1). Vrijednosti magnetskog kvantnog broja, m_ℓ, mogu biti: $m_\ell = -\ell, (-\ell + 1), ..., 0, 1, 2, ..., +\ell$. Spinski kvantni broj, m_s, ima samo dvije vrijednosti, $\frac{1}{2}$ ili $-\frac{1}{2}$. Prema Paulijevom principu isključenja, dva elektrona u atomu ne mogu imati sva četiri kvantna broja ista. Orbitale koje imaju jednak glavni kvantni broj, n, pripadaju određenoj elektronskoj ljusci, a orbitale koje imaju jednake vrijednosti n i ℓ pripadaju istoj podljusci. Tako 2s i 2p orbitale pripadaju istoj ljusci, a $2p_x$ i $2p_y$ pripadaju istoj podljusci. Popunjavanje orbitala temelji se na Aufbau principu prema kojem se najprije popunjavaju orbitale niže energije, a zatim orbitale više energije. Prema Hundovom pravilu, orbitale iste energije popunjavaju se tako da najveći broj elektrona bude nesparen jer je tada energija najmanja, a atom najstabilniji.

Valentni elektroni su oni elektroni koji sudjeluju u reakcijama i nastanku kemijske veze. Elementi iste skupine imaju slična fizikalna i kemijska svojstva te grade slične spojeve. Ta sličnost proizlazi iz jednake elektronske konfiguracije valentne ljuske. U tablici 6. prikazana je elektronska konfiguracija valentne ljuske alkalijskih i zemnoalkalijskih metala.

Tablica 6. Elektronska konfiguracija alkalijskih i zemnoalkalijskih metala.

Alkalijski metali		*Zemnoalkalijski metali*	
Li	[He] $2s^1$	Be	[He] $2s^2$
Na	[Ne] $3s^1$	Mg	[Ne] $3s^2$
K	[Ar] $4s^1$	Ca	[Ar] $4s^2$
Rb	[Kr] $5s^1$	Sr	[Kr] $5s^2$
Cs	[Xe] $6s^1$	Ba	[Xe] $6s^2$
Fr	[Rn] $7s^1$	Ra	[Rn] $7s^2$

Elementi 18. skupine su kemijski inertni. Razlog tome je što imaju popunjenu vanjsku ljusku. Iako su kemijski inertni, priređeni su spojevi nekih elemenata te skupine. Tako su poznati spojevi ksenona i kriptona. Neki od poznatih spojeva ksenona su XeF_2, XeF_4, XeF_6, XeO_3, $XeOF_4$, $Cs_2[XeF_8]$, $[Xe]^+[SbF_6]^-$ i $[XeCl][Sb_2F_{11}]$. Od spojeva kriptona poznati su KrF_2, $[KrF]^+[MF_6]^-$ (M=As, Sb, Bi, Ta) i $[KrF]^+[AuF_6]^-$.[30]

Elektronska konfiguracija prijelaznih metala nije uvijek u skladu s pravilima. Razlika energija 4*s* i 3*d* orbitale nije velika zbog čega se orbitale nekih elemenata popunjavaju drugačije od ostalih. Pri tome nastaju polupopunjene ili popunjene orbitale koje su stabilnije, a energija atoma je manja. Tako su elektronske konfiguracije kroma i bakra drugačije od očekivanih. Elektronske konfiguracije atoma prve prijelazne serije metala prikazane su u tablici 7.

Tablica 7. Elektronska konfiguracija atoma prve prijelazne serije metala.

Sc	[Ar] $3d^1\ 4s^2$	Fe	[Ar] $3d^6\ 4s^2$
Ti	[Ar] $3d^2\ 4s^2$	Co	[Ar] $3d^7\ 4s^2$
V	[Ar] $3d^3\ 4s^2$	Ni	[Ar] $3d^8\ 4s^2$
Cr	[Ar] $3d^5\ 4s^1$	Cu	[Ar] $3d^{10}\ 4s^1$
Mn	[Ar] $3d^5\ 4s^2$	Zn	[Ar] $3d^{10}\ 4s^2$

3.2. Naboj jezgre

Jezgra atoma sastoji se od pozitivno nabijenih protona i neutrona koji su bez naboja što daje ukupni pozitivni naboj jezgri. Kako su elektroni negativno nabijeni, između njih i jezgre postoji privlačna sila koja se može opisati Coulombovim zakonom. Taj zakon govori da je sila proporcionalna naboju jezgre i elektrona, a obrnuto proporcionalna udaljenosti između

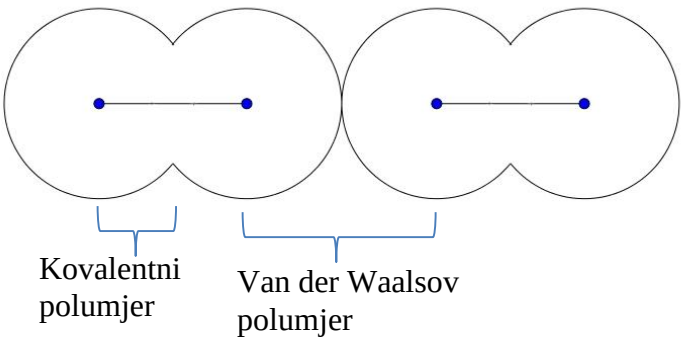
jezgre i elektrona. Ako atom ili ion u jezgri ima dva protona i samo jedan elektron, taj elektron „osjeća“ jaču privlačnu silu jezgre. Ako se elektron nalazi u orbitali koja ima veći glavni kvantni broj, većinu vremena provodi dalje od jezgre i „osjeća“ slabiju privlačnu silu. Kod višeelektronskih atoma energija ovisi o privlačim interakcijama između jezgre i elektrona te o odbojnim interakcijama koje su prisutne između elektrona.

Kod višeelektronskog atoma prisutan je efekt zasjenjenja naboja jezgre. Porastom broja elektrona raste broj unutrašnjih elektrona, a time i jakost odbojnih interakcija između njih. Zbog toga elektroni koji su bliže jezgri „osjećaju“ jaču privlačnu silu od onih koji su dalje od jezgre. Za te se elektrone kaže da su zasjenjeni.

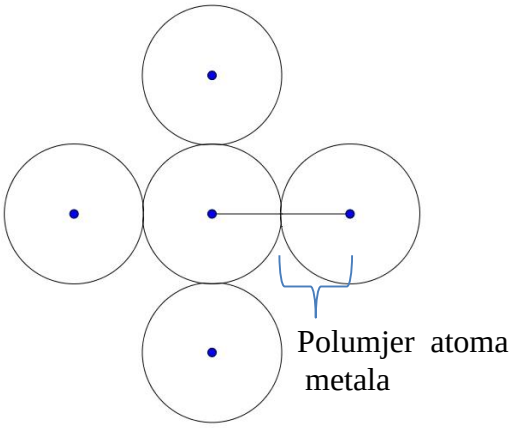
.

3.3. Veličina atoma i iona

Atomski polumjer definiran je time koliko se blizu dva atoma mogu naći. U tu svrhu mjeri se udaljenost između dvije jezgre u molekuli koju čine dva istovrsna atoma između kojih postoji kovalentna veza. Za dobivanje atomskog polumjera potrebno je dobivenu udaljenost podijeliti s dva. Ta udaljenost naziva se kovalentni polumjer. Kako atomi nisu čvrste sfere, polumjer atoma ovisi o drugom atomu između kojih postoji kovalentna veza. Van der Waalsov polumjer je polovina ravnotežne udaljenosti dva atoma koji su u ravnoteži, ali nisu povezani kemijskom vezom. Van der Waalsov polumjer ovisi o ravnoteži između odbojnih sila koje su prisutne između elektronskih oblaka atoma i Van der Waalsovih privlačnih interakcija. Zbog toga je Van der Waalsov polumjer veći od kovalentnog polumjera (slika 7.). Polumjer atoma metala definira se kao polovina udaljenosti dva atoma metala koji su povezani metalnom vezom (slika 8.). Polumjer atoma metala ovisi o koordinacijskom broju.



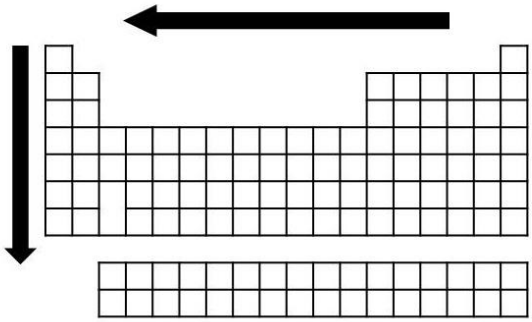
Slika 7. Kovalentni i Van der Waalsov polumjer.



Slika 8. Polumjer atoma metala.

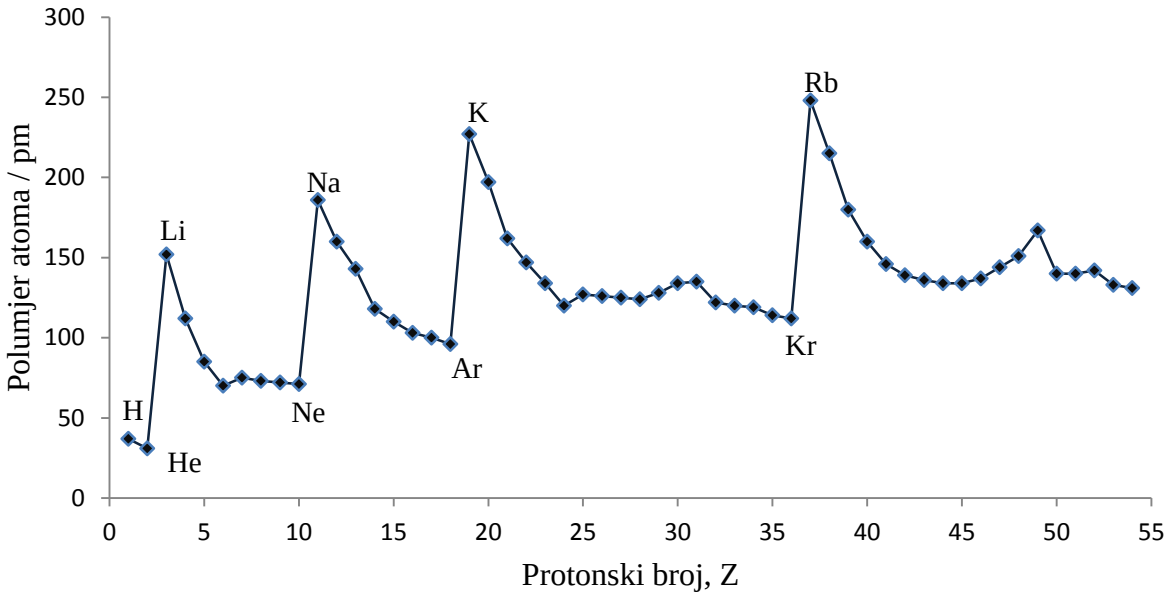
Atomski polumjer mijenja se kroz skupine i periode kako je prikazano na slici 9. Kroz skupinu od gore prema dolje raste broj ljusaka, a time i broj unutrašnjih elektrona u atomu. Unutrašnji elektroni svojom prisutnošću i odbijanjem zasjenjuju naboj jezgre. Zbog toga su vanjski elektroni zasjenjeni i „osjećaju“ slabiju privlačnu silu te su dalje od jezgre.

Kroz periodu broj ljusaka se ne mijenja, ali raste naboj jezgre. Kako raste naboj jezgre, raste i efektivni naboj koji „osjećaju“ vanjski elektroni. Prema Coulombovom zakonu, jači efektivni naboj uzrokuje jaču privlačnu silu između vanjskih elektrona i jezgre. Zbog toga su vanjski elektroni više privućeni od strane jezgre i polumjer atoma se smanjuje kao što je vidljivo na slici 10.



Slika 9. Povećanje polumjera atoma kroz skupine i periode.

Također, kod četvrte periode prisutan je efekt kontrakcije skandija koji uzrokuje smanjenje polumjera metala i iona. Kod elemenata koji imaju *4f* elektrone prisutan je efekt lantanoidne kontrakcije koji se također iskazuje u smanjenju polumjera atoma i iona.



Slika 10. Periodična promjena polumjera atoma o protonskim broju za prva 54 elementa.[31]

Polumjer iona definira se kao polovina udaljenosti dva iona u kristalnoj rešetci. Veličina iona ovisi o njegovom naboju. Kationi su pozitivno nabijene vrste koje nastaju kad se iz atoma izbaci jedan ili više elektrona. Zbog većeg broja protona, elektroni u kationu „osjećaju“ jaču privlačnu silu nego li neutralne vrste. Zbog toga je polumjer kationa manji od polumjera atoma. Veličina kationa ovosi i o naboju iona. Ako je protonski broj jednak, kation koji ima veći ukupni naboj ima manji polumjer. Prema tome, atom željeza je veći od Fe^{2+} iona, a Fe^{2+} ion je veći od Fe^{3+} iona.

Polumjer aniona je veći od polumjera atoma. Anioni su negativno nabijene vrste koje nastaju kad atom primi jedan ili više elektrona. Zbog odbijanja između elektrona dodatni elektroni „osjećaju“ manji efektivni naboj jezgre i slabije su privućeni. Također, na veličinu aniona utječe i njegov ukupni naboj. Za jednak naboj jezgre, anion koji ima veći nabojni broj ima veći polumjer. Prema tome, atom kisika je manji od O^{2-} iona.

Polumjer iona također ovisi o drugom ionu koji se nalazi u kristalnoj rešetci. Kako nema potpuno ionske veze, moguća su odstupanja od izmjerenih vrijednosti ionskog polumjera zbog prisutnosti kovalentnog karaktera veze.[32]

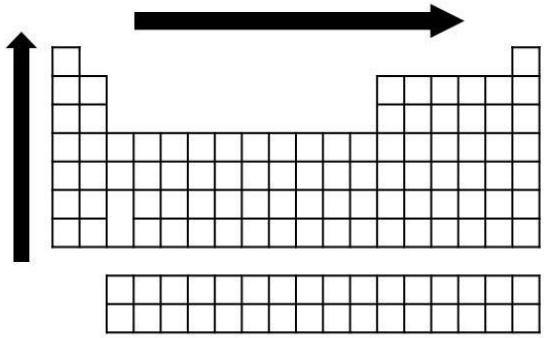
3.4. Energija ionizacije

Energija ionizacije je energija koju je potrebno dovesti atomu ili ionu u plinovitom stanju da se odvoji jedan elektron. Taj proces može se zapisati u obliku $X(g) \rightarrow X^{+}(g) + e^{-}$. Kako se energija dovodi atomu ili ionu, vrijednost energije ionizacije je uvijek pozitivna.

Za odvajanje drugog elektrona potrebno je dovesti više energije jer se elektron odvaja od pozitivno nabijene vrste koja jače privlači preostale elektrone. Taj proces može se zapisati u obliku $X^{+}(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^{-}$. Za svako sljedeće odvajanje elektrona potrebno je dovesti više energije. Elementi koji imaju manju energiju ionizacije lako tvore katione, a elementi s velikim energijama ionizacije teže tvore katione.

Kako su unutrašnji elektroni bliže jezgri, potrebno je dovesti više energije za njihovo odvajanje. Tako je druga energija ionizacije magnezija (1450 kJ mol^{-1}) puno manja od druge energije ionizacije natrija (4563 kJ mol^{-1}). Razlog tome je to što je kod natrija potrebno „otvarati“ novu ljusku što zahtjeva puno energije. Kod magnezija vanjski elektroni nalaze se u istoj ljusci. Elektronska konfiguracija natrija je [Ne] $3s^1$, a magnezija [Ne] $3s^2$. Uklanjanjem elektrona iz atoma magnezija nastaje Mg^{+} ion koji ima elektronsku konfiguraciju [Ne] $3s^1$, a uklanjanjem elektrona iz Mg^{+} iona nastaje Mg^{2+} ion koji ima elektronsku konfiguraciju neona. Ion natrija, Na^{+}, ima elektronsku konfiguraciju neona, a Na^{2+} ion ima elektronsku konfiguraciju [He] $2s^2 2p^5$.[33]

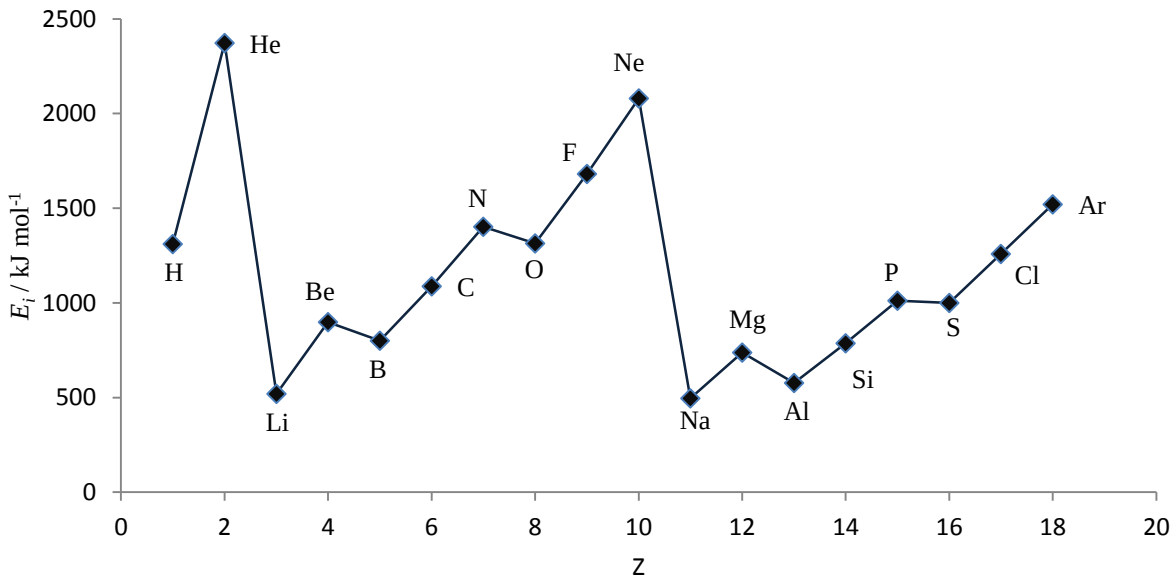
Energija ionizacije ovisi o veličini atoma i efektivnom naboju jezgre, a kroz skupine i periode mijenja se kako je prikazano na slici 11. Kako je napomenuto, kroz skupinu od gore prema dolje raste broj ljusaka, a time i veličina atoma. Vanjski elektroni su dalje od jezgre, a zbog efekta zasjenjenja elektroni „osjećaju“ slabiju privlačnu silu. Kako su vanjski elektroni slabije privućeni, potrebno je dovesti manje energije da se odvoje od atoma.



Slika 11. Porast energije ionizacije kroz skupine i periode.

Kroz periodu broj ljusaka je isti, a efektivni naboj jezgre raste porastom broja protona. To uzrokuje jače privlačenje jezgre i vanjskih elektrona što uzrokuje smanjenje atoma. Za

savladavanje jače privlačne sile i odvajanje elektrona iz atoma potrebno je dovesti više energije kao što je vidljivo na slici 12.



Slika 12. Promjena prve energije ionizacije o protonskom broju za elemente prve tri periode.[34]

Prva energija ionizacije bora je manja od prve energije ionizacije berilija. Razlog tome je to što je kod bora prisutna *p*-orbitala koja je više energije zbog čega je potrebno dovesti manje energije da se odvoji elektron. Kisik u *p*-orbitali ima četiri elektrona pri čemu su dva elektrona sparena, a dva nesparena. Između sparenih elektrona prisutna je odbojna sila koja uzrokuje porast energije orbitale što uzrokuje smanjenje prve energije ionizacije. Isto vrijedi za aluminij i sumpor.

3.5. Elektronski afinitet

Elektronski afinitet je energija koju je potrebno dovesti anionu u plinovitom stanju da se odvoji elektron. Taj proces može se opisati jednadžbom koja glasi X^- (g) → X(g) + e^-. Taj proces je suprotan procesu u kojem atom veže elektron i postaje negativno nabijeni ion, a pri tome dolazi do vezanja ili otpuštanja energije. To se može zapisati kao X(g) + e^- → X^- (g).

Elektronski afinitet ovisi o efektivnom naboju jezgre i veličini atoma. Kako je napomenuto, anioni su veći od neutralnih atoma iz čega bi se moglo zaključiti da se porastom

veličine aniona elektronski afinitet smanjuje. Isto vrijedi za naboj jezgre. Kroz skupinu efekt zasjenjenja raste što uzrokuje povećanje polumjera atoma, a kroz periodu raste naboj jezgre što za posljedicu ima smanjenje polumjera atoma. Povećanje elektronskog afiniteta kroz skupine i periode prikazano je na slici 13.

Raspodjela i broj elektrona također utječu na elektronski afinitet. Kod alkalijskih metala energija koju treba dovesti za odvajanje elektrona od aniona je mala. Kad atomi Na, K ili Rb prime elektron nastaju negativno nabijene vrste koje se nazivaju alkalidi. Alkalidi su nestabilni i lako gube elektron.

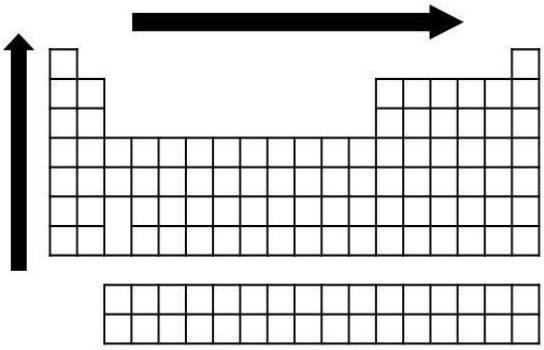
Metali druge skupine nemaju tendenciju primanja elektrona jer je za primanje elektrona potrebno otvoriti *p*-orbitalu.

Elementi 13. skupine imaju manji polumjer i dovođenje elektrona uzrokuje odbijanje s drugim elektronom koji je prisutan.

Elementi 14. skupine u *p*-orbitali imaju dva elektrona i primanjem elektrona nastaje stabilna polupopunjena *p*-orbitala zbog čega je primanje elektrona energetski povoljan proces.

Kod elementata 15. skupine u *p*-orbitali su prisutna tri elektrona i primanjem elektrona dolazi do sparivanja elektrona. Kako simetrična raspodjela elektrona čini orbitale stabilnijima, dovođenjem elektrona dolazi do narušavanja simetrije i porasta energije zbog odbijanja elektrona. Zbog svoje veličine dušik ima manji elektronski afinitet od ostalih elemenata 15. skupine.

Elementi 16. skupine imaju veći elektronski afinitet. Primanjem jednog elektrona postaju jednostruko nabijeni anioni. Primanjem drugog elektrona postižu elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog plina.



Slika 13. Povećanje elektronskog afiniteta kroz skupine i periode.

Isto vrijedi za elemente 17. skupine koji primanjem elektrona postižu elektronsku konfiguraciju najbližeg plemenitog plina. Iznimka kod te skupine je fluor koji zbog svojeg malog polumjera ima manji elektronski afinitet od klora. Kako je atom fluora mali, dovođenje elektrona uzrokuje jake odbojne interakcije među elektronima. Atom klora je veći i zbog toga lakše prima dodatni elektron.

Plemeniti plinovi imaju popunjenu vanjsku ljusku što im daje stabilnu elektronsku konfiguraciju. Stoga je elektronski afinitet jako mali i nemaju tendenciju primanja elektrona jer je za primanje novog elektrona potrebno otvoriti novu ljusku pri čemu se narušava simetrična raspodjela elektrona.

3.6. Elektronegativnost

Postoji više definicija elektronegativnosti. Jedna od njih je: elektronegativnost pokazuje koliko atom jednog elementa privlači elektrone drugog atoma između kojih postoji kemijska veza. Različiti znanstvenici definirali su elektronegativnost na različite načine što je dalo više definicija i vrijednosti koeficijenata elektronegativnosti.[35]

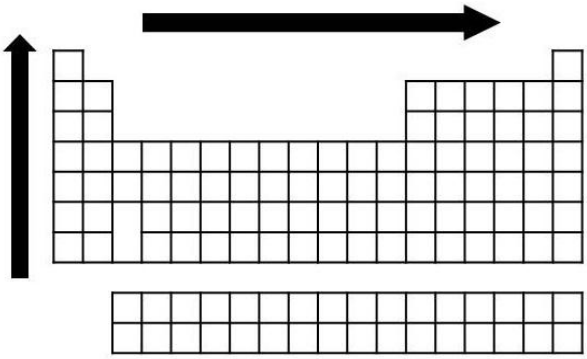
Koncept elektronegativnosti uveo je američki znanstvenik Linus Pauling. On je definirao razliku elektronegativnosti dva elementa kao:

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{\left\{E_d(\text{A-B}) - \frac{1}{2}[E_d(\text{A-A})+E_d(\text{B-B})]\right\}/\text{eV}}$$

pri čemu je E_d(A-B) energija disocijacije spoja kemijske formule AB izražena u elektronvoltima. Isto vrijedi za E_d(A-A) i E_d(B-B). Tom jednadžbom dobiva se razlika elektronegativnosti dva elementa, a ne koeficijenti elektronegativnosti pojedinih elemenata. Za određivanje koeficijenata elektronegativnosti pojedinih elemenata bilo je potrebno neku vrijednost pripisati nekom elementu i na temelju toga izračunati koeficijente elektronegativnosti za ostale elemente. Za to je izabran vodik kojem je pripisana vrijednost 2,0. Prema toj skali najelektronegativniji element je fluor kojem koeficijent elektronegativnosti iznosi 3,98, a najelektropozitivniji je francij s 0,7. Neke ostale vrijednosti elektronegativnost prema Paulingovoj skali su O (3,44), N (3,04), Cl (3,16), Br (2,96), Na (0,93), Cs (0,97), Ba (0,98).[36] Promjena vrijednosti koeficijenata kroz skupine i periode prikazana je na slici 14.

Pomoću Paulingovih koeficijenata elektronegativnosti može se odrediti približni udio ionskog karaktera u kovalentnoj vezi između dva različita atoma. Taj izraz može se zapisati u obliku: $\%\ \text{ionskog karaktera} = 1 - e^{-\frac{1}{4}(\chi_A - \chi_B)^2}$, pri čemu su χ_A i χ_B koeficijenti elektronegativnosti dva elementa između kojih postoji kemijska veza.

Jedna od glavnih iznimaka je ta da nemaju svi plemeniti plinovi određene koeficijente elektronegativnosti. Kako samo kripton i ksenon tvore spojeve, jedino su njima određeni koeficijenti elektronegativnosti. Ostale iznimke su atomi bakra i srebra koji imaju popunjenu *d*-orbitalu zbog čega su koeficijenti elektronegativnosti manji. Atomi kroma i volframa imaju polupopunjenu *d*-orbitalu, ali krom je manje elektronegativan u odnosu na volfram što se može pripisati veličini tih atoma. Atom zlata ima devet elektrona u 4*d*-orbitali i za stabilizaciju te orbitale je potreban jedan elektron što uzrokuje veću elektronegativnost atoma zlata.[37] Iako postoje iznimke, može se zaključiti da su elementi s manjim energijama ionizacije i elektronskog afiniteta elektropozitivniji, a oni elementi koji imaju veću energiju ionizacije i veći elektronski afinitet elektronegativniji.



Slika 14. Porast elektronegativnosti kroz periode i skupine za Paulingovu skalu.

Tu činjenicu iskoristio je američki znanstvenik Robert Mulliken u svojoj definiciji elektronegativnosti. Prema Mullikenu, elektronegativnost elementa definirana je kao aritmetička sredina prve energije ionizacije i elektronskog afiniteta. Za određivanje koeficijenta elektronegativnosti ostalih elemenata nije potreban proizvoljan broj nego je potrebno poznavati vrijednosti prve energije ionizacije i elektronskog afiniteta koje su izražene u elektronvoltima.

Američki znanstvenici Albert Louis Allred i Eugene George Rochow predložili su empirijsku formulu za elektronegativnost koja se temelji na elektrostatskom privlačenju jezgre i elektrona. Prema njima, elektronegativnost je definirana kao sila koja je rezultat djelovanja efektivnog naboja jezgre na vanjski elektron u kovalentnoj vezi koji se nalazi na udaljenosti *r* koja odgovara kovalentnom polumjeru i izražena je u pikometrima. Izraz za elektronegativnost glasi $\chi^{AR} = 3590 \cdot \frac{Z_{eff}}{r^2} + 0.744$.

Premda postoje i druge definicije elektronegativnosti[35], Paulingova skala se najčešće upotrebljava.

Kod elemenata koji emitiraju radioaktivno zračenje postoji problem mjerenja atomskog polumjera, energije ionizacije, elektronskog afiniteta, elektronegativnosti i drugih svojstava poput tališta, vrelišta, gustoće i sl. Kako je radioaktivno zračenje štetno za organizam, ta istraživanja moraju se provoditi u posebnim laboratorijima pri čemu je potrebno koristiti posebne mjerne instrumente. Sličan problem javlja se kod elemenata koji imaju malo vrijeme poluraspada. Što je vrijeme poluraspada nekog elementa manje, to je teže odrediti neka svojstva tog elementa.

§ 4. ZAKLJUČAK

Periodni sustav elemenata rezultat je rada velikog broja znanstvenika koji su, svaki na svoj način, doprinjeli njegovom razvoju. Počevši od antike preko srednjeg vijeka pa sve do danas broj elemenata se povećavao te je postojala potreba za njihovom organizacijom. Na početku je svaki znanstvenik organizirao elemente prema svojoj viziji, dok konačno Mendeljejev nije sastavio svoj periodni sustav koji se uz izmjene zadržao do danas te postao jedna od najpoznatijih tablica. Tu tablicu razumiju svi oni kojima je potrebna ili žele znati nešto o nekom elementu. Tako mogu saznati kojoj skupini pripada pojedini element, broj protona i neutrona u jezgri atoma tog elementa. Također, iz položaja nekog elementa na periodnom sustavu može se saznati nešto o njegovim svojstvima poput veličine atoma, energiji ionizacije, elektronskom afinitetu i elektronegativnosti.

§ 5. LITERATURNI IZVORI

1. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 131-134.
2. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 140-148.
3. https://en.wikipedia.org/wiki/Timeline_of_chemical_element_discoveries (datum pristupa 25. svibnja 2019.)
4. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 399-411.
5. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 485-504.
6. https://en.wikipedia.org/wiki/Electrolysis (datum pristupa 25. svibnja 2019.)
7. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 533-542.
8. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 558-566.
9. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 182-185.
10. https://en.wikipedia.org/wiki/Alchemical_symbol (datum pristupa 29. svibnja 2019.)
11. https://ucmp.berkeley.edu/history/linnaeus.html (datum pristupa 29. svibnja 2019.)
12. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 739.
13. http://www.rsc.org/periodic-table/history/about (datum pristupa 25. svibnja 2019.)
14. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 741.
15. https://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_database.php?PT_id=7 (datum pristupa 1. lipnja 2019.)
16. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 741.
17. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 744-749.
18. http://www.chemistryexplained.com/Ma-Na/Meyer-Lothar.html (datum pristupa 5. lipnja 2019.)
19. D. Grdenić, *Povijest kemije*, Novi Liber, Zagreb, 2001, str. 749-755.
20. https://www.famousscientists.org/dmitri-mendeleev/ (datum pristupa 30. srpnja 2019.)
21. https://www.chemistryworld.com/features/the-father-of-the-periodic-table/3009828.article (datum pristupa 10. lipnja 2019.)
22. M. Silberberg, *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*, 5th Edition, McGraw-Hill, New York, 2009, str. 291-292
23. https://eic.rsc.org/feature/the-periodic-tables-of-mendeleev/2020258.article (datum pristupa 15. lipnja 2019.)

24. I. Filipović, S. Lipanović, *Opća kemija*, Školska knjiga, Zagreb, 1991, str. 67-69.
25. https://www.google.hr/search?q=periodni+sustav+elemenata+pdf&source=lnms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwi7xpTJ5dzjAhXxsIsKHSLpA5QQ_AUIESgB&biw=1271&bih=694#imgrc=nTHmmFqUfnNeTM (datum pristupa 30. srpnja 2019.)
26. https://iupac.org/iupac-is-naming-the-four-new-elements-nihonium-moscovium-tennessine-and-oganesson/ (datum pristupa 4. kolovoza 2019.)
27. https://en.wikipedia.org/wiki/Yuri_Oganessian (datum pristupa 4. kolovoz a 2019.)
28. https://eic.rsc.org/feature/trouble-in-the-periodic-table/2020266.article (datum pristupa 1. kolovoza 2019.)
29. https://iupac.org/projects/project-details/?project_nr=2015-039-2-200 (datum pristupa 1. kolovoza 2019.)
30. C. E. Housecroft, A. G. Sharpe, *Inorganic Chemistry*, Second Edition, Pearson, Harlow, 2005, str. 533-538.
31. M. Silberberg, *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*, 5th Edition, McGraw-Hill, New York, 2009, str. 307.
32. https://studylib.net/doc/5743965/ionic-radius-exceptions-to-trend (datum pristupa 4. kolovoza 2019.)
33. https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Physical_and_Theoretical_Chemistry_Textbook_Maps/Supplemental_Modules_(Physical_and_Theoretical_Chemistry)/Physical_Properties_of_Matter/Atomic_and_Molecular_Properties/Ionization_Energy (datum pristupa 26. lipnja 2019.)
34. M. Silberberg, *Chemistry The Molecular Nature of Matter and Change*, 5th Edition, McGraw-Hill, New York, 2009, str. 310.
35. https://www.meta-synthesis.com/webbook/36_eneg/electroneg.html (datum pristupa 30. lipnja 2019.)
36. https://www.angelo.edu/faculty/kboudrea/periodic/trends_electronegativity.htm (datum pristupa 1. srpnja 2019.)
37. http://xaktly.com/PeriodicTrends.html (datum pristupa 7. kolovoza 2019.)