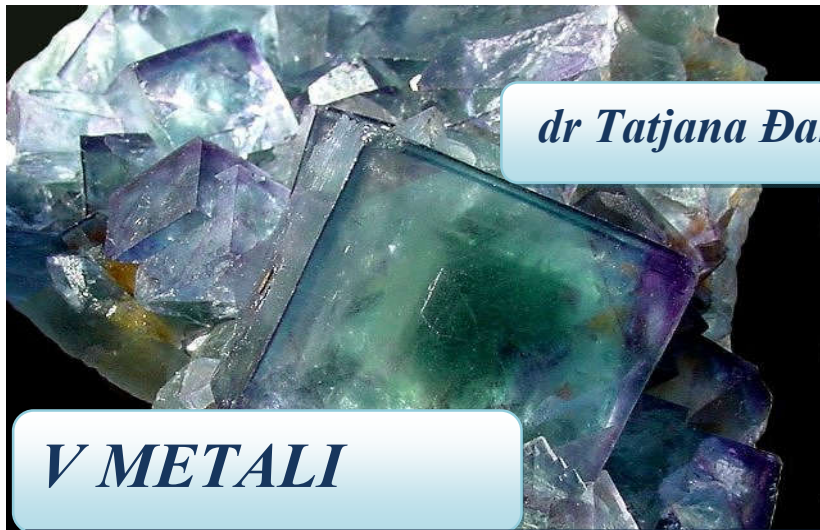




dr Tatjana Đaković-Sekulić

V METALI

Prema svojim osobinama svi elementi Periodnog sistema se dele na metale, nemetale i metaloide. Najbrojniji su metali (ima ih oko 80%). Svaka perioda počinje metalom, a završava se nemetalom. To znači da sa porastom atomskog broja u periodi opada metalni, a raste nemetalni karakter elemenata. U grupi, sa porastom atomskog broja, raste metalni, a opada nemetalni karakter elemenata.

METALI

METALI 1. (IA) GRUPE PSE – ALKALNI METALI (ns¹)

Alkalni metali su: litijum (Li), natrijum (Na), kalijum (K), rubidijum (Rb), cezijum (Cs), i francijum (Fr) (radioaktivan). Naziv ove grupe ukazuje na njihovu najznačajniju osobinu da sa vodom grade jake baze – alkalije. Svi alkalni metali su izraziti metali. U fizičkom pogledu znatno se razlikuju od tehnički važnih metala. Alkalni metali su laki, meki, imaju malu gustinu, kao i niske tačke topljenja i ključanja u poređenju sa tehnički važnim metalima. Izuzetno su reaktivni, te se čuvaju pod petroleumom. Alkalni metali imaju najmanje vrednosti prve energije jonizacije i zato su jaka redukciona sredstva. U jedinjenjima uvek imaju

oksidacioni broj +1. Karakteristične hemijske reakcije alkalnih metala prikazane su u tabeli V.1.

Tabela V.1. Tipične hemijske reakcije alkalnih metala.

REAKCIJA:	
Sa halogenim elementima, X ₂	
$2 \text{ M}_{(s)} + \text{X}_2 \rightarrow 2 \text{ MX}_{(s)}$	
Sa vodonikom, H ₂	
$2 \text{ M}_{(s)} + \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{ MH}_{(s)} \quad (\text{jonski hidrid})$	
Sa kiseonikom, O ₂	
$\text{M}_{(s)} + \text{O}_{2(g)}$	$\begin{array}{l} \rightarrow \text{oksidi,} \quad \text{M}_2\text{O} \quad (\text{Li}_2\text{O}) \\ \rightarrow \text{peroksidi,} \quad \text{M}_2\text{O}_2 \quad (\text{Na}_2\text{O}_2) \\ \rightarrow \text{superoksidi,} \quad \text{MO}_2 \quad (\text{KO}_2, \text{RbO}_2, \text{CsO}_2) \end{array}$
Sa vodom, H ₂ O	
$2 \text{ M}_{(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ M}^+ + 2 \text{ OH}^- + \text{H}_{2(g)}$	

Hidroksidi alkalnih metala, MOH, su bele čvrste supstance, termički stabilne. Dobro se rastvaraju u vodi, osim litijum-hidroksida. Rastvaranje je praćeno oslobađanjem toplote. Alkalni hidroksidi su najjače poznate baze.

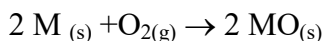
Sve soli alkalnih metala su jonska jedinjenja visoke tačke topljenja, a njihovi rastvori i rastopi su dobri provodnici toplote i elektriciteta. Većina soli alkalnih metala se dobro rastvaraju u vodi.

METALI 2. (IIA) GRUPE PSE – ZEMNOALKALNI METALI (ns²)

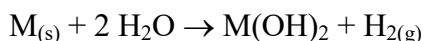
Zemnoalkalni metali su: berilijum (Be), magnezijum (Mg), kalcijum (Ca), stroncijum (Sr), barijum (Ba) i radijum (Ra) (radioaktivan). Srebrnasto bele boje su, relativno su meki (osim berilijuma), a zbog male gustine pripadaju lakim metalima. U jedinjenjima uvek imaju oksidacioni broj +2.

Zemnoalkalni metali su reaktivni, ali manje od alkalnih metala. Berilijum i magnezijum su stabilni na vazduhu jer se prevlače zaštitnim slojem oksida.

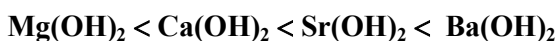
Kada se zapale, zemnoalkalni metali gore svetlim blještavim plamenom:



Zemnoalkalni metali reaguju sa vodom pri čemu nastaju hidroksidi, M(OH)₂:



Oksidi i hidroksidi zemnoalkalnih metala su baznog karaktera, osim BeO i Be(OH)₂ koji su amfoterni. Bazni karakter oksida i hidroksida raste sa porastom atomskog broja elementa u grupi. Na isti način se menja i rastvorljivost oksida i hidroksida.



Jačina baze raste

Rastvorljivost raste

Zemnoalkalni metali se u prirodi javljaju u obliku slabo rastvornih sulfata i karbonata. Za razliku od karbonata, hidrogenkarbonati zemnoalkalnih metala dobro se rastvaraju. Slabo rastvorni karbonati mogu se rastvoriti u vodi koja sadrži ugljenik(IV)-oksid:



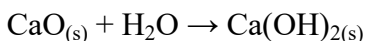
Površinske i podzemne prirodne vode uvek sadrže manju ili veću količinu rastvorenih soli kalcijuma i magnezijuma, pretežno u obliku hidrogenkarbonata i sulfata. Od prisustva ovih soli u vodi potiče “tvrdoća vode”. Tvrdoća vode može biti stalna ili prolazna. Prolazna (karbonatna) tvrdoća vode potiče od rastvorenih hidrogenkarbonata. Ona se lako može ukloniti zagrevanjem pri čemu se talože slabo rastvorni karbonati. Ostale soli, koje se ne talože pri zagrevanju, čine stalnu (nekarbonatnu) tvrdoću vode.

Jedinjenja zemnoalkalnih metala, posebno jedinjenja kalcijuma, imaju značajnu primenu kao građevinski materijali. To su:

- Kalcijum-oksidi, CaO (negašeni kreč). Dobija se žarenjem kalcijum-karbonata (krečnjaka):



- Kalcijum-hidroksid, Ca(OH)_2 (gašeni kreč). Nastaje mešanjem CaO sa vodom:



Vodeni rastvor Ca(OH)_2 naziva se krečna voda, a suspenzija Ca(OH)_2 u vodi je krečno mleko.

- Kalcijum-sulfat - gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Ukoliko se gips zagreje do 97°C prelazi u hemihidrat koji može ponovo da veže vodu:

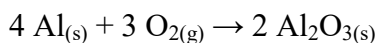


Zagrevanjem do 250°C nastaje bezvodni kalcijum-sulfat koji nije sposoban da ponovo veže vodu (mrtvi gips).

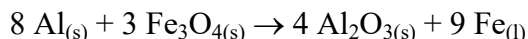
ALUMINIJUM – 13. (IIIA) GRUPA PSE

Aluminijum (Al) je srebrnasto sjajan metal, velike električne i toplotne provodljivosti. Ima malu gustinu, lako se obrađuje (izvlači u tanke žice i folije).

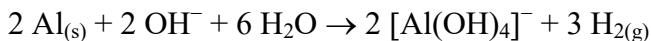
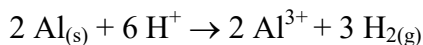
Aluminijum je stabilan na vazduhu, a na povišenim temperaturama reaguje sa kiseonikom:



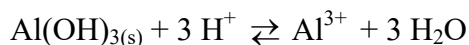
Afinitet aluminijuma prema kiseoniku toliko je velik da aluminijum može da reaguje sa kiseonikom i kada je hemijski vezan. Ta osobina koristi se za redukciju oksida metala, a sam proces se naziva "aluminotermija":



Aluminijum je amfoteran, što znači da reaguje sa bazama i sa kiselinama:



Oksid aluminijuma, Al_2O_3 amfoteran je kao i njegov hidroksid $\text{Al}(\text{OH})_3$:

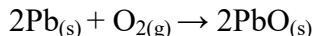
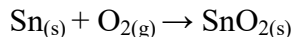


Aluminijum gradi dvogube soli ili stipse, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

KALAJ I OLOVO – 14. (IVA) GRUPA PSE

Kalaj (Sn) se javlja u dve alotropske modifikacije: belo (metalnoj) i sivoj (nemetalnoj). Olovo (Pb) postoji samo u jednoj modifikaciji, kao metal plavičasto-sive boje. Oba elementa imaju niske temperature topljenja, meki su i imaju veliku gustinu, te se ubrajaju u teške metale. Lako se obrađuju, izvlače u žice ili tanke listiće. Kalaj izvučen u veoma tanke listiće poznat je pod imenom "staniol".

Kalaj i olovo su stabilni na vazduhu jer ih štiti sloj nastalog oksida:



Kalaj i olovo se u jedinjenjima javljaju u dva oksidaciona broja: +2 i +4, tabela V.2. Stabilniji oksidacioni broj kalaja je +4, a olova +2.

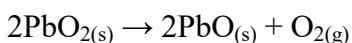
Tabela V.2. Pregled oksida kalaj i olovo i njihove osobine.

	oksidacioni broj	oksid	osobine
Sn	+2	SnO	amfoteran
	+4	SnO ₂	kiseo
Pb	+2	PbO	amfoteran
	+4	PbO ₂	amfoteran, izraženije kisele osobine
	+2	Pb ₃ O ₄	složen
	+4	(2PbO·PbO ₂)	

Oksidi SnO i PbO i hidroksidi kalaja(II) i olova(II) su amfoterni. U vodenim rastvorima kalaj(II)-soli izražena je hidroliza. Za većina soli olova(II) je karakteristična mala rastvorljivost u vodi.

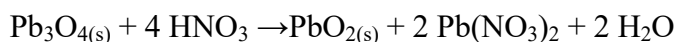
Stajanjem na vazduhu kalaj(II)-jedinjenja prelaze u kalaj(IV)-jedinjenja. Zato su kalaj(II)-jedinjenja, naročito u baznoj sredini, jaka redukciona sredstva. Jedinjenja olova(II) nemaju redukciona svojstva.

Oksidi kalaja(IV) i olova(IV) se gotovo ne rastvaraju u vodi, ali ni u kiselinama, ni bazama. Zagrevanjem PbO₂ otpušta kiseonik i prelazi u PbO:



Olovo(IV)-jedinjenja su jaka oksidaciona sredstva.

Pored PbO₂ olovo gradi i oksid Pb₃O₄, poznat pod nazivom “minijum”. Minijum je mešoviti oksid i njegova formula se može napisati kao 2PbO·PbO₂. Da u minijumu postoji olovo u dva oksidaciona broja (+2 i +4) lako se može dokazati azotnom kiselinom:

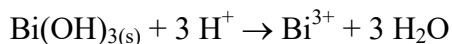


pri čemu se umesto narandžasto-crvenog minijuma dobija mrki talog olovo(IV)-oksida, a olovo(II) prelazi u rastvor. U smeši sa lanenim uljem minijum se koristi kao premaz za zaštitu gvožđa od korozije.

BIZMUT – 15. (VA) GRUPA PSE

Bizmut (Bi) je mek metal, sivobebe boje sa crvenkastom nijansom, niske tačke topljenja, relativno slab provodnik elektriciteta. Bizmut ulazi u sastav legura koje se tope na niskim temperaturama.

Osnovni oksidacioni broj bizmuta je +3. Oksid, Bi_2O_3 , i hidroksid, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, se slabo rastvaraju u vodi i baznog su karaktera:



Bi_2O_3 , koji je ružičaste boje, koristi se u kozmetičkoj industriji. Najvažnije jedinjenja bizmuta je bizmut(III)-nitrati koji je rastvoran u vodi. Koristi se za dobijanje drugih jedinjenja bizmuta koja se primenjuju u medicini za lečenje različitih bolesti.

PRELAZNI METALI (d- i f-elementi)

Pod d- i f-elementima podrazumevamo elemente od 3. do 12. grupe Periodnog sistema. Ovi elementi se međusobno razlikuju po broju elektrona u unutrašnjim d- ili f-orbitalama, pa su im i osobine zbog toga slične. Generalno, imaju visoke tačke topljenja, velike gustine i tvrdoće, kovni su, tegljivi, sjajni i dobri provodnici toplote i elektriciteta. U jedinjenjima se javljaju u više oksidacionih brojeva, a jedinjenja su im često obojena i kompleksna.

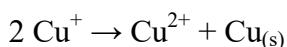
Drugi naziv za d- i f-elemente je prelazni elementi. Međutim, prema IUPAC-ovoj nomenklaturi prelazni elementi su oni koji najčešće imaju popunjene s-orbitale poslednjeg energetskog nivoa (ns^2), a delimično popunjene d-orbitale preposlednjeg nivoa ($(n-1)d^{1-10}$) u neutralnom atomu ili nekom od jona. Strogo gledano to su elementi koji se nalaze od 3. do 11. grupe. Elementi 12. grupe periodnog sistema, cink, kadmijum i živa imaju potpuno popunjene i ns i (n-1)d-orbitale (elektronska konfiguracija im je $ns^2(n-1)d^{10}$), pa prema tome ne

spadaju u prelazne elemente. Prema IUPAC-u oni spadaju u tzv. postprelazne elemente. U prelazne elemente takođe se ubrajaju i lantanoidi i aktinoidi.

METALI 11. (IB) GRUPE PSE - BAKAR, SREBRO I ZLATO

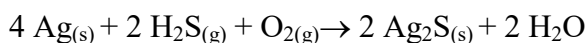
Bakar (Cu), srebro (Ag) i zlato (Au) su relativno meki, kovni i tegljivi, i od svih metala najbolji su provodnici toplote i elektriciteta. Mala reaktivnost bakra, srebra i zlata svrstava ove elemente u plemenite metale (u naponskom nizu su iza vodonika). Rastvaraju se u kiselinama koje imaju oksidaciono dejstvo (HNO_3 , cc H_2SO_4), izuzev zlata koje se rastvara samo u carskoj vodi (smeša koncentrovane azotne kiseline i koncentrovane hlorovodonične kiseline u zapreminskom odnosu 1:3). Bakar je biogeni elemenat.

Bakar je na suvom vazduhu postojan (štiti ga Cu_2O koji je crvene boje). Na vlažnom vazduhu i u prisustvu CO_2 bakar se prevlači zelenom patinom baznog karbonata $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ koja ga takođe štiti od dalje korozije. I mada bakar gradi jedinjenja u dva oksidaciona broja, +1 i +2, u vodenom rastvoru stabilan je samo bakar(II)-jon, prepoznatljiv po plavoj boji. Bakar(I)-jedinjenja stabilna su samo u čvrstom stanju, a vodenom rastvoru se disproporcionišu:



Najznačajnija so bakra je plavi kamen, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Stajanjem na vazduhu srebro potamni zbog nastajanja srebro-sulfida:



U jedinjenjima srebro ima oksidacioni broj +1. Najvažnija so srebra je srebro-nitrat koja se lako rastvara u vodi. Srebro-nitrat je polazna osnova za dobijanje ostalih jedinjenja srebra. Srebro-hlorid, bromid i jodid su u vodi teško rastvorne soli. Za jedinjenja srebra karakteristično je da se pod uticajem svetlosti raspadaju dajući elementarno srebro.

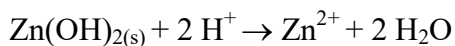
Zlato je postojano na vazduhu. Ne rastvara se u kiselinama osim u carskoj vodi. U jedinjenjima može imati oksidacione brojeve +1 i +3.

METALI 12. (IIB) GRUPE PSE – CINK, KADMIJUM I ŽIVA

Cink (Zn), kadmijum (Cd) i živa (Hg) su metali srebrnastobele boje, niske tačke topljenja i ključanja. Cink i kadmijum su čvrsti, dok je živa jedini tečan metal na sobnoj temperaturi. Živa ima osobinu da lako rastvara druge metale (izuzev gvožđa i platine) obrazujući legure koje se nazivaju amalgami.

Cink, kadmijum i živa u jedinjenjima imaju oksidacioni broj +2, osim žive koja formalno može da ima i oksidacioni broj +1, za koji je karakterističan dimerni jon Hg_2^{2+} ($-\text{Hg}-\text{Hg}-$).

Oksid i hidroksid cinka su amfoterni:



Sulfat cinka, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ poznat je pod imenom bela galica.

Najrasprostranjenije jedinjenje žive je živa(I)-hlorid, Hg_2Cl_2 , (kalomel). Slabo je rastvoran u vodi. Za živu(II)-hlorid, HgCl_2 , koji je u vodi dobro rastvoran, karakteristična je osobina da sublimiše, i zato se naziva sublimat.

HROM - 6. (VIB) grupa PSE

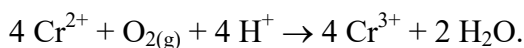
Hrom je tvrd metal, srebrnastobeo sa plavičastim sjajem. Na običnoj temperaturi je postojan na dejstvo kiselina i vlage, pod čijim dejstvom se prevlači monomolekulskim slojem hrom(III)-oksida koji ga štiti od korozije.

U jedinjenjima hrom može da ima oksidacione brojeve +2, +3 i +6, tabela V.3.

Tabela V.3. Oksidii hroma i njihove osobine.

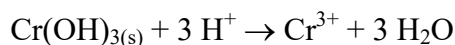
oksidacioni broj	oksid	osobine
+2	CrO	bazan
+3	Cr ₂ O ₃	amfoteran
+6	CrO ₃	kiseo

U rastvoru su hrom(II)-jedinjenja nepostojana jer se pod dejstvom kiseonika iz vazduha lako oksiduju:

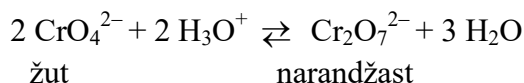


Zbog toga su hrom(II)-jedinjenja jaka redukciona sredstva. Pošto je +2 najniži oksidacioni broj hroma oksid i hidroksid hroma(II) su isključivo bazni.

Najvažnije i najstabilnije oksidaciono stanje hroma je +3. Hidroksid Cr(OH)₃ je amfoteran:



Maksimalani oksidacioni broj +6 hrom ima u hromatima i dihromatima između kojih postoji ravnoteža:



Položaj ravnoteže zavisi od kiselosti sredine. U baznoj sredini stabilan je dihromatni, Cr₂O₇²⁻ jon, a u kiseloj hromatni, CrO₄²⁻ jon.

Jedinjenja hroma(VI) su dobra oksidaciona sredstva.

MANGAN – 7. (VIIB) GRUPA PSE

Mangan (Mn) je srebrnastobeo metal koji se odlikuje velikom tvrdoćom i otpornošću prema koroziji. Koristi se za izradu legura i legiranje čelika.

U jedinjenjima može imati različite oksidacione brojeve: +2, +3, +4, +6 i +7, tabela V.4.

Tabela V.4. Karakteristična jedinjenja mangana i njihove karakteristike

oksidacioni broj	oksid	jon	kiselina/baza
+2	MnO	Mn ²⁺	Mn(OH) ₂
+3	Mn ₂ O ₃	Mn ³⁺	-
+4	MnO ₂	-	H ₂ MnO ₃ manganasta kiselina
+6	MnO ₃	MnO ₄ ²⁻ manganat	H ₂ MnO ₄ manganova kiselina
+7	Mn ₂ O ₇	MnO ₄ ⁻ permanganat	HMnO ₄ permanganova kiselina

Nisu svi oksidacioni brojevi podjednako stabilni. U rastvoru se, na primer, Mn³⁺ jon lako disproporcioniše:



Manganati su stabilni samo u alkalnoj sredini. U kiseloj sredini se disproporcionišu:



Permanganati su jaka oksidaciona sredstva.

8, 9. I 10. (VIII B) GRUPA PSE - TRIJADA GVOŽĐA

Iako pripadaju različitim grupama (gvožđe (Fe) – 8, kobalt (Co) - 9. i nikal (Ni) 10. grupi), ovi elementi pokazuju niz zajedničkih karakteristika, zbog čega se i proučavaju zajedno i svrstavaju u VIII B grupu.

Metali trijade gvožđa su srebrnaste boje, feromagnetični su na sobnoj temperaturi i imaju jako izraženu sklonost ka građenju kompleksnih jedinjenja.

Gvožđe je postojano na suvom vazduhu, a na vlažnom vazduhu lako korodira, rđa. U jedinjenjima gvožđe može imati oksidacione brojeve +2, +3 i +6. Najvažnija so oksidacionog broja +2 je gvožđe(II)-sulfat. Iz vodenog rastvora kristališe sa 7 molekula vode ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) i poznata je pod nazivom zelena galica. Jedinjenja gvožđa(II) vrlo brzo se oksiduju na vazduhu i prelaze u +3, stabilniji oksidacioni broj gvožđa.

Kobalt je stabilan na vazduhu. U jedinjenjima kobalt može imati oksidacione brojeve +2 i +3, od kojih je stabilniji +2.

Nikal je naročito stabilan na vazduhu. Zbog otpornosti na koroziju nikal se koristi za zaštitu predmeta (niklovanje), ali i ulazi u sastav legure od koje se izrađuje novac. Jedini stabilni oksidacioni broj nikla je +2.

Karakteristične boje jona ovih elemenata u vodenom rastvoru su: gvožđe(II)-jona bledo zelena, gvožđe(III)-jona mrka, kobalt(II)-jona ružičasta i nikal(II)-jona zelena. Sva tri elementa grade hidrokside $\text{M}(\text{OH})_2$ koji se razlikuju po stabilnosti. Stajanjem na vazduhu $\text{Fe}(\text{OH})_2$ se oksiduje, $\text{Co}(\text{OH})_2$ se na vazduhu oksiduje sporo dok se nikl $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ne oksiduje.