



Univerzitet u Nišu
Prirodno-matematički fakultet
Departman za hemiju
Katedra za neorgansku hemiju



Hemija prelaznih metala sa koordinacionom hemijom

Školska: 2018/2019. godina

Prof. dr Nenad S. Krstić

M2_P14

➤ Titan (Ti) spada u rasprostranjene elemente i u Zemljinoj kori ga ima oko **0,6%**, daleko više nego ugljenika, hlora ili sumpora na primer.

➤ Njegovih jedinjenja u prirodi ima malo, a i nalazišta ovog metala su retko koncentrisana u većim količinama.

➤ Ukupne svetske rezerve *ilmenita* su oko 700 miliona tona, do su svetske rezerve *rutila* nešto manje, oko 48 miliona tona

Country	Ilmenite	Rutile
United States	2,000	NA
Australia	160,000	24,000
Brazil	43,000	1,200
Canada	31,000	--
China	200,000	--
India	85,000	7,400
Madagascar	40,000	--
Mozambique	14,000	510
Sierra Leone	--	3,800
Norway	37,000	--
South Africa	63,000	8,300
Sri Lanka	NA	--
Ukraine	5,900	2,500
Vietnam	1,600	--
Other countries	26,000	400
World total	700,000	48,000
World total (ilmenite and rutile, rounded)	750,000	

Source: USGS, 2014

➤ Svetska proizvodnja ilmenita i rutila (2014)

World Ilmenite Production

(Data in thousand metric tons of contained TiO₂)

Country	2012	2013
United States	300	300
Australia	940	940
Brazil	45	45
Canada	750	770
China	960	950
India	340	340
Madagascar	380	430
Mozambique	350	480
Norway	360	400
South Africa	1,100	1,100
Sri Lanka	32	32
Ukraine	360	410
Vietnam	510	500
Other countries	74	90
World total	6,500	6,790

Source: USGS, 2014

World Rutile Production

(Data in thousand metric tons of contained TiO₂)

Country	2012	2013
United States	NA	NA
Australia	410	450
Brazil	2	2
India	24	26
Mozambique	7	9
Sierra Leone	89	90
South Africa	120	120
Ukraine	56	60
Other countries	24	17
World total	730	770

Source: USGS, 2014

➤ Velike količine titana nalaze se u silikatnim stenama, ali se iste ne mogu komercijalno eksploatirati.

➤ Osnovne rude ovog metala su *ilmenit* - FeTiO_3 i *rutil* - TiO_2 , kao i *perovskit* - CaTiO_3 , *brukit* (ortorombična varijanta TiO_2 , rutil i anatas - tetragonalna, akaogit - monoklinična)

ilmenit



rutil



brukit

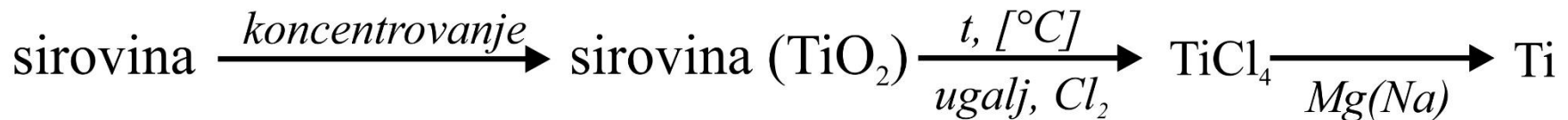


perovskit



Dobijanje

- Metalurški, titan se dobija iz ruda na temperaturama iznad crvenog usijanja *u reakciji sa ugljenikom i hlorom pri čemu nastaje $TiCl_4$* , koji se potom destiluje i odvaja od hlorida drugih metala.
- Ovaj hlorid se *potom redukuje i prečišćava* u elektrolučnim pećima u atmosferi argona, *zato što metalni Ti lako reaguje na visokim temperaturama sa azotom i kiseonikom.*



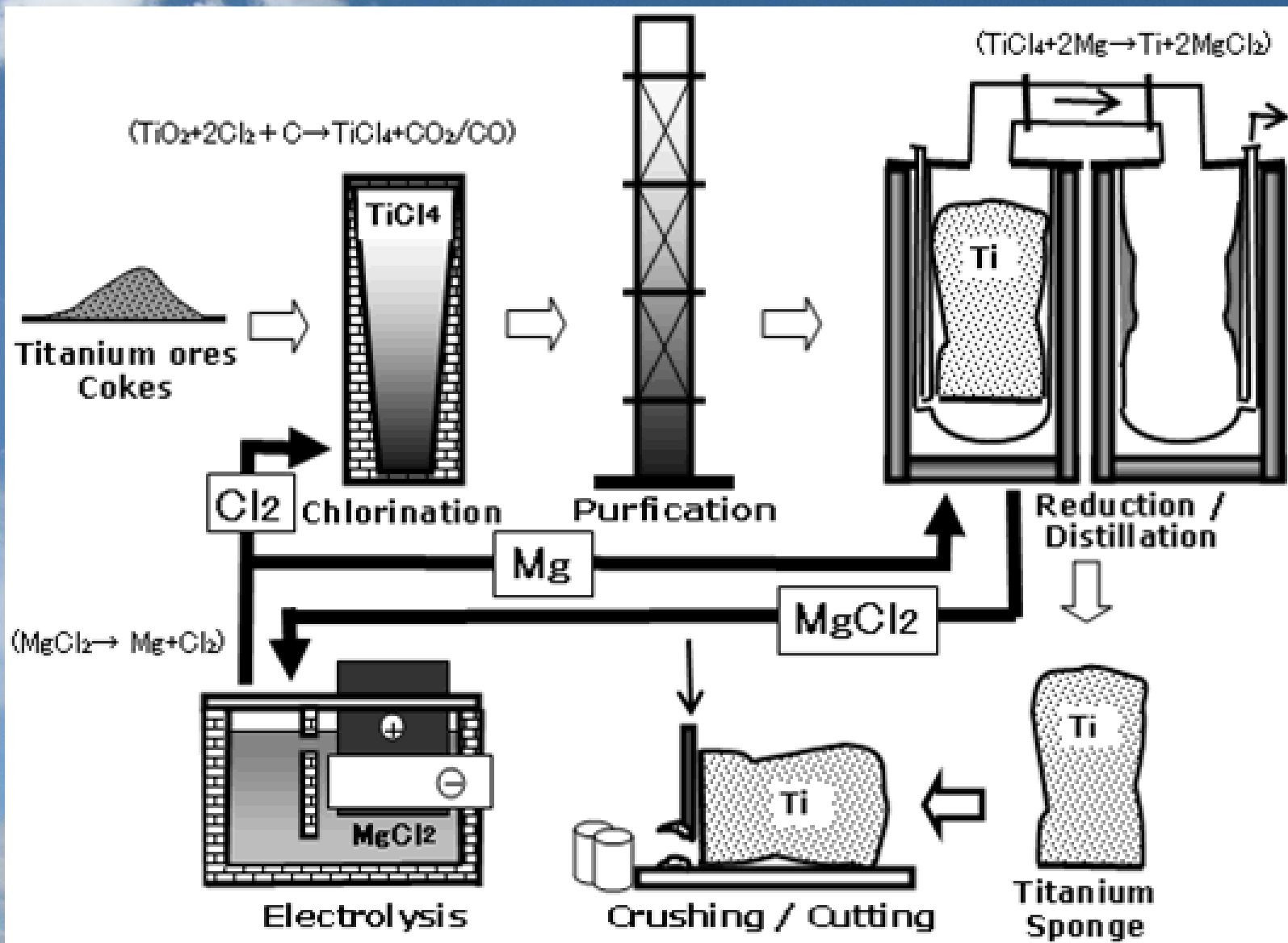
Reakcije dobijanja Ti iz rutila:



Reakcije dobijanja Ti iz ilmenita:

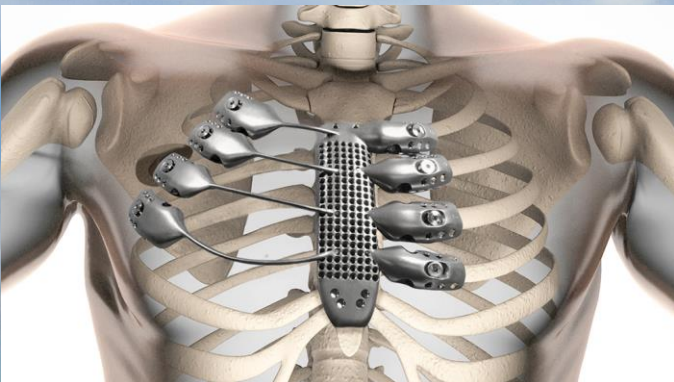
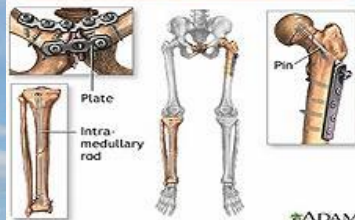
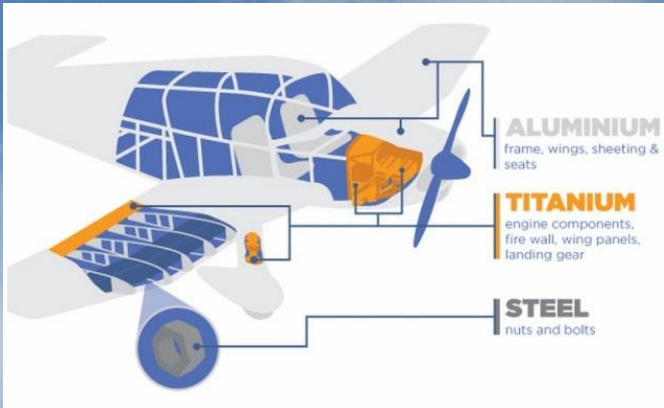


➤ Šematski prikaz dobijanja Ti



Primena titana

➤ Kao izuzetno lak metal, koji je otporan na koroziju, u odnosu na druge metale sličnih mehaničkih i termičkih osobina, titan se široko primenjuje u avio industriji, zatim za izradu postrojenja koja su u kontaktu sa morskom vodom, za proizvodnju parnih turbina i za druge potrebe

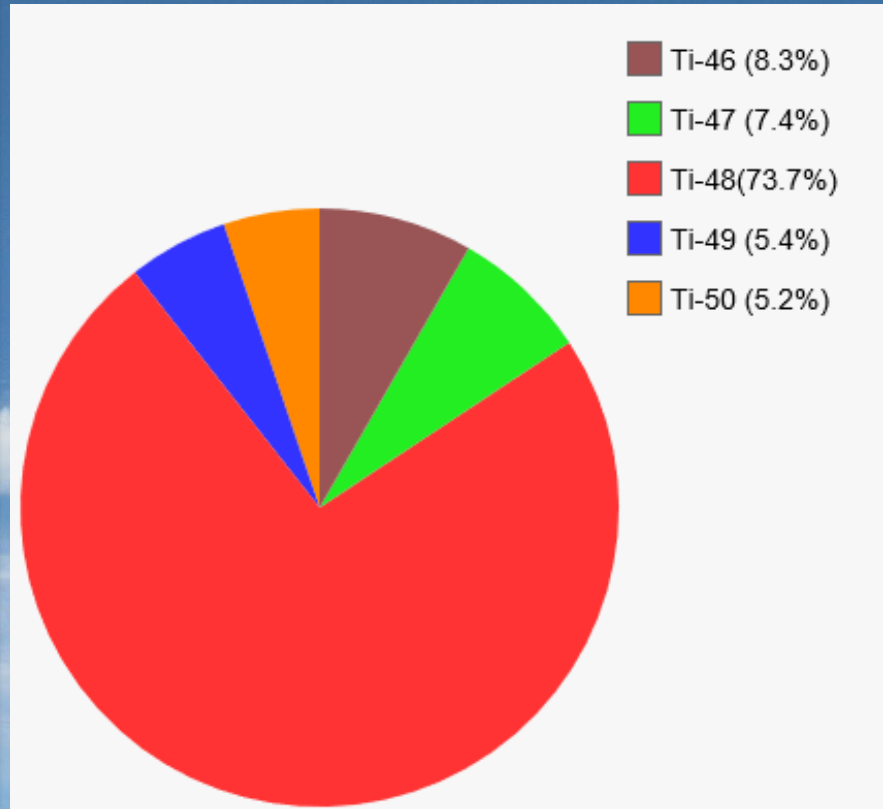


Izotopi

➤ U prirodi je zastupljeno 5 stabilnih izotopa ^{46}Ti , ^{47}Ti , ^{48}Ti , ^{49}Ti , and ^{50}Ti , izotop ^{48}Ti je najzastupljeniji 73.7%.

➤ 11 radioizotopa je okarakterisano, najstabilniji je ^{44}Ti sa poluvremenom života 63 godine; ^{45}Ti 184,8 minuta; ^{51}Ti 5,76 minuta; and ^{52}Ti 1,7 minuta.

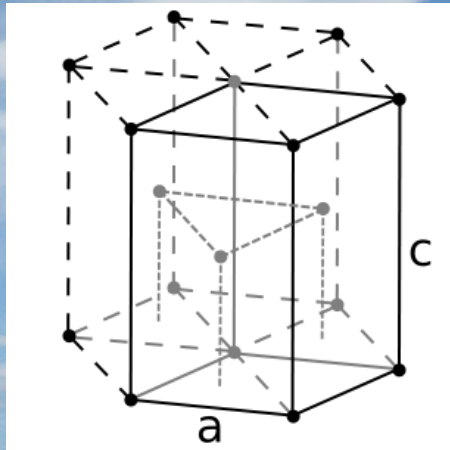
➤ Svi ostali radioaktivni izotopi imaju poluvreme života manje od 33 sek.



Fizičke osobine

- Srebrnasto sjajan metal, male gustine i velike tvrdoće.
- To je vatrostalni (refractory metal) koji je otporan na visoku toplotu i habanje.
- Paramagnetan je metal sa niskom termalnom ($21.9 \text{ W}/(\text{m}\cdot\text{K})$) i električnom ($420 \text{ n}\Omega\cdot\text{m}$ (at $20 \text{ }^\circ\text{C}$)) provodljivošću.

- Kristalna rešetka: heksagonalni α oblik koji prelazi u kubni β oblik na $882 \text{ }^\circ\text{C}$.

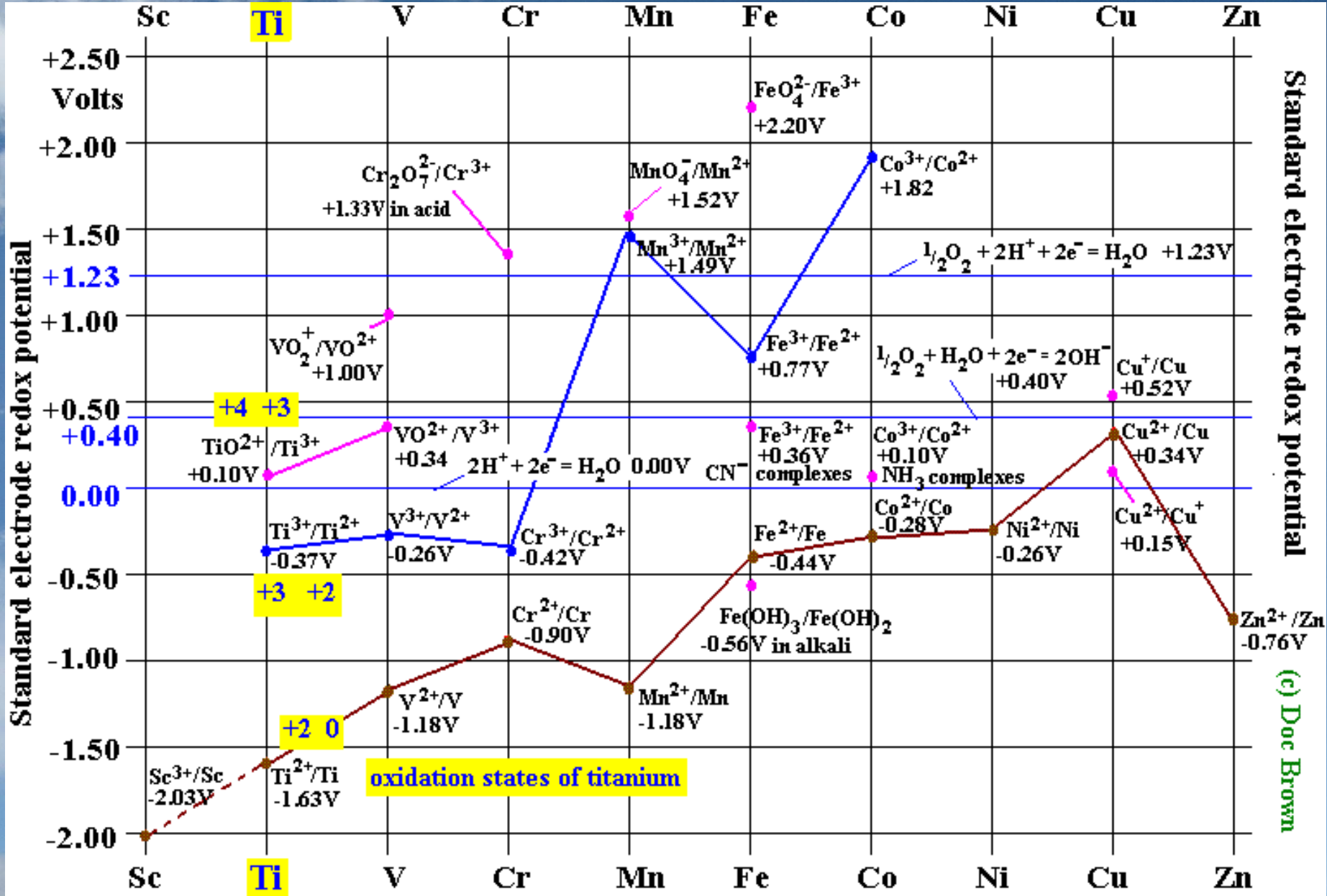


TT ($^\circ\text{C}$)	1668
TT ($^\circ\text{C}$)	3287
ρ (g/cm^3)	4,506 _(s) ; 4,11 _(l)
Elektronegat.	1,54
At. rad. (pm)	147
Kov. rad. (pm)	160
Magn. osob.	paramagnetik

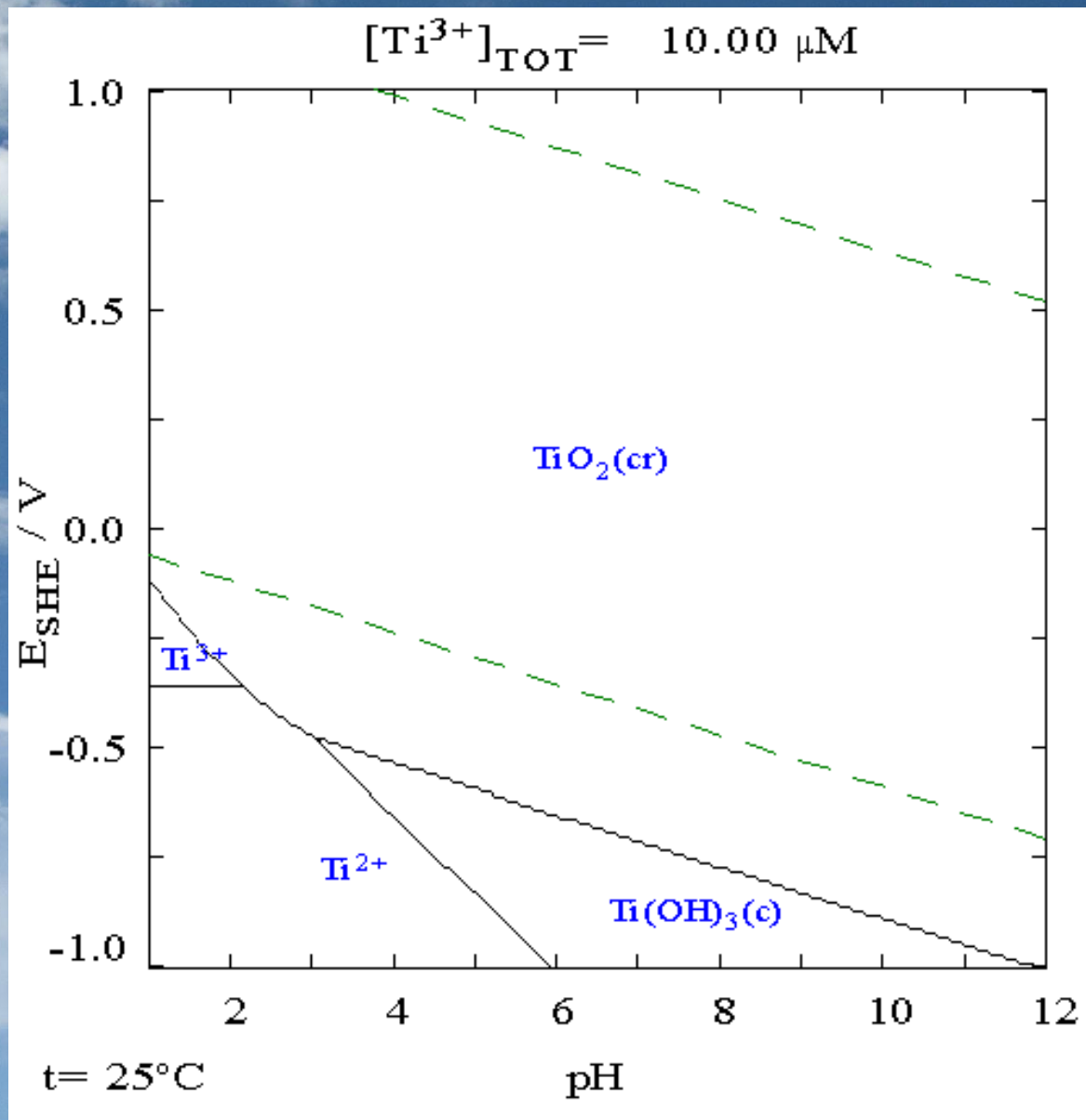


Hemijske osobine

- Titan reaguje sa kisonikom iz vazduha na 1,200 °C odnosno na 610 °C u čistom kiseoniku pri čemu formira titan(IV)-oskid.
- Slabo reaguje sa kiseonikom i vlagom pri normalnim uslovima, pri čemu formira zaštitni oksid koji ga pasivizira. Kada se formira, zaštitni sloj je 1–2 nm debljine sa tendencijom blagog rasta (postigne otprilike 25 nm za 4 godine)
- Atmosferskom pasivizacijom titan postiže izrazitu stabilnost (otpornost na koroziju) gotovo sličnu platini. *Ne reaguje sa razblaženom H_2SO_4 ili HCl -om*, što nije slučaj sa koncentrovanim kiselinama.
- Titan je termodinamički veoma reaktivan metal (negativan redoks potencijal) koji gori u normalnoj atmosferi pri temperaturama nižim od TT.
- Topljenje Ti je moguće u inertnoj atmosferi.



Standardni redoks potencijali 3d-metala



Eh-pH dijagram za Ti

➤ Čist metal reaguje sa razblaženim kiselinama i bazama, rastvara se u vreloj HCl, HF kiselini i smeši HNO₃ i HF, gradeći pri tom kompleksne fluoride.

➤ Zagrevanjem na vazduhu, titan se oksiduje u **TiO₂**, sa halogenim elementima gradi tetrahalogenide **TiX₄**, sa azotom nitrid **TiN**, a sa ugljenikom karbid **TiC**.

➤ Prema valentnoj elektronskoj konfiguraciji Ti: [] 3d²4s², za titan su karakteristična oksidaciona stanja +2, +3 i +4.

EI (kJ/mol)	I: 658.8
	II: 1309.8
	III: 2652.5

Jedinjenja Ti(II)

- Ti(II) gradi mali broj jedinjenja, sva ona su nestabilna i u vodenom rastvoru se lako oksiduju rastvorenim kiseonikom.
- Dobro su proučeni halogenidi ovog metala: TiCl_2 , TiBr_2 i TiJ_2 , kao i oksid TiO .
- U nevodenim sredinama postoji kompleksni jon $[\text{TiCl}_4]^{2-}$.
- ***Ljubičasti heksaakvatitanijum(II) jon $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ može se dobiti redukcijom Ti(IV) ili Ti(III) smešom metal/kiselina. On je veoma nestabilan i odmah se oksiduje kiseonikom iz vazduha.***
- ***Ti^{2+} je jako redukciono sredstvo, redukuje vodu do vodonika (on se oksiduje vodom do Ti^{3+}). Kako se lako oksiduje vazдушnim kiseonikom, nepostojan je u vodenim rastvorima***

Jedinjenja Ti(III)

- Ti(III) gradi brojna jedinjenja, halogenidi, oksid, složene sulfo soli tipa $\text{NH}_4\text{Ti}_3(\text{SO}_4)_5 \times 9\text{H}_2\text{O}$, dvogube soli i kompleksi
- *Titan(III)-nitrid (TiN)* je dosta tvrd (kao safir i karborundum, 9 na Mohs-ovoj skali), pa se kao takav koristi za pravljenje alata za sečenje, bušenje...
- *Titan(III)-karbid (TiC)* je dosta tvrd (9-9,5 na Mohs-ovoj skali) i kao takav se koristi za pravljenje alata za sečenje, bušenje
- *Titan(III)-hlorid (TiCl₃)* koristi se kao katalizator za proizvodnju olefina i kao redukcionni agens u organskoj hemiji.

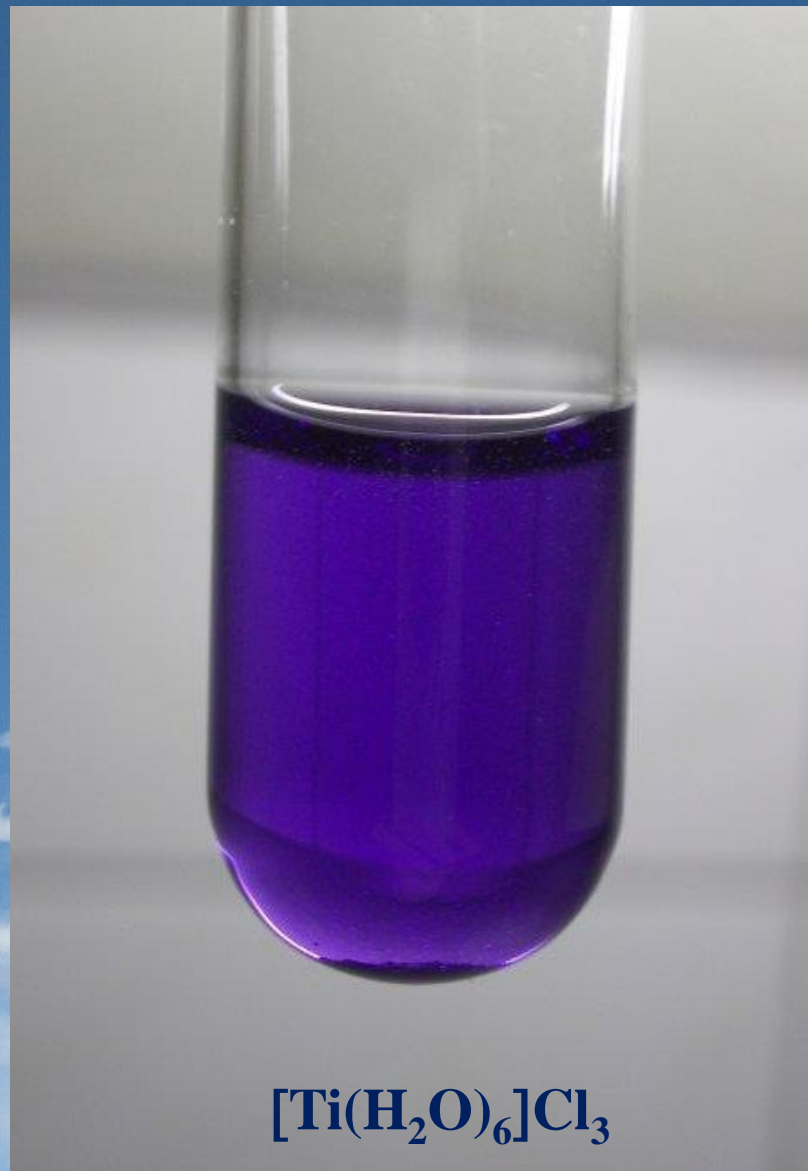
➤ Elektrolitičkom ili hemijskom redukcijom jedinjenja Ti(IV) u kiselj sredini (Zn u HCl) u vodenom rastvoru nastaje ljubičasti $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ jon.

➤ Rastvori ovog jona su prilično stabilni, ali je ipak **Ti³⁺-jon** dovoljno **jako redukciono sredstvo** da redukuje H_2SO_3 do S, Fe^{3+} do Fe^{2+} što je primenjeno u kvantitativnoj hemijskoj analizi tzv. *titanometriji*:



➤ U koordinacionoj hemiji najbolje su proučeni oktaedarski kompleksi $[\text{TiCl}_5(\text{H}_2\text{O})]^{2-}$ i $[\text{TiF}_6]^{3-}$ koji kristališu sa katjonima alkalnih metala

➤ Iz vodenih rastvora u prisustvu hlorida kristališe ljubičasti kompleks $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Iz istih rastvora, samo pod etrom zasićenim HCl-om, nastaje izomer ove kompleksne soli zelene boje, bruto formule $\text{TiCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$.



Jedinjenja Ti(IV)

- najbolje proučena jedinjenja Ti(IV)
- Oksid TiO_2 je najvažniji mineral ovog metala i ima ga u prirodi u obliku tri kristalne modifikacije: *rutil*, *anataz* i *brucit*.
- Titan(IV)-oksid je poznati beli pigment, koji se zbog velike moći pokrivanja upotrebljava kao bela boja u kozmetici, industriji boja i kao sastav emajla u keramičkoj industriji.
- Titan(IV)-oksid ima amfoterne osobine.

Application	
	In Food Industries Confectionery / Sweets
	In Cosmetic Industries Toothpaste / Sunscreen
	In Bakery Industries




www.bimalpha.com



➤ Iz koncentrovanih alkalnih rastvora soli Ti(IV) kristališu hidratizovani titanati opšte formule $M_2TiO_3 \times nH_2O$ i $M_2Ti_2O_5 \times nH_2O$.

➤ Najpoznatiji **titanati** su *ilmenit* – $FeTiO_3$ i *pervoksit* – $CaTiO_3$; njihova struktura je dobro proučena i preko nje su klasifikovani titanati ostalih metala.

➤ Strukturu ilmenita imaju titanati Mg, Mn, Co i Ni, a strukturu pervoksita Ba i Sr-titanat.

➤ U elektrotehnici značajan je barijum-titanat, $BaTiO_3$ kao dobar feromagnetik.

➤ Halogenidi titana su različite postojanosti i osobina:

- praškasti TiF_4 ,
- bezbojna tečnost TiCl_4 i TiBr_4 ,
- kristalna supstanca TiJ_4 .

➤ Titan(IV)-hlorid lako hidrolizuje i gradi oksohloride.

➤ Jon Ti^{4+} ne postoji u vodenom rastvoru zbog visokog jonskog potencijala

(odnosa naelektrisanja i poluprečnika jona). Okso katjon TiO^{2+} - **titanil**, ne

postoji ni u vodenim rastvorima, ni u kristalnim solima tipa $\text{TiOSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$,

jer je ova so izgrađena od lanaca $(\text{TiO})_n^{2n+1}$ i sulfato grupa.

- U kiseloj sredini, soli titana sa vodonik-peroksidom daju intenzivno žuto-oranž obojeno jedinjenje koje je kvalitativni dokaz za soli Ti(IV) i vodonik-peroksid, a koje sadrži **peroksotitanil-jon** u čestici $[\text{Ti}(\text{O}_2)(\text{OH})]_{(\text{aq})}^+$.
- Četvorovalentni titan gradi alkoholate $\text{Ti}(\text{OR})_4$, lako dimerizuju, primenjuju se kao termostabilne boje.

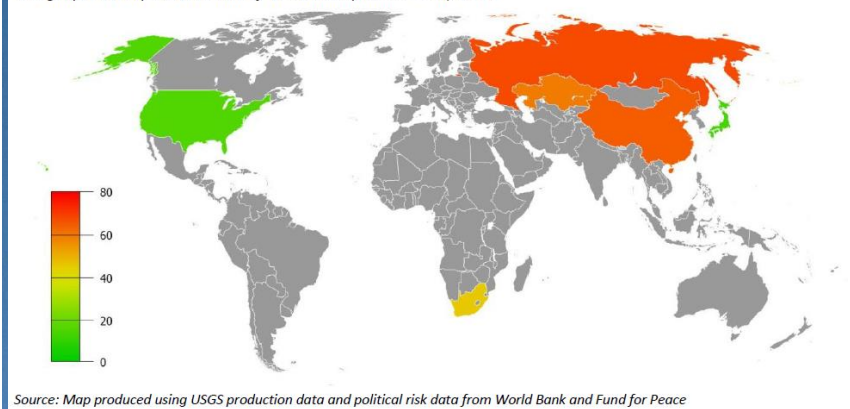
➤ Vanadijum (V) je široko rasprostranjeni element i na Zemlji ga ima oko **0,02%** ali krupnih nalazišta u svetu ima samo nekoliko.

World estimated mined vanadium production, 2013

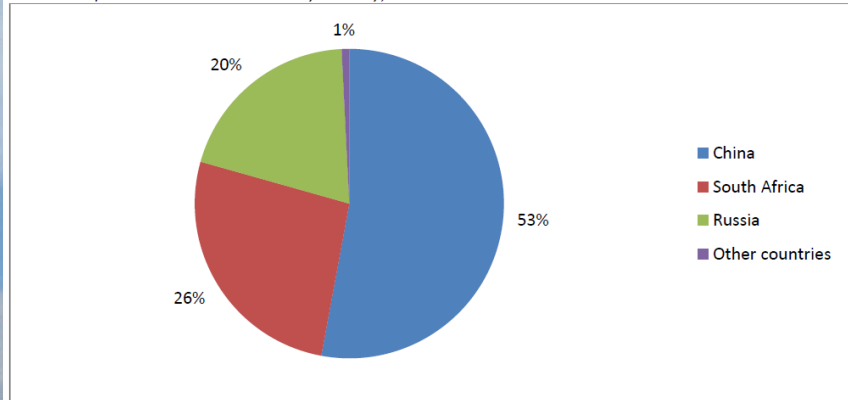
Country	Tonnes	%	Reserves
China	40,000	53%	5,100,000
South Africa	20,000	26%	3,500,000
Russia	15,000	20%	5,000,000
United States	—	—	45,000
Other countries	600	1%	NA
World total	76,000		14,000,000

Source: USGS (2014), Mineral Commodity Summaries

Geographical representation of vanadium political risk, 2011

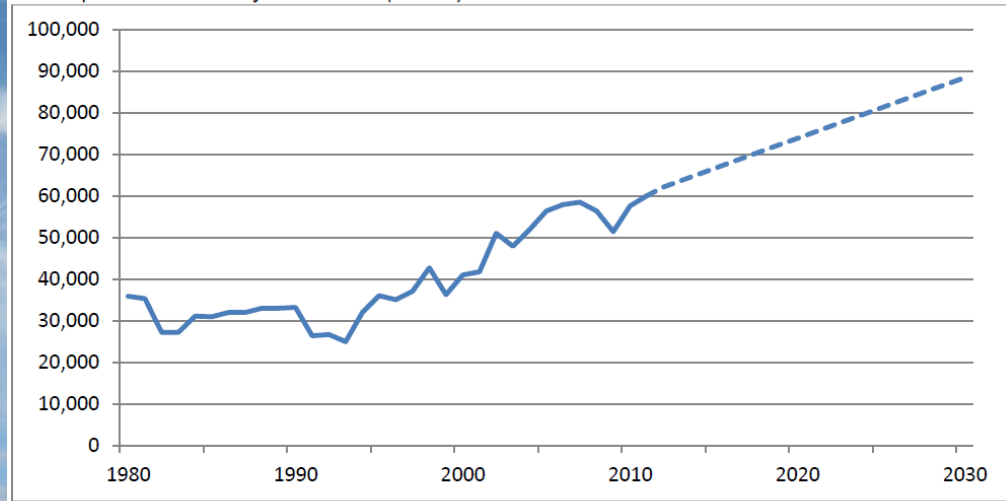


Vanadium production concentration by country, 2013



Source: USGS (2014), Mineral Commodity Summaries

Metals production trends for vanadium (tonnes)



Source: EC JRC-IET (2013), Critical metals in the path towards the decarbonisation of the EU energy sector

➤ Poznata su 6 minerala ovog elementa, a najvažniji od njih je *patronit* – sulfid složenog sastava, zatim *vanadinit* – $[\text{Pb}_5(\text{VO}_4)_3\text{Cl}]$ i *karnotit* – $[\text{K}(\text{UO}_2)\text{VO}_4 \times 3/2\text{H}_2\text{O}]$ koji je značajniji kao izvor uranijuma, a vanadijum je u njemu sporedni element.

➤ U rudama se mogu naći i sulfidni minerali vanadijuma V_2S i V_2S_5 .

➤ Venecuelanska nafta je bogata vanadijumom, te se značajne količine oksida V_2O_5 izdvajaju iz dimnih gasova koji nastaju njenim sagorevanjem.

vanadinit

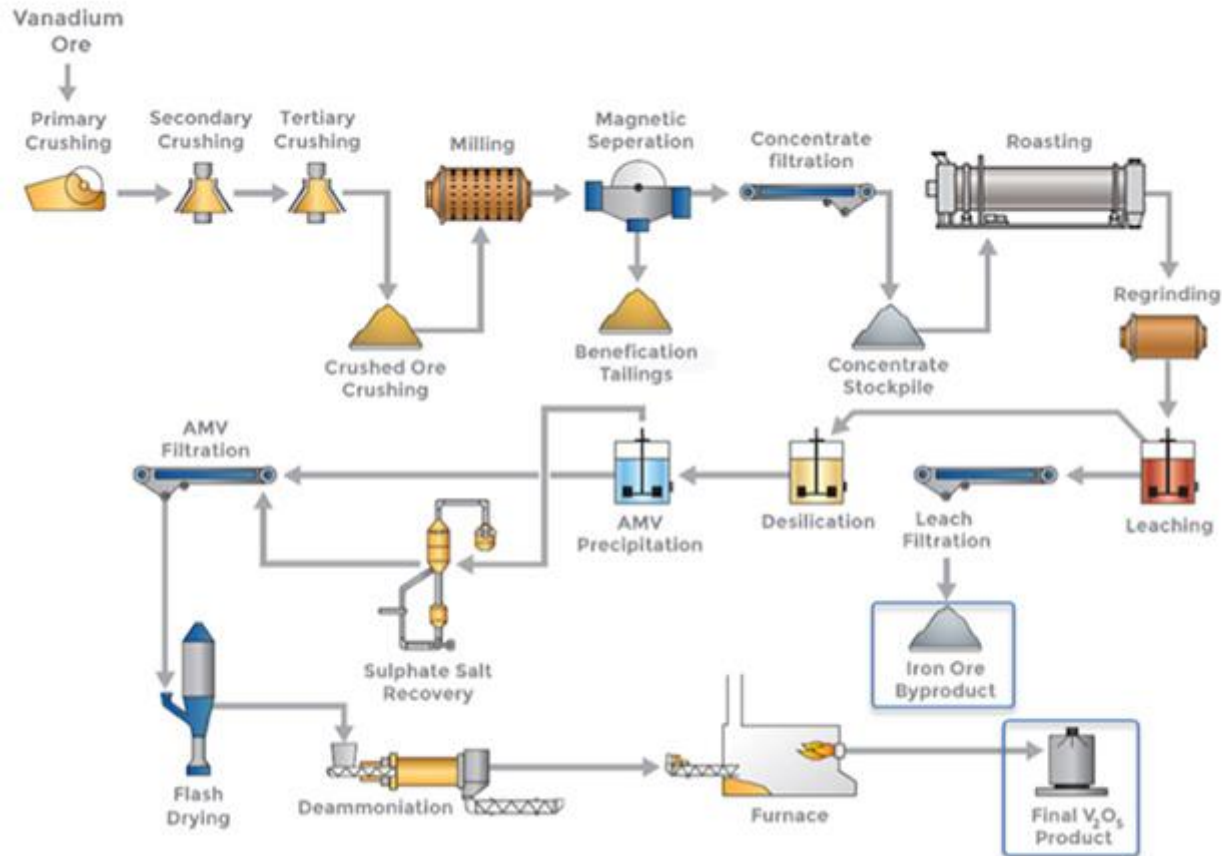


karnotit



Dobijanje

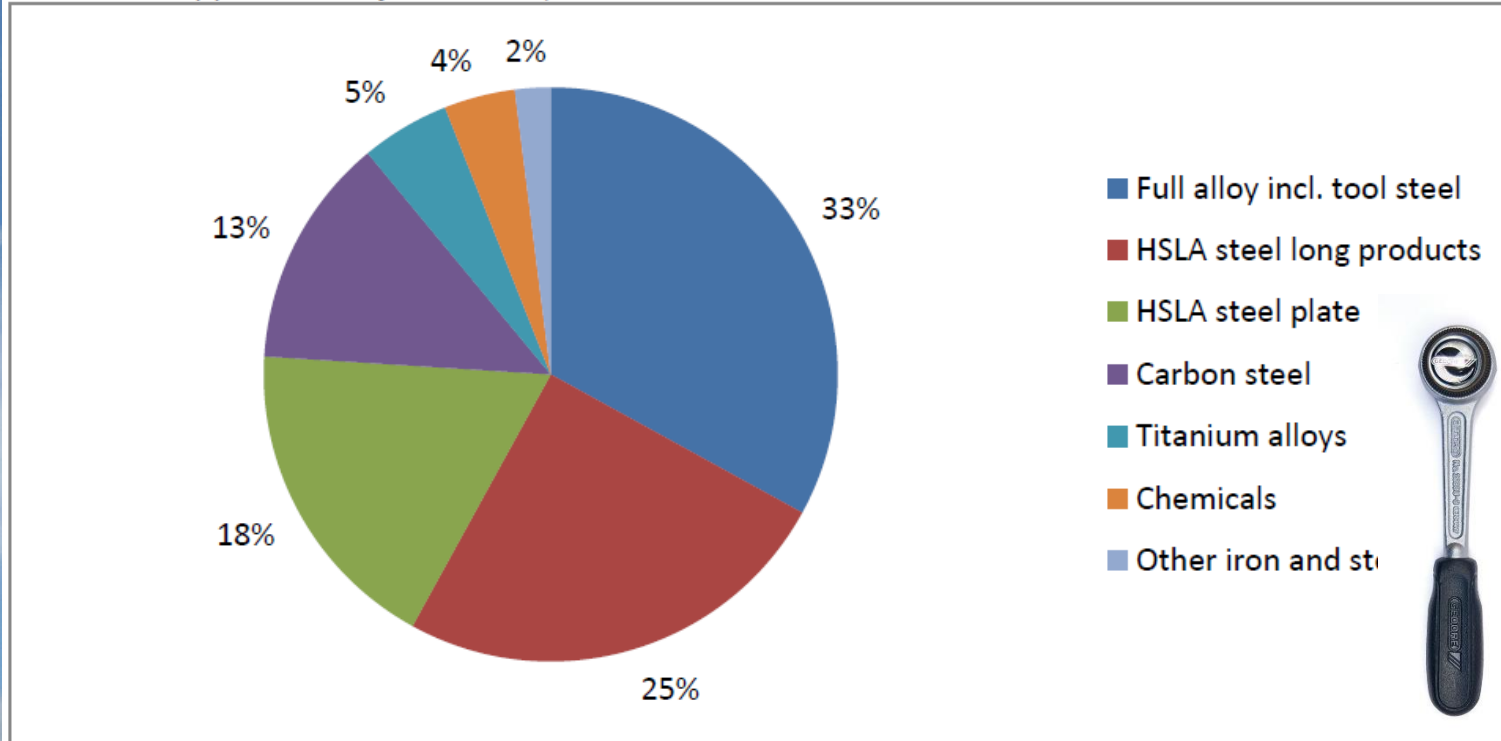
- Metalurški postupak dobijanja čistog vanadijuma svodi se na redukciju čistog V_2O_5 kalcijumom.
- Sirovi V(V)-oksid nastaje uglavnom prženjem sulfidnih ruda.
- Vrlo čist vanadijum dobija se sublimacijom i termičkim razlaganjem VI_2 .



Primena vanadijuma

➤ Čist vanadijum ima malu primenu jer je reaktivan element i lako stupa u reakcije sa kiseonikom, azotom i ugljenikom.

Worldwide applications of vanadium, 2012



* HSLA steel = High-strength low-alloy steel

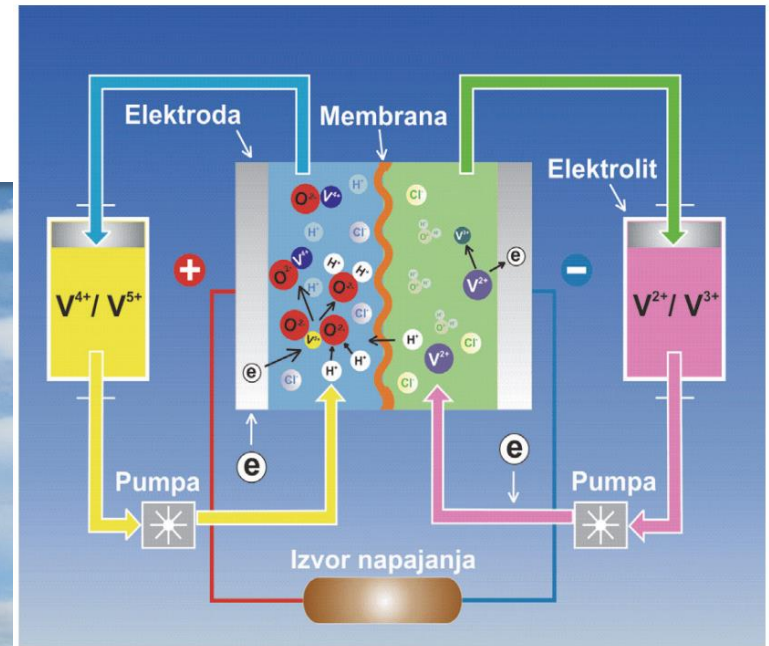
Source: Roskill 2013, Titanium Europe Conference

➤ U metalurgiji, vanadijum se dobro legira sa gvožđem i dodaje se čelicima da poveća njihovu kovnost, žilavost i tvrdoću koja se zadržava i na visokoj temperaturi.

➤ Zato se u procesu proizvodnje gvožđa sirovi V_2O_5 redukuje zajedno sa Fe_2O_3 i koksom u električnim pećima, pri čemu nastaje legura **ferovanadijum**.

➤ V_2O_5 kao katalizator u industriji keramike.

➤ U industriji boja



Izotopi

➤ Poznato je 11 izotopa čije se mase nalaze između 44-45. Dva su prirodna ^{50}V sa 0,25% i ^{51}V sa 99,75%, koji ima nuklearni spin $7/2$ i kao takav se koristi u NMR-u.

➤ Radioizotopi vanadijum

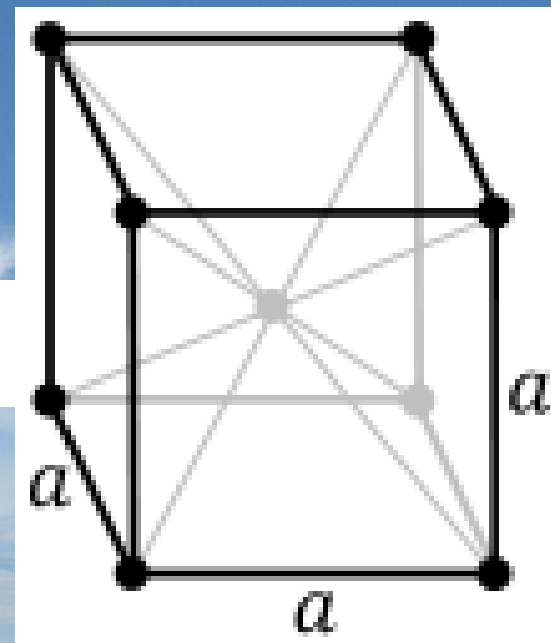
Izotop	Masa / Da	Poluvreme života	Način raspada	Nuklearni spin	Nujlearni magnetni moment
^{47}V	46,954907	32,6 m	EC to ^{47}Ti	$3/2$	
^{48}V	47,952254	15,98 d	EC to ^{48}Ti	4	2,01
^{49}V	48,948517	337 d	EC to ^{49}Ti	$7/2$	4,47
^{52}V	51,944780	3,76 m	β^- to ^{52}Cr	3	
^{53}V	52,944342	1,61 m	β^- to ^{53}Cr	$7/2$	

Fizičke osobine

- Srebrnast, srednje-težak, elastičan i kovan metal
- Paramagnetan je metal
- Oksiduje na vazduhu na 660 (°C), pri čemu se pasivizira

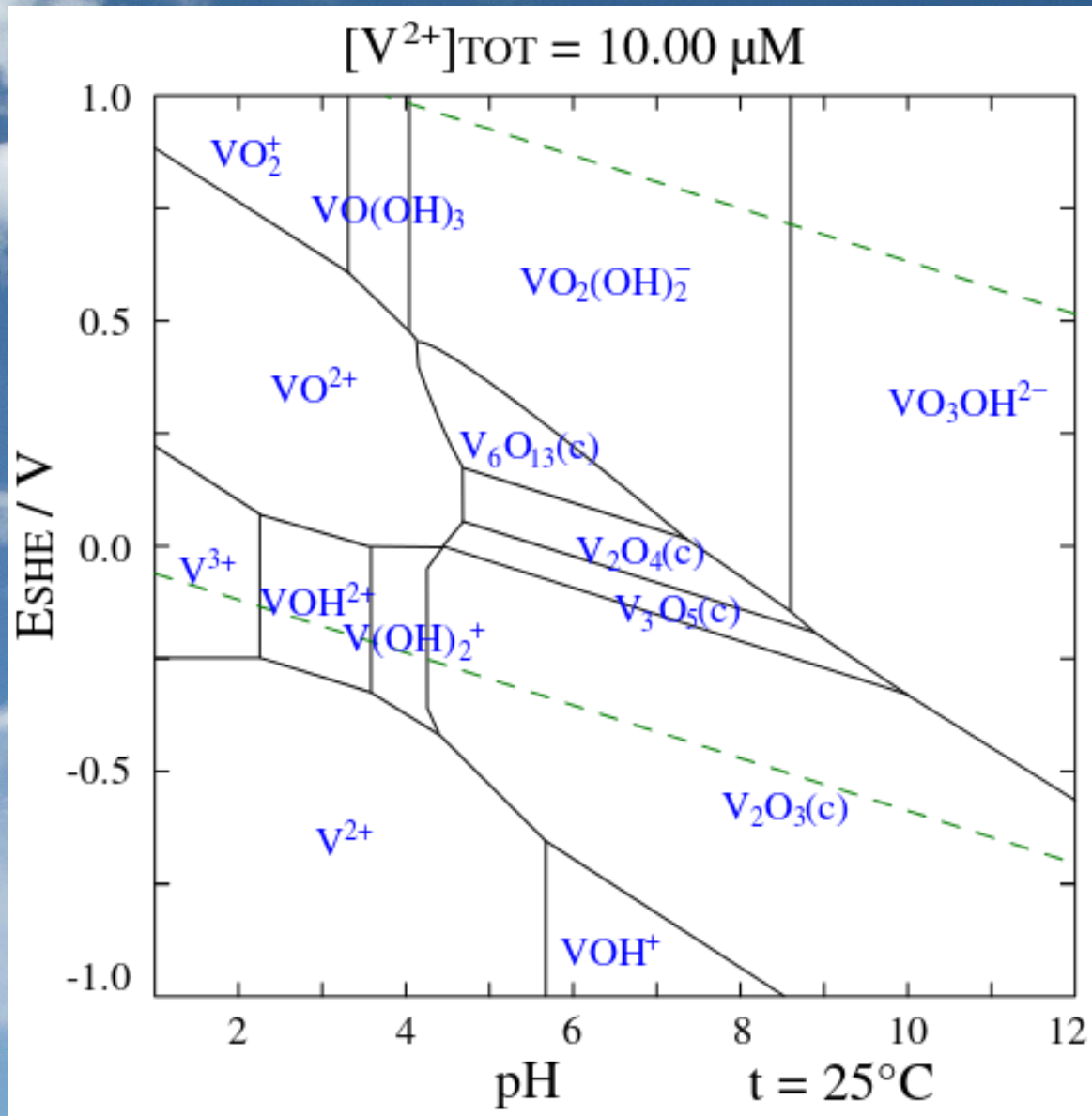
TT (°C)	1910
TT (°C)	3407
ρ (g/cm³)	6,0 _(s) ; 5,5 _(l)
Elektronegat.	1,63
At. rad. (pm)	134
Kov. rad. (pm)	153
Magn. osob.	paramagnetik

- Kristalna rešetka: centritana kubna.



Hemijske osobine

- čist vanadijum je jako reaktivan (reaguje lako sa O, N i S)
- dobro legira sa gvožđem i dodaje se čelicima da poveća njihovu kovnost, žilavost i tvrdoću koja se zadržava i na visokoj temperaturi.
- Prema elektronskoj konfiguraciji $V: [Ar]4s^23d^3$, vanadijum ima 5 elektrona u valentnim energetske nivoima i mogućnost da u reakcijama sa drugim elementima gradi jedinjenja sa stepenom oksidacije +5, a može da gradi i jedinjenja sa oksidacionim brojem +4, +3 i +2.
- U oksidacionom stanju +5 gradi stabilan oksid i oksoanijone koji nemaju sličnosti sa analognim jedinjenjima P koji ima 5 valentnih elektrona ali u 3s i 3p podnivoima. Izvesna analogija postoji kod oksihlorida ovih elemenata $POCl_3$ i $VOCl_3$; to su tečnosti koje lako hidrolizuju.



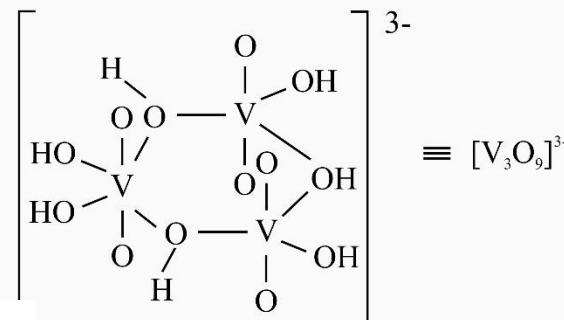
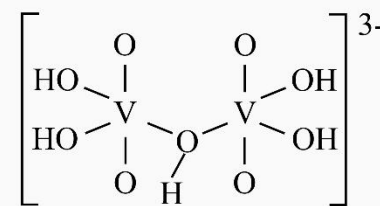
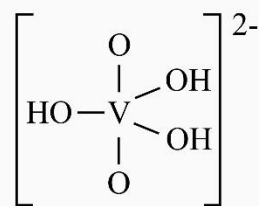
Eh-pH diagram vanadijuma

Binarna jedinjenja vanadijuma

- Vanadijum relativno lako reaguje sa halogenim elementima i na malo povišenoj temperaturi gradi različite halogenide: VF_5 (bezbojna tečnost), VCl_4 (tamno-crvena tečnost), a VBr_3 i VJ_3 su čvrste supstance crne boje.
- U hemiji vanadijuma, poznati su i halogenidi sa nižim stepenom oksidacije vanadijuma i to: VF_4 , VF_3 , VF_2 , VCl_3 , VCl_2 , VBr_3 , VBr_2 i VJ_2 .
- Poznati su i kompleksni halogenidi, kao $[\text{VF}_6]^-$ jon, a iz njega se mogu dobiti i druge kompleksne čestice.
- Sa kiseonikom, vanadijum gradi stabilan vanadijum(V)– oksid V_2O_5 .

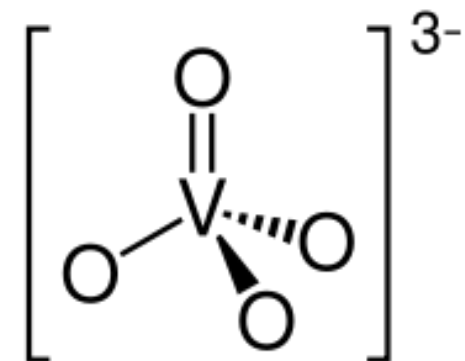
Hemija vanadijuma(V)

- Sagorevanjem u kiseoniku vanadijum gradi oksid V_2O_5 – narandžasti prah koji može kristalisati u obliku iglica rombične strukture.
- Rastvaranjem ovog kiselog oksida u alkalijama nastaju različiti anjoni.
- U jako baznoj sredini nastaje mononuklearni vanadat jon , tetraedarske strukture.
- Povećanjem kiselosti rastvora nastaju dimeri i trimeri opšte formule



Primeri nekih oksoanjona V(V)

➤ *U jako baznoj sredini* nastaje mononuklearni **vanadat jon** VO_4^{3-} , tetraedarske strukture. Povećanjem kiselosti rastvora nastaju dimeri i trimeri opšte formule $[\text{V}_2\text{O}_6(\text{OH})]^{3-}$ i $[\text{V}_3\text{O}_9]^{3-}$.



➤ *U kiseloj sredini*, do $\text{pH}=2$, postoje i metavanadati, a ispod te pH vrednosti, talože se hidratisani polimerizovani $\text{V}_2\text{O}_5 \times \text{H}_2\text{O}$ koji predstavlja slobodnu metavanadatnu kiselinu $(\text{HVO}_3)_n$ neodređenog stepena polimerizacije.

➤ U kiseloj sredini, ona se rastvara i daje žuti **VO_2^+ dioksovanadijum (V) jon** koji postoji u solima opštih formula $\text{M}_3[\text{VO}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$ i $\text{M}'[\text{VO}_2(\text{SO}_4)]$, u IR i Raman spektrima, jedinjenja ovog jona imaju apsorpcione trake koje potiču od $\text{M} = \text{O}$ vibracija

➤ Kompleksni joni *cis*-konfiguracije su mnogo stabilniji od *trans*- izomera i to *cis*-[VO₂Cl₄]³⁻ i *cis*-[VO₂EDTA]³⁻, što je opšta karakteristika izomera *d*-metala u oksidacionim stanjima metala bez *d*- elektrona (jaki π- donor atomi O pri tom reaguju sa d_{xz} i d_{yz} orbitalama metala i zajedno još sa d_{xy}, a to je mnogo pogodnije u *cis*- položaju nego u *trans*- položaju).

➤ U hemiji V(V) interesantna su perokso jedinjenja kao: KH₂[VO₂(O₂)₂]×H₂O i M₃'[V(O₂)₄]×nH₂O, koja se mogu posmatrati kao jedinjenja izvedena zamenom kiseonika u jonu [VO₄]³⁻ peroksojonima.

Hemija vanadijuma(IV)

- V(IV) je najstabilnije oksidaciono stanje ovog metala
- plavi oksid VO_2 se može dobiti pažljivom redukcijom V_2O_5 topljenjem sa oksalnom kiselinom. To je amfoterni oksid koji se lako rastvara i u bazama i u kiselinama.
- hemija vanadijuma(IV) je hemija jedinjenja oksovanadijuma(IV), odnosno hemija *vanadila* VO^{2+} .



Oxidation state = +5



This isn't a new oxidation state. The green is a mixture of the original yellow and the blue that is being produced.



Oxidation state = +4

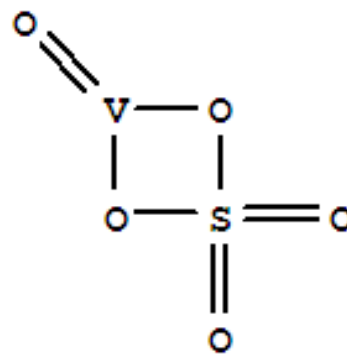


Kavansit – sadrži vanadil katjon

➤ kompleksi sa grupom VO^{2+} mogu imati koordinacioni broj 5 ili 6: $[\text{VO}(\text{dipy})_2\text{Cl}]^+$, $[\text{VO}(\text{acac})_2]$, $[\text{VO}(\text{NCS})_4]^{2-}$.

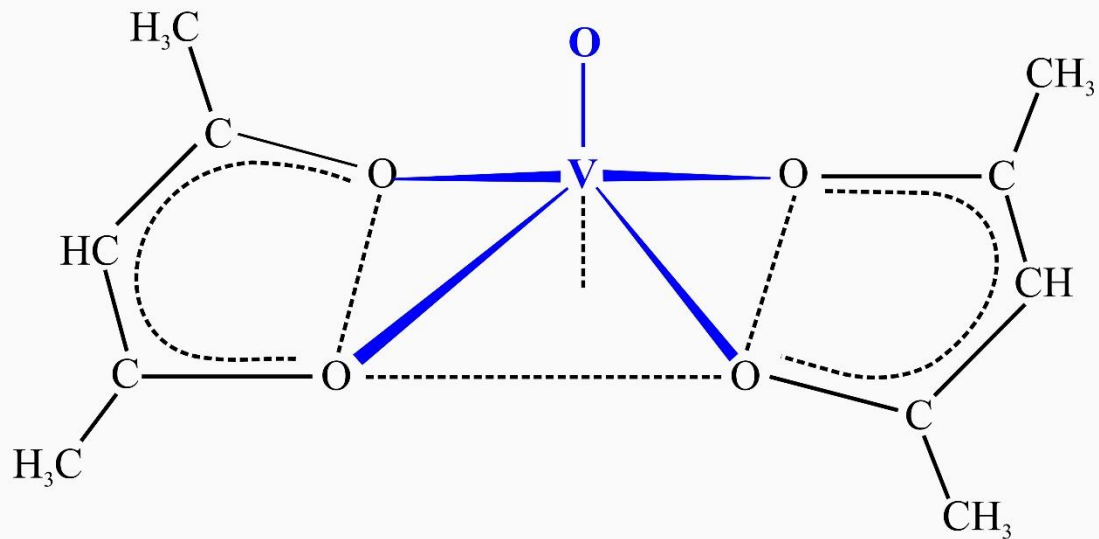
➤ U kompleksima, a i u drugim jedinjenjima, $\text{VOSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$ i $(\text{NH}_4)[\text{VO}(\text{C}_2\text{O}_4)_2] \times 2\text{H}_2\text{O}$, jedna veza $\text{V} - \text{O}$ je kraća od ostalih veza koje vanadijum gradi sa kiseonikom iz sulfatnog ili oksalatnog anjona i odgovara dužini dvostruke veze koja je rezultat $\text{O}(p\pi) - \text{V}(d\pi)$ interakcije.

Sva ova jedinjenja imaju istu karakterističnu apsorpciju u IR oblasti spektra od $900\text{-}1000\text{ cm}^{-1}$ zbog veze $\text{V}=\text{O}$.



• 2 H₂O

➤ Svi kompleksi sa koordinacionim brojem 5 lako vezuju još jedan ligand u *trans* – položaju u odnosu na kiseonik iz vanadila V – O, i to pre svega ligande koji su dobri donori elektrona kao piridin, trifenilfosfin i postaju kompleksi oktaedarske strukture sa koordinacionim brojem metala 6.



Kompleks VO²⁺ jona sa acetilacetonatom

Hemija vanadijuma(III)

- V(III) manje zastupljen u odnosu na V(V) i V(IV)
- oksid V_2O_3 je baznih osobina, rastvara se u kiselinama i daje akva- jon ili njegove komplekse.
- Elektrolitičkom redukcijom jedinjenja V(IV) i V(V) nastaju plavo obojeni rastvori u kojima postoji jon $[V(H_2O)_6]^{3+}$. Ovi rastvori se lako oksiduju na vazduhu:

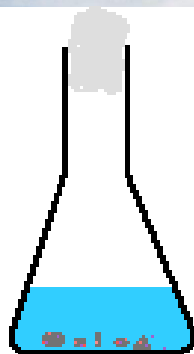


- Jon $[V(H_2O)_6]^{3+}$ postoji u vodenim rastvorima u kojima dolazi delimično do njegove hidrolize do jona $V(OH)^{2+}$ i VO^+ i u stipsama $M'V(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

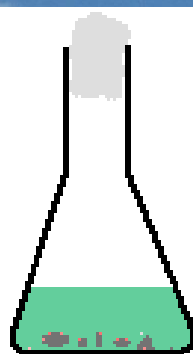


Hemija vanadijuma(II)

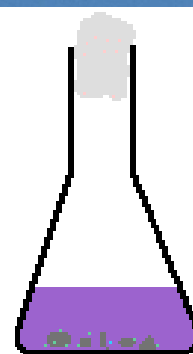
- V(II) gradi najmanji broj jedinjenja.
- V^{2+} nastaje u rastvoru elektrohemijском redukcijom jedinjenja vanadijuma sa višim oksidacionim stanjem.
- Ovi ljubičasto obojeni rastvori su vrlo nestabilni i lako se oksiduju na vazduhu do VO^{2+} - jona.
- $M'_2SO_4 \times VSO_4 \times 6H_2O$ i sulfatu $VSO_4 \times 7H_2O$



Oxidation state = +4



Oxidation state = +3



Oxidation state = +2

