

Факултет инжењерских наука Универзитета у Крагујевцу

Миња Д. Обреновић

**Ретки метали и њихова примена у
инжењерству**

завршни рад

Крагујевац, 2020.

Факултет инжењерских наука Универзитета у Крагујевцу



Назив студијског програма: Машинско инжењерство

Ниво студија: Основне академске студије

Модул: Производно машинство

Предмет: Машински материјали

Број индекса: 65/2017

Миња Д. Обреновић

Ретки метали и њихова примена у инжењерству завршни рад

Комисија за преглед и одбрану:

1. Проф. др Вукић Лазић – ментор

2. _____

3. _____

Датум одбране: _____

Оцена: _____

У оквиру овог завршног рада кандидат треба да:

- наведе најважније ретке метале,
- опише најважнија својства ретких метала,
- детаљно опише технолошки процес добијања титана,
- наведе најважније области примене ретких метала у инжењерству и
- процени могућности примене ретких метала и њиховог даљег развоја.

Препоручена литература:

1. М. Јовановић, В. Лазић, Д. Арсић: *Наука о материјалима I*, Факултет инжењерских наука у Крагујевцу, Крагујевац, 2017.
2. Б. Ђурковић, Д. Ђурковић: *Металургија ретких метала*, Технолошко-металуршки факултет у Београду, Београд, 1976.
3. А. Милосављевић: *Суперлегури I*, Машински факултет у Београду, Београд, 2010.

Ментор:

Крагујевац, 2020. године

Проф. др Вукић Лазић

Резиме

Ретки метали су неравномерно распоређени на планети Земљи. Они се сврставају у групе периодног система елемената и имају различите карактеристике. Рационално коришћење ретких метала у свету је од велике важности за опстанак економије у свету.

У овом раду се најпре наводе ретки метали, а затим и њихове најважније карактеристике (физичке, механичке, хемијске, технолошке). Детаљно се описују технолошки процеси њиховог добијања и указује се на предности и недостатке. На крају рада наводе се примене неких веома значајних ретких метала и њихових легура.

Кључне речи: Ретки метали, карактеристике, технолошки процес, примена

Abstract

Rare metals are unevenly distributed at the planet Earth. They are classified into groups of the periodic table of elements and have different characteristics. The rational use of rare metals in the world is of great importance for the survival of the world economy.

This paper at the first place gives the list of rare metals and states its the most important characteristics (physical, mechaical, chemical, technological). Describes in detail technological processes of their production and points out the advantages and disadvantages. In the end, the applications of some very important rare metals and their alloys are mentioned.

Key words: Rare metals, characteristics, technological process, application

Садржај

1.	УВОД	1
2.	ПРЕГЛЕД И КАРАКТЕРИСТИКЕ РЕТКИХ МЕТАЛА.....	2
2.1	Уводне напомене о елементима периодног система	2
2.2.	Волфрам (W)	8
2.3.	Молибден (Mo)	10
2.4.	Титан (Ti).....	12
2.4.1.	Процес добијања титана-Кролов поступак.....	14
2.5.	Цирконијум (Zr).....	16
2.6.	Германијум (Ge).....	18
2.7.	Уранијум (U)	20
2.8.	Ванадијум (V)	23
3.	ТЕХНОЛОШКИ ПРОЦЕС ДОБИЈАЊА РЕТКИХ МЕТАЛА	25
3.1.	Металотермија	25
3.2.	Карботермија.....	26
3.3.	Редукција гасовима.....	27
3.4.	Добијање поступцима термичког разлагања металних једињења.....	28
3.5.	Добијање поступцима електролизе.....	29
3.6.	Нови методи добијања процесима цепања језгра.....	30
4.	ПРИМЕНА РЕТКИХ МЕТАЛА У ИНЖЕЊЕРСТВУ.....	31
4.1.	Примена волфрама	32
4.2.	Примена молибдена.....	34
4.3.	Примена титана.....	36
4.4.	Примена цирконијума	38
4.5.	Примена германијума.....	40
4.6.	Примена уранијума	42
4.7.	Примена ванадијума.....	44
5.	ЗАКЉУЧАК	46
6.	ЛИТЕРАТУРА	47

1. УВОД

Од свих до сада познатих елемената Менделјејевог периодног система, око 2/3 су метали. Међутим, само њих око двадесетек се индустријски производи захваљујући њиховим пре свега физичким, механичким и технолошким особинама. Они се могу назвати и техничким металима (нпр. гвожђе, алуминијум, бакар, злато, сребро, цинк, титан, хром, антимон, олово и др.). Остали метали тзв. *ретки метали* (њих око 50) су откривени знатно касније због релативно малог присуства у Земљиној кори. Највећи број метала је пронађен у 18. и 19. веку. Ретки елементи се сврставају у групе периодног система елемената и имају различита својства. Није их могуће сврстати у једну групу због различитих физичко-хемијских особина и због њиховог положаја у периодном систему елемената. Неки од њих су слабо распрострањени у Земљиној кори, док су други чак распрострањенији него неки познати метали који су у техници нашли знатно већу примену. Ретки метали су такође и неравномерно распоређени у појединим земљама у свету. Механичке особине метала у које спадају затезна јачина, напон течења, модул еластичности, притисна јачина и тсл. нису константне, већ зависе од начина добијања и претходне обраде. Ретки метали се према заједничким особинама могу разврстати на пет група: лаки, тешко топљиви, расејани, ретке земље и радиоактивни. Те заједничке особине су: сличност физичко-хемијских особина, заједничко налажење у рудама и сличност метода/поступака за њихово издвајање/екстракцију из сировина.

У другом поглављу рада објашњен је сам појам ретких метала, наведене су најважније карактеристике ретких метала. Дат је преглед ретких метала, наведене су групе у које се могу сврстати по својим заједничким особинама. Такође, наведени су неки од најважнијих ретких метала, њихово откривање и историјски развој, имена проналазача и порекло земље где су откривени, као и њихове најбитније физичко-механичке карактеристике. Набројани су минерали из којих се добијају, као и особине тих минерала.

У трећем поглављу описани су технолошки процеси добијања ретких метала. Дат је детаљан опис сложених технолошких процеса, као и предности и недостаци појединих поступака.

У четвртом поглављу рада су наведене области примене неких ретких метала. Дати су примери примене у инжењерству и другим областима.

У петом делу рада су донети одговарајући закључци.

2. ПРЕГЛЕД И КАРАКТЕРИСТИКЕ РЕТКИХ МЕТАЛА

2.1 Уводне напомене о елементима периодног система

Особине метала: физичке, хемијске, механичке, па и технолошке (висока чврстина и жилавост, дуктилност, метални сјај, густина, електрична и топлотна проводљивост и др.) су последица грађе атома метала и њиховог распореда у кристалним решеткама. Одређена места у решеткама металних материјала заузета су атомима, тј. позитивно наелектрисаним јонима, који су окружени електронским облаком као лепком који се слободно креће, при чему електрони не припадају само језгрима одређеног атома, него и језгрима околних атома. Слободна покретљивост тог електронског облака обезбеђује изузетно добру топлотну и електричну проводљивост, што је и карактеристика јаким хемијских металних веза. Коначно, то металима омогућава да се могу пластично обликовати како на топло тако и на хладно.

Назив атом први је употребио мудри Демокрит из Абдере, говорећи да „Ништа не постоји осим атома и празних простора“ (реч „*atomos*“ значи недељив).

Све што нас окружује, жива и мртва природа сачињено је од 92 елемента или 115 елемената (зато што су неки од тих елемената у траговима) периодног система (сл. 2.1). Постоји претпоставка да их има 118. Атоми = језгро (P+N) + Електрони. Свих 118 елемената се разликују по броју протона, неутрона и електрона.

Више од 2/3 елемената периодног система припада металима, док су остали неметали или гасови. Метали могу бити црни и обојени, односно феромагнетни, тешко топљиви, уранови, ретке земље и алкални метали.

Феромагнетни (железни) метали су гвожђе (Fe), кобалт (Co), никл (Ni) и манган (Mn). Кобалт, никл, манган и молибден налазе широку примену као легирајући елементи при добијању челика.

Тешко топљиви метали имају знатно вишу температуру топљења од гвожђа (Ti, V, Cr, Zr, Ni, Mo, Hf, Ta, W, T, Re).

Уранови метали (актиноиди) примењују се у атомској физици и енергетици (у периодном систему заузимају место 89-103).

Реткоземни метали (лантаноиди) имају различите физичке карактеристике (у периодном систему заузимају места 57-71).

Алкални метали се у слободном стању не јављају. Типични представници су: литијум (Li), натријум (Na), калијум (K), калцијум (Ca), ..., францијум (Fr) и радон (Ra).

Обојени метали имају карактеристичну црвену, жуту или белу боју. Одликују се ниском тврдоћом, високом пластичношћу, ниском температуром топљења и одсуством полиморфије, то значи да при загревању и хлађењу не мењају тип кристалне решетке и спадају у једнофазне метале.

Лаки метали су: алуминијум (Al), магнезијум (Mg) и берилијум (Be). Одликују се малом густином што их чини веома перспективним металима у различитим индустријским гранама.

Племенити метали су: сребро (Ag), злато (Au) и платина (Pt). Одликују се високом отпорношћу на корозију. Овде спада и полуплеменит метал-бакар (Cu).

Лако топљиви метали су: цинк (Zn), олово (Pb), бизмут (Bi), кадмијум (Cd) и др. Налазе своју примену у различитим индустријским гранама као чисти метали, а још чешће као легуре, тј. механичке смеше наведених елемената. Чисти метали имају незнатне количине примеса, док су легуре механичке смеше два или више хемијска елемента (метала и метала или метала и неметала).

Сви метали су на собној температури у чврстом стању, осим живе (Hg). Већина метала су сиве боје, осим бабра (који је црвене боје) и злата (који је жуте боје). Сви метали су добри топлотни и електрични проводници и могу се пластично прерађивати како на топло тако и на хладно. Готово сви елементи са кисеоником граде оксиде.

У Земљиној кори од свих елемената периодног система најзаступљенији су: око 50% кисеоника (O₂) у облику његових разних једињења, затим силицијум (Si) око 25%, алуминијум (Al), гвожђе (Fe), калцијум (Ca), натријум (Na), калијум (K), магнезијум (Mg), водоник (H) и др. Само мали број метала налази се у слободном стању, као што су: злато (Au), сребро (Ag), жива (Hg) и метеорско гвожђе. Сви остали елементи се налазе хемијски везани у многобројним једињењима.

Опште напомене везане за периодни систем елемената:

- У периодама особине елемената се мењају, док су у групама поређани елементи по сличним особинама;
- Сваки елемент има један протон, односно један електрон више од претходног;
- Хемијске особине елемената одређене су распоредом њихових елемената у атому;
- Особине елемената су периодична функција њихових атомских бројева;
- Свака периода почиње са по једним електроном у задњем нивоу, а завршава се са осам електрона у највишем енергетском нивоу (тзв. стабилни октет електрона).

У неметале спадају: водоник (H), угљеник (C), азот (N), кисеоник (O), флуор (F), фосфор (P), хлор (Cl), бром (Br) и јод (J).

У племените гасове спадају: хелијум (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe) и радон (Rn).

У IA групи припадају следећи елементи: литијум (Li), натријум (Na), калијум (K), рубидијум (Rb) и др. То су елементи који кристалишу по просторно центрираној кубној решетци (A2).

У ПА групи припадају следећи елементи: берилијум (Be), магнезијум (Mg) и стронцијум (Sr).

У ПБ групи припадају следећи елементи: цинк (Zn) и кадмијум (K). То су елементи који припадају хексагоналној густо пакованој решетци (A3).

У IB групи припадају следећи елементи: бакар (Cu), сребро (Ag) и злато (Au), док у VIII групи припадају вештачки елементи. Сви они наведени елементи кристалишу по површински центрираној кубној решетци (A1).

У IVB групи припадају следећи елементи: угљеник (C), силицијум (Si), германијум (Ge) и калај (Sn). Наведени елементи кристалишу по дијамантском типу кристалне решетке.

У VIII групи припадају: гвожђе (Fe), кобалт (Co), рутенијум (Ru), родијум (Rh), дубинијум (Db), осмијум (Os) и платина (Pt).

Треба још једном истаћи да је електронска структура повезана са типом кристалне решетке елемента и да у ширем смислу посматрано микроструктура поликристалних материјала има пресудан утицај на физичке, хемијске, механичке и технолошке особине метала и легура. Историјски развој појединих елемената дат је у табели 2.1.

Табела 2.1 Историјски развој појединих елемената периодног система

Назив хемијског елемента	Година открића
Бакар (Cu)	5000 г. п. Христа
Злато (Au)	3000 г. п. Христа
Сребро (Ag)	3000 г. п. Христа .
Гвожђе (Fe)	2500 г. п. Христа
Антимон (Sb)	1600 г. п. Христа
Олово (Pb)	1500 г. п. Христа
Хелијум (H)	1766. године
Натријум (Na)	1807. године
Калијум (K)	1807. године
Калцијум (Cl)	1808. године
Литијум (Li)	1817. године
Берилијум (Be)	1828. године
Рубидијум (Rb)	1861. године
Францијум (Fr)	1939. године
Радерфордијум (Rf)	1964. године
Дубинијум (Db)	1967. године
Сиборгијум (Sg)	1974. године

PERIODNI SISTEM
HEMIJSKIH ELEMENATA

LANTANIDI
PLEMENITI GASOVI
METALI
AKTINIDI
NEMETALI

1 H Vodonik 1.0078	2 He Helijum 4.00260	3 Li Litijum 6.941	4 Be Berilijum 9.0121	5 B Bor 10.81	6 C Uglenik 12.011	7 N Azot 14.0067	8 O Kisikov 15.9994	9 F Fluor 18.9984	10 Ne Neon 20.179	11 Na Natrijum 22.98976928	12 Mg Magnezijum 24.304	13 Al Aluminijum 26.9815385	14 Si Silicijum 28.0855	15 P Fosfor 30.973762	16 S Sumpor 32.06	17 Cl Hlor 35.453	18 Ar Argon 39.948	19 K Kalijum 39.0983	20 Ca Kalcijum 40.078	21 Sc Skandijum 44.955912	22 Ti Titan 47.867	23 V Vanadijum 50.9415	24 Cr Hrom 51.9961	25 Mn Mangan 54.938045	26 Fe Gvozdje 55.847	27 Co Kobalt 58.933194	28 Ni Niki 58.71	29 Cu Bakari 63.546	30 Zn Cink 65.38	31 Ga Gallijum 69.723	32 Ge Germanijum 72.630	33 As Arsen 74.921595	34 Se Selen 78.96	35 Br Brom 79.904	36 Kr Kripton 83.80	37 Rb Rubidijum 85.4678	38 Sr Stroncijum 87.62	39 Y Itrijum 88.90584	40 Zr Cirkonijum 91.224	41 Nb Niobijum 92.90638	42 Mo Molibden 95.94	43 Tc Teknocijum 98.90625	44 Ru Rodijum 101.07	45 Rh Rodijum 102.9055	46 Pd Palađijum 106.42	47 Ag Srebro 107.8682	48 Cd Kadmijum 112.411	49 In Indijum 114.818	50 Sn Kajalaj 118.710	51 Sb Antimon 121.757	52 Te Telurijum 127.60	53 J Jod 126.90547	54 Xe Ksenon 131.29	55 Cs Cezijum 132.90545	56 Ba Barijum 137.327	57 La Lantan 138.9047	58 Ce Cerijum 140.12	59 Pr Praseodimijum 140.90768	60 Nd Neodimijum 144.242	61 Pm Prometnijum 144.91264	62 Sm Samarcijum 150.36	63 Eu Evropijum 151.964	64 Gd Gadolimijum 157.25	65 Tb Terbijum 158.92535	66 Dy Dizimijum 162.5001	67 Ho Holmijum 164.93032	68 Er Erbijum 167.259	69 Tm Tulijum 168.934	70 Yb Jerbijum 173.045	71 Lu Lutecijum 174.967	72 Hf Hafnijum 178.49	73 Ta Tantal 180.94788	74 W Volfram 183.84	75 Re Renijum 186.207	76 Os Osmijum 190.23	77 Ir Irijum 192.222	78 Pt Platina 195.084	79 Au Zlato 196.966569	80 Hg Ziva 200.59	81 Tl Talijum 204.377	82 Pb Olovo 207.2	83 Bi Bismut 208.9804	84 Po Polonijum 209	85 At Astatid 210	86 Rn Radon 222	87 Fr Francijum 223	88 Ra Radijum 226	89 Ac Aktinijum 227	90 Th Torijum 232.0377	91 Pa Protaktinijum 231.036888	92 U Uranijum 238.02891	93 Np Neptunijum 237.048173	94 Pu Plutonijum 244	95 Am Americijum 243	96 Cm Kurmijum 247	97 Bk Berkelijum 247	98 Cf Kalifornijum 251	99 Es Einsteinijum 252	100 Fm Fermijum 257	101 Md Mendelevijum 258	102 No Nobelijum 259	103 Lr Lawrencijum 262
-----------------------------	-------------------------------	-----------------------------	--------------------------------	------------------------	-----------------------------	---------------------------	------------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------	----------------------------	-----------------------------	-------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	-----------------------------	---------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	---------------------------	------------------------------	---------------------------	--------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	----------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	-----------------------------	------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	--	-----------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	------------------------------	--------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------	--------------------------------	----------------------------	--------------------------------	------------------------------	----------------------------	--------------------------	------------------------------	----------------------------	------------------------------	---------------------------------	---	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	-----------------------------	-------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	---------------------------------

LANTANIDI
 58 Ce, 59 Pr, 60 Nd, 61 Pm, 62 Sm, 63 Eu, 64 Gd, 65 Tb, 66 Dy, 67 Ho, 68 Er, 69 Tm, 70 Yb, 71 Lu

AKTINIDI
 89 Ac, 90 Th, 91 Pa, 92 U, 93 Np, 94 Pu, 95 Am, 96 Cm, 97 Bk, 98 Cf, 99 Es, 100 Fm, 101 Md, 102 No, 103 Lr

Слика 2.1 Периодни систем елемената

Ретки метали се према заједничким особинама могу разврстати на пет група и то је приказано у табели 2.2. Те заједничке особине су: блискост физичко-хемијских особина, заједничко налажење у рудним сировинама и сличност поступака за њихово издвајање из сировина.

Табела 2.2 Систематизација ретких елемената [2]

Група периодног система елемената	Елементи	Група ретких метала по техничкој класификацији
I II	литијум, рубидијум, цезијум берилијум	Лаки
IV V VI VII	титан, цирконијум, хафнијум ванадијум, ниобијум, тантал молибден, волфрам ренијум	Тешко топљиви
III IV VI	галијум, индијум, талијум германијум селен, телур	Расејани
III	скандијум, итријум, лантан и лантаноиди (14 елемената од церијума до лутецијума)	Ретке земље
III	актинијум и актиноиди (торијум, проактинијум, уранијум) и заурански елементи	Радиоактивни
VI	полонијум	
II	радијум	

Лаки ретки метали: налазе се у I и II групи периодног система елемената, имају малу густину (цезијум- $1,93 \text{ g/cm}^3$, берилијум- $1,85 \text{ g/cm}^3$, литијум- $0,53 \text{ g/cm}^3$, рубидијум- $1,55 \text{ g/cm}^3$) и имају велику хемијску активност, а њихова хемијска једињења (оксиди, хлориди) имају велику хемијску стабилност и тешко се редукују до метала. Добијају се електролизом растопа соли или металотермичким поступцима.

Тешко топљиви ретки метали: налазе се у групи прелазних елемената IV, V и VI групе периодног система елемената, и код њих приликом преласка једног елемента ка другом настаје доградња унутрашњег електронског нивоа, и то одређује високу чврстоћу њихове кристалне решетке. Метали ове групе стварају тешко топљива, тврда и хемијски стабилна једињења са мноштвом елемената који имају мали атомски радијус (карбиди, нитриди, бориди и силициди).

Расејани ретки метали: њихова заједничка особина је одсуство или јако ретка појава сопствених минерала тих метала. Појављују се у виду изоморфних примеса у малим количинама у кристалима других минерала. Извлачење ретких метала је углавном могуће из отпадака производње основних метала. На пример, галијум који се појављује у бокситима, издваја се из отпадака од производње алуминијума. Такође,

галијум се појављује у цинковим и оловним рудама заједно са индијумом, талијумом и германијумом, тако да се једињења тих метала издвајају из отпадака производње цинка и олова. Телур и селен се издвајају приликом металуршке прераде сулфидних минерала и из отпадака од производње сумпорне киселине.

Ретке земље: елементи из ове групе имају исту структуру спољашњег електронског омотача атома. Лантаноиди се издвајају у облику смеше оксида или другог једињења приликом прераде сировина које их садрже.

Радиоактивни ретки метали: у ову групу спадају природни радиоактивни елементи-актиноиди и вештачки добијени елементи-плутонијум, киријум, нобелијум, непунијум, америцијум, берклијум, и др. Природни радиоактивни елементи се налазе заједно у рудним сировинама.

Ретки метали су неравномерно распоређени у свету. Далеко највеће познате резерве су у Кини и износе око 90% укупне светске понуде. Кина је и највећи потрошач и извозник тих елемената.

Највећи произвођач ретких метала је Кина, али значајнију производњу имају и Бразил, Аустралија и Индија.

2.2. Волфрам (W)

Шведски хемичар К. В. Шеле (C. W. Scheele) је разлажући волфрамов минерал шелит, открио волфрам 1781. године. Волфрамова киселина је добијена 1783. године из волфрамита, који је такође волфрамов минерал, те исте године је добијен и метални прах волфрама. Тек 1847. године су се појавили енглески патенти о производњи натријум-волфрамата (Na_2WO_4), волфрамове киселине (H_2WO_4) и металног волфрама, а 10 година касније се појављује и патент о производњи волфрамових легура.

Име је добио по немачкој речи „*Wolfram*“ која значи-безвредан метал. На енглеском језику је назив елемента „*Tungsten*“, што води порекло од шведског-тешка стена.

До експанзије производње и примене волфрама долази тек крајем 19. и почетком 20. века, јер се сазнаје да се легирањем челика са волфрамом побољшава квалитет, а нагли развој ракетне технике и других савремених техника доводи до масовније потражње за волфрамом.

Физичке особине волфрама:

- Атомски број: 74
- Атомска маса: 183,84
- Боја: челично сива
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $19,3 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: 3422°C
- Тачка кључања: 5555°C

Механичке особине волфрама:

- Затезна јачина: 1034 MPa
- Напон течења: 760 MPa
- Модул еластичности: 362000 MPa
- Тврдоћа: 350 НВ

Хемијски симбол волфрама је W. Волфрам се налази у 6. групи периодног система елемената, по спољашњем изгледу је јако сличан челику. Што се тиче температуре топљења налази се испред свих елемената, сем угљеника. Има мали термички коефицијент ширења, малу брзину испаравања при високим температурама и има високу тачку кључања. Његове механичке особине зависе од претходне обраде. На хладно се не може прерађивати, тако да се ковање, извлачење и ваљање раде само на топло. На ваздуху на обичној температури волфрам је постојан, почиње да оксидише тек на $400\text{--}500^\circ\text{C}$, волфрам са ваздухом не рагује све до температуре топљења. Азот реагује са волфрамом на температурама изнад 2000°C стварајући волфрам-нитрид (WN_2).

Познато је око 20 волфрамових минерала, од тога се у индустрији користе само 4: волфрамит (сл. 2.2), шелит (сл. 2.3), хубнерит и ферберит. Њихове особине су

дате у табели 2.3. Ферберит и хубнерит се јако ретко срећу у природи, док је за разлику од њих волфрамит веома распрострањен у природи, такође и шелит. Тако да, волфрам се углавном добија из та два минерала распрострањена у природи.



Слика 2.2 Волфрам у минералу волфрамиту [4]



Слика 2.3 Минерал шелит [5]

Подела руда у зависности од врсте минерала као главног носиоца волфрама у њој, извршена је на: шелитне, шелитно-златоносне, шелитно-молибденитне, волфрамитне, волфрамитно-каситеритне, волфрамитно-молибденитне. За њихово обогаћивање се употребљавају гравитациони методи концентрације и комбиновање ових метода са флотацијом.

Табела 2.3 Особине волфрамових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска формула	% W	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Ферберит	$FeWO_4$	60,54	7,4-7,5	4,5
Хубнерит	$MnWO_4$	60,72	7,1-7,2	4,5
Волфрамит	$(Fe, Mn) WO_4$	60,63	7,1-7,5	4,5
Шелит	$CaWO_4$	63,85	5,9-6,12	4,5

2.3. Молибден (Mo)

Молибден је откривен 1778. године од стране хемичара К. В. Шелеа (C. W. Scheele), а 1788. године редукцијом молибден-триоксида угљеником је добијен метални молибден, чист метал је откривен тек почетком 19. века и то редукцијом молибден-триоксида водоником. До потражње за молибденом долази са открићем његовог утицаја као легирајућег елемента на квалитет челика.

Име потиче од грчког назива за олово „*molybdos*“ што значи-олово, јер се за његове руде често мислило да су оловне. Његово име је изведено из новолатинског „*molybdaenum*“.

Физичке особине молибдена:

- Атомски број: 42
- Атомска маса: 95,95
- Боја: светлосива (метално сива)
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $10,28 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: 2623°C
- Тачка кључања: 4639°C

Механичке особине молибдена:

- Затезна јачина: 770 MPa
- Напон течења: 500 MPa
- Модул еластичности: 336300 MPa
- Тврдоћа: 250 НВ

Хемијска ознака молибдена је Мо. Молибден се такође налази у 6. групи периодног система елемената. Са свих аспеката молибден је сличан волфраму и спада у групу тврдих и тешко топљивих метала. Не кородира и на обичној температури на ваздуху је отпоран, оксидише тек изнад $400\text{--}500^\circ\text{C}$. Изнад 600°C брзо оксидише уз стварање MoO_3 . Скоро до тачке топљења не реагује са водоником. Чврст молибден је отпоран на угљен-моноксид до 1400°C , на температурама изнад дешава се карбидизација. Затим, угљен-диоксид врши оксидацију изнад 1200°C . Битна особина молибдена је мали пресек захвата топлотних неутрона, скоро седам пута мањи него код волфрама, и то омогућује његову примену као конструкционог материјала у нуклеарним реакторима.

У природи се молибден може наћи у двадесетак минерала, најважнији и онај где молибдена има највише је минерал молибденит (сл. 2.4). Значајни су и повелит (сл. 2.5), вулфенит и феримолибдит, они се такође сматрају индустријским минералима молибдена. Њихове особине су приказане у табели 2.4.



Слика 2.4 Молибден у минералу молибдениту [6]



Слика 2.5 Минерал повелит [7]

Молибденит се не јавља сам често као користан материјал, него је углавном са волфрамитом и шелитом у волфрамовим рудама или као пратилац бакарних сулфидних руда. Молибденитна лежишта у зони оксидације садрже феримолибдит и повелит.

Табела 2.4 Особине молибденових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска формула	% Мо	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Молибденит	MoS_2	59,94	5,5	1,0
Вулфенит	$PbMoO_4$	26,13	6,5-7,0	3,0
Повелит	$CaMoO_4$	47,97	4,34	3,5

2.4. Титан (Ti)

Титан је пронађен 1791. године у црном магнетитном песку, пронашао га је енглески минералог В. Грегор (*W. Gregor*), и тада је назван менакенин. 1795. године, немачки хемичар М. Х. Клапрот (*M. H. Klaproth*) је дошао до закључка да је тај минерал у ствари оксид новог елемента и назвао га је титан по митолошким Боговима „Титанима“ из грчке митологије. Тек пар година касније је доказана идентичност титана и менакенина. Титан је тек 120 година после проналаска добијен као чист метал када је и почела већа примена титана. Због својих веома погодних особина, у току Другог светског рата интересовање за титаном као конструкционим материјалом је веома порасло.

Физичке особине титана:

- Атомски број: 22
- Атомска маса: 47,90
- Боја: сребрно-бела
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $4,5 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: 1668°C
- Тачка кључања: 3287°C

Механичке особине титана:

- Затезна јачина: 270-600 МПа
- Напон течења: 200-450 МПа
- Модул еластичности: 112000 МПа
- Тврдоћа: 115 НВ

Хемијска ознака за титан је Ti. У периодном систему елемената титан се налази у 4. групи, што значи да је прелазни метал. Изглед титана је веома сличан челику. Познате су две кристалне модификације титана: до 882°C је постојао α -титан са хексагоналном решетком и изнад 882°C β -титан са кубном просторно центрираном решетком. Чист титан је пластичан и подлеже сим врстама деформације. На обичној температури је постојао, а при температури од $400\text{--}500^\circ\text{C}$ се пресвлачи једним оксидно-нитридним слојем који је стабилан и спречава метал од даље корозије. На вишим температурама расте растворљивост кисеоника у титану и брзина оксидације. Карактеристично за титан је то што активно упија гасове: кисеоник, азот и водоник. Они се у титану растварају до неке границе, али чак и при малој количина кисеоника и азота смањује се пластичност титана, а јако мала количина водоника (0,01–0,005%) доста повећава кртост титана. Титан при високим температурама (изнад 1000°C) реагује са метаном, угљеником и угљен-моноксидом и образује тешко топљив и тврд карбид TiC.

Познато је око 70 титанових минерала. У рудама титана се налази доста минерала пратилаца, а од сопствених минерала титана највише има илменита (сл. 2.6), рутила, перовскита (сл. 2.7) и сфена. Особине титанових минерала су приказане у табели 2.5.



Слика 2.6 Титанов минерал илменит [8]



Слика 2.7 Минерал перовскит [9]

За производњу титана у индустрији значајни су само рутил и илменит, остали титанови минерали су занемарљиви. Рутил се јавља заједно са алкалним минералима у пегматитима, гранитима и кварцним жилама. Илменит се ретко јавља сам у рудама, најчешће је везан са другим минералима, највише са хематитом и магнетитом.

Табела 2.5 Особине титанових минерала [42]

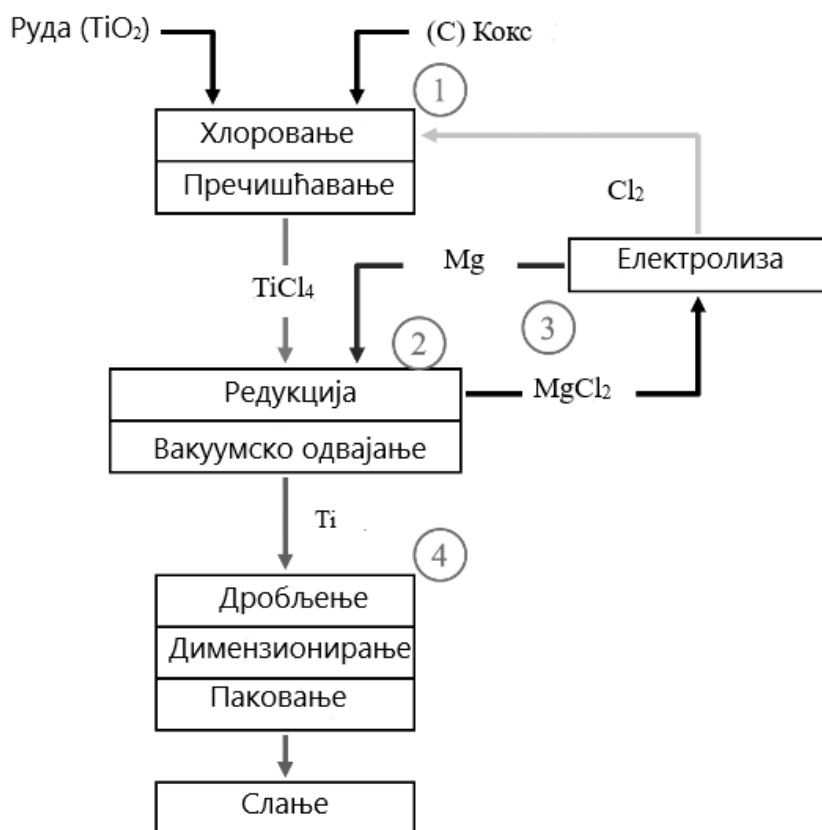
Врста минерала	Хемијска формула	% Ti	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Илменит	$FeTiO_3$	31,56	4,72	5,0-5,5
Рутил	TiO_2	59,94	4,25	6,0-6,5
Перовскит	$CaTiO_3$	35,22	4,0	5,5
Сфен	$CaTiSiO_5$	18,16	3,4-3,56	5,0-5,5

2.4.1. Процес добијања титана-Кролов поступак

Као пример процеса добијања ретког метала, детаљно је објашњен *Кролов процес* добијања титана [41]. Овај процес је савремени индустријски поступак који се користи ради производње титана из титан-тетрахлорида (TiCl_4). Његова висока тржишна цена је због сложене производње Кроловог процеса.

Кролов процес састоји се из четири фазе (сл. 2.8):

1. *Хлоровање и пречишћавање титанове руде*- Сировине се дестилишу и хлорују да би се добио чист титан-тетрахлорид.
2. *Редукција и вакуумска сепарација*- Титан-тетрахлорид је редукован помоћу течног магнезијума како би се добио титаног сунђер. Потом се доводи у вакуум због уклањања заосталог магнезијума и магнезијум-хлорида из титановог сунђера.
3. *Електролиза магнезијум-хлорида (MgCl_2)*- Магнезијум-хлорид је нуспроизвод реакције и он се разлаже у гасове магнезијума и хлора који се поново користе у процесима редукције и хлоровања.
4. *Дробљење и обликовање згрудваног титановог сунђера*- Згрудван титанов сунђер се дроби машином за сечење и дробилицом, онда се згњечени титан меша и пакује у целину ваљкастог облика.



Слика 2.8 Схема Кроловог процеса [41]

У првој фази се руда титана и кокс уносе се у пећ за хлоровање. Гас хлора се удувава у пећ за хлоровање. Хлоровање се изводи према реакцији:





Кисеоник се уклања из руде титана и везује се са хлором формирајући сирови TiCl_4 , потом се он дестилује због уклањања нечистоћа. Титан мора да поседује чистоћу од 99,99%.

Друга фаза су процес редукције и вакуумске сепарације. Након додавања растопљеног магнезијума у посуду, течни TiCl_4 се доводи у посуду и настаје реакција добијања титановог сунђера:



Магнезијум-хлорид се таложи на дну посуде због веће густине, уклања се под притиском инертног гаса аргона. Након редукције почиње вакуумско одстрањивање. Посуда се греје са спољне стране електричним грејачем, а у посуди се ствара зона вакуума. Након тога магнезијум-хлорид и магнезијум испаравају и добија се сунђерасти титан.

Трећа фаза овог процеса је електролиза магнезијум-хлорида. MgCl_2 се разлаже на хлор и магнезијум. Магнезијум се враћа у редукцију и вакуумско одвајање, а хлор се враћа у процес хлоровања и дестилације.



У четвртој фази се одвија поступак дробљења, обликовања, ситњења и мешања и паковања. Сунђерасти титан (сл. 2.9) се истискује из посуде и дроби на комадиће помоћу секача и дробилице, на крају се пакује у бубњеве.



Слика 2.9 Сунђерасти титан добијен Кроловим поступком [41]

2.5. Цирконијум (Zr)

Цирконијум је открио немачки хемичар М. Х. Клапрот (*M. H. Klaproth*) 1789. године у минералу циркону. 1824. године је добијен метални цирконијум, али је био у облику веома неочишћеног продукта. 1925. године је добијен чист кован цирконијум помоћу термичке дисоцијације цирконијум-јодида, и данас тај поступак служи за производњу ковног металног цирконијума.

Име је добио по истоименом минералу-цирконијуму (ZrSiO_4), његово име на персијском „*zarqum*“ значи златаст, тј. боје злата.

Физичке особине цирконијума:

- Атомски број: 40
- Атомска маса: 91,224
- Боја: сребрнасто бела
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $6,52 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: 1855°C
- Тачка кључања: 4377°C

Механичке особине цирконијума:

- Затезна јачина: 500-830 МПа
- Напон течења: 230 МПа
- Модул еластичности: 200000 МПа
- Тврдоћа: 80 НВ

Хемијска ознака цирконијума је Zr. Налази се у 4. групи периодног система елемената, прелазни је метал. По спољашњем изгледу је сличан челику. Чист цирконијум је пластичан и лако се подвргава разним операцијама деформације. На ваздуху је постојан. Приликом загревања на $400\text{--}600^\circ\text{C}$ јавља се делимична оксидација површине, а на преко 800°C оксидација постаје снажнија уз образовање оксида ZrO_2 . Јавља се у две кристалне модификације: хексагонална α -форма која је стабилна до 862°C и кубна површински центрирана β -форма која је стабилна изнад 862°C . На механичке и остале особине цирконијума знатно утичу примесе водоника, кисеоника, угљеника и азота. При температурама преко 900°C цирконијум реагује са угљеником и том приликом образује карбиде, а реагујући са азотом образује нитриде. Што се тиче антикорозне стабилности, цирконијум је изнад титана, а испод ниобијума и тантала.

Цирконијум има 20 сопствених минерала који се налазе у алкалијама и пегматитима. Индустриски значај за добијање цирконијума имају минерали циркон (сл. 2.10), баделит (сл. 2.11) и делом еудијалит. Њихове карактеристике су дате у табели 2.6.



Слика 2.10 Сирови драги камен циркон, извор цирконијума [10]



Слика 2.11 Минерал баделит [11]

Циркон се обично јавља са другим минералима, тачније они га прате, на пример: тантал, ниобијум, хафнијумови и берилијумови минерали, торијум и др. Са баделитом се као пратиоци јављају минерали титана, алуминијума, силицијума и др. Са еудијалитом се као пратиоци јављају минерали гвожђа, мангана и калцијума.

Табела 2.6 Особине цирконијумових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска формула	% Zr	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Циркон	$ZrSiO_4$	43,14	4,6-4,7	7,5
Баделит	ZrO_2	74,03	5,5-6,0	6,5
Еудијалит	$(Na, Ca)_6Zr \cdot Si_6O_{17} \cdot (O, OH, Cl)$	9,19	2,8-3,0	5-5,5

2.6. Германијум (Ge)

Германијум је метал који је први пут откривен од стране руског хемичара Д. И. Менделјејева (*D. I. Mendeleev*) 1871. године. Менделјејев је пронашао елемент 4. групе периодног система елемената сличан силицијуму и дао му је име „екасилицијум“. Међутим, 15 година касније, 1886. немачки хемичар К. Винклер (*K. Winkler*) открио је нови елемент у минералу аргиродиту, чије су се особине поклапале са особинама „екасилицијума“. Тада је том елементу дат садашњи назив-германијум.

Име је добио по латинској речи за Немачку-„*Germanium*“ јер је хемичар К. Винклер (*K. Winkler*) који га је открио, одатле.

Физичке особине германијума:

- Атомски број: 32
- Атомска маса: 72,630
- Боја: сиво-бела
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: 5323 g/cm^3
- Тачка топљења: $938,25^\circ\text{C}$
- Тачка кључања: 2833°C

Механичке особине германијума:

- Затезна јачина: 135-150 МПа
- Модул еластичности: 103000 МПа
- Тврдоћа: 761 НВ

Његова хемијска ознака је Ge. Германијум је сиво-беле боје, и он је крт метал. Због кртости не може се обрађивати под притиском, а танке плочице германијума се добијају резањем металног одливка дијамантском тестером. Једна од најбитнијих особина германијума је та што има полупроводнички карактер. Чист и чврст германијум је постојан на ваздуху при обичној температури. Изнад 700°C настаје оксидација уз стварање германијум-оксида. Флуор и хлор активно се оксидишу са спрашеним германијумом на собној температури. GeS се образује када паре сумпора реагују са германијумом. Један од недостатака германијума је тај што не испољава особине полупроводника на високим температурама, тако да уређаји који су направљени на бази германијума не функционишу изнад 100°C .

Германијум спада у јако расејане елементе Земљине коре, у њој га има око 7 g/t и то је значајна количина у односу на друге елементе. Германијумови минерали су секундарни извор германијума јер су јако ретки и у суштини, нема много налазишта са већим количинама. Најбитнији минерали германијума су аргиродит (сл. 2.12), германит (сл. 2.13), рениерит и бријартит. Особине ових германијумових минерала су приказане у табели 2.7.



Слика 2.12 Минерал аргиродит [12]



Слика 2.13 Минерал германит [13]

Главна концентрација германијума у земљиној кори је расејана у силикатима, сулфо-солима и сулфидним минералима. Занимљиво је да у силикатима, због блискости радијуса, германијум замењује силицијум. Германијум се углавном налази као примеса у сфалериту и осталим сулфидима, највећа количина германијума је у цинковим сулфидима (0,01-0,1%). Постоји и у угљу, његова концентрација у угљевима се креће од 0,0001-0,01%, с тим што антрацит скоро не садржи германијум. Такође, германијум се налази и у рудама сребра, гвожђа, антимона и калаја.

Табела 2.7 Особине германијумових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска ознака	% Ge	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Аргиродит	Ag_8GeS_6	6,44	6,1-6,3	2,5
Германит	$Cu_{26}Fe_4Ge_4S_{32}$	9,10	4,4-4,6	3,0
Бријартит	$Cu_2Zn_{0,75}Fe_{0,25}GeS_4$	18,57	4,5	3,5-4,0

2.7. Уранијум (U)

Уранијум је откривен 1789. године, открио га је немачки хемичар М. Х. Клапрот (*M. H. Klaproth*), који је уствари открио уранијум-оксид, а не уранијум. То је потврђено 1841. године када је француски хемичар Е. М. Пелигот (*E. M. Peligot*) редуковањем уранијум-тетрахлорида калијумом добио елементарни уранијум. 1896. године је А. Х. Бекерел (*A. H. Becquerel*) утврдио радиоактивност уранијумових једињења, а 1898. године брачни пар Кири (*Curie*) је издвајањем уранијума из пехбленде (уранијумова руда) открио два нова елемента: радијум и полонијум. Спољашња појава природног распадања уранијума је објашњена као радиоактивност, због тога и због претварања уранијума у друге елементе је створена могућност вештачког изазивања и убрзања овог процеса. 1938. године је хемичарима успело да разбију језгро уранијума, и да отворе пут ослобађању велике енергије, уранијум је постао фисиони материјал и гориво велике вредности.

Име је добио по планети Уран, која је откривена отприлике у исто време, такође планета Уран је добила име по грчком Богу Сунца, самим тим је и уранијум добио име по њему.

Физичке особине уранијума:

- Атомски број: 92
- Атомска маса: 238,03
- Боја: сребрно-сива
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $19,1 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: $1132,2^\circ\text{C}$
- Тачка кључања: 4131°C

Механичке особине уранијума:

- Затезна јачина: 600 МПа
- Напон течења: 200 МПа
- Модул еластичности: 150000 МПа
- Тврдоћа: $\approx 215 \text{ НВ}$

Хемијска ознака уранијума је U. Уранијум је до 1940. године био један од ретких метала са занемарљивом применом како у индустрији, тако и у занатству. На пример, у фотографији се употребљавао уранил-нитрат због повећања осетљивости фотографског папира, за украшавање керамике и стакла су се употребљавале уранијумове соли, и то због боја које су јако интензивне и живописне, али се више не употребљавају због зрачења, а неке соли су чак служиле као катализатори у синтези амонијака.

Када је откривена нуклеарна енергија уранијум је постао гориво које поседује велику енергетску вредност. Такође, он се једини од три хемијска елемента која се могу користити као извор нуклеарне енергије преко фисије атомског језгра, може наћи у природи, друга два се добијају вештачким путем преко уранијума.

Природни уранијум има два изотопа у следећим количинама: $U^{238} \rightarrow 99,24\% U$, $U^{235} \rightarrow 0,71\% U$. U^{235} у природној концентрацији или обогаћена у природном уранијуму представља гориво за нуклеарне реакторе.

Уранијумова највећа вредност је та што је гориво јако концентрисане снаге, и самим тим се све више примењује у ратне сврхе и постаје гориво које отвара нове могућности у развоју човечанства. Користи се за производњу радиоактивних изотопа који се примењују у медицини, биологији, индустрији и пољопривреди. У металургији су радио-изотопи омогућавали мерење и проучавање дифузије атома у металима и легурама, хабања ватросталне облоге у пећима, одређивање порекла нечистоћа у металима, и др.

Уранијум је у Земљиној кори јако распрострањен, скоро као калај, молибден и арсен. У природи се налази у јединињењима са кисеоником (оксиди, сулфати, фосфати, силикати, карбонати, ванадати, арсенати).

Постоји више од 150 уранијумових минерала. Они се разврставају на примарне и секундарне минерале.

Примарни минерали имају далеко већи значај од секундарних за производњу уранијума. У примарне спадају: уранинит (сл. 2.14), бранерит, кофинит, давидит, тухолит. Секундарни су: карнотит (сл. 2.15), тијамунит, гумит, торбернит, аутунит, уранофан, тјуиамунит, салеит, ураноцирцит и зеунерит. Њихове особине су приказане у табели 2.8.



Слика 2.14 Минерал уранинит [14]



Слика 2.15 Минерал карнотит [15]

Уранијумови минерали су радиоактивни, неки чак и флуоресцирају, што утиче на откривање лежишта уранијума. Последица распадања уранијума је радиоактивност, и при томе нестабилни производи распадања интензивно зраче. α -зраци су велике енергије и одражавају се у јаком јонизујућем дејству, и то су језгра хелијума, имају

најмањи домет због мале масе. β -зраци имају већи домет од α -зрака, емитује их распадајуће атомско језгро. γ -зраци имају највећи домет и највећи значај за ископавање руда уранијума.

Табела 2.8 Особине уранијумових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска ознака	% U	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Уранинит	UO ₂	88,15	6,5-10,95	5,0-6,0
Кофинит	U (SiO ₄) _{0,9} (OH) _{0,4}	72,63	5,1	5,0-6,0
Карнотит	K ₂ (UO ₂) ₂ (VO ₄) ₂ · 3 (H ₂ O)	52,77	3,7-4,7	2
Аутунит	Ca (UO ₂) ₂ (PO ₄) ₂ · 12 (H ₂ O)	48,27	3,1-3,2	2,0-2,5

2.8. Ванадијум (V)

Ванадијум је 1801. године открио шпански минералог А. М. дел Рио (*A. M. del Rio*) у оловној руди која је садржала минерал ванадит. Ванадијум је откривен у сировом гвожђу 1830. године редукцијом руда гвожђа. У малим количинама је коришћен до почетка 20. века, и то углавном као хемијско једињење, а када је откривен његов повољан утицај на својства челика почиње интензивније коришћење.

Добио је име по скандинавској богињи лепоте и младости Ванадис („Freya“).

Физичке особине ванадијума:

- Атомски број: 23
- Атомска маса: 50,94
- Боја: плаво-сребрно-сива
- Агрегатно стање: чврсто
- Густина: $6,11 \text{ g/cm}^3$
- Тачка топљења: 1910°C
- Тачка кључања: 3407°C

Механичке особине ванадијума:

- Затезна јачина: 800 МПа
- Напон течења: 776 МПа
- Модул еластичности: 150000 МПа
- Тврдоћа: 290 НВ

Хемијски симбол ванадијума је V. Налази се у 5. групи периодног система елемената, у чистом облику је пластичан метал, али уз присуство малих количина азота, кисеоника и водоника, опада му пластичност. Ванадијум је постојан на собној температури. Оксидација ванадијума се дешава тек на температури изнад 300°C , а при температури изнад 500°C интензивно се оксидише и образује ванадијум-пентоксид. Ванадијум реагује са угљеником и гасовима који имају концентрацију угљеника при високим температурама стварајући карбид, велике тврдоће и високе тачке топљења (2800°C).

Постоји око 50 ванадијумових минерала. Садржај ванадијума у Земљиној кори је изнад бакра, олова, и др. метала, али се његов највећи део налази у расејаном стању. Најважнији минерали су: патронит (сл. 2.16), ванадинит (сл. 2.17), карнотит.



Слика 2.16 Минерал патронит [16]



Слика 2.17 Минерал ванадинит [17]

Ванадијум се у расејаном стању може појавити и у појавама седиментног и магматског порекла. У табели се налазе особине ванадијумових минерала. Особине ванадијумових минерала су приказане у табели 2.9.

Табела 2.9 Особине ванадијумових минерала [42]

Врста минерала	Хемијска формула	% V	Густина, g/cm^3	Тврдоћа по Мосу (1-10)
Патронит	VS_4	28,43	2,82	2,0
Ванадинит	$Pb_5(VO_4)_3Cl$	10,79	6,8-7,1	3,5-4,0
Карнотит	$K_2(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot 3(H_2O)$	11,29	3,7-4,7	2,0

3. ТЕХНОЛОШКИ ПРОЦЕС ДОБИЈАЊА РЕТКИХ МЕТАЛА

Постоји много процеса путем којих се могу добити ретки метали, као што су: металотермија, карботермија, редукција гасовима, термичко разлагање металних једињења, електролиза и добијање метала путем нових метода цепањем језгра.

3.1. Металотермија

Металотермија је назив за методе добијања метала редукцијом неког металног једињења са другим неплеменитијим металом. Метална једињења која се редукују су углавном: оксиди, флуориди и хлориди. Супротно томе, као редукциона средства се користе следећи метали: натријум, магнезијум, калијум, алуминијум и калцијум, такође и силицијум, а ретко се користе и церијум и лантан.

Редукција се изводи тако што се једињење метала које се редукује меша са фино уситњеним металом редукцентом у тиглу, тако припемљена смеша се првобитно пали у тиглу, са или без претходним прегревањем у зависности од топлотног ефекта реакције редукције. Могућност полуконтинуираног извођења процеса редукције се постиже увођењем металних једињења, у било ком агрегатном стању, у растоп редукционог средства.

Постоји правило да се редукција изводи у атмосфери инертног гаса или вакууму, због заштите продукта од нитрирања и оксидације.

Овакве редукције су у већини случајева бурне хемијске реакције, при томе су и јако егзотермне. Редукцијом се добијени метал одваја од насталог једињења као последице редукције, и то је најједноставније постићи када су реакциони продукти на температурама редукције у течном стању.

Избор врсте метала за редукцију оксида, хлорида и флуорида зависи од термодинамичких особина система.

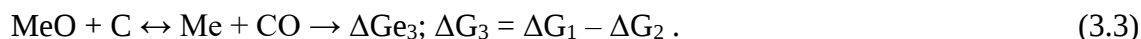
3.2. Карботермија

Карботермија је редукција металних оксида угљеником. Са порастом температуре расте редукциона способност угљеника за оксиде, а опада стабилност металних оксида. При превише високим температурама приликом редукције неки метали могу доста испарити. Док тешко топливи метали стварају стабилне карбиде и окси-карбиде.

Разлика ΔG вредности обе делимичне реакције:



према Несовом закону даје ΔG вредност коначне реакције:



Анализом се долази до закључка да реакција тече до вредности равнотежног притиска CO и да тада престаје. Такође, променом температуре се може променити и равнотежни положај зато што се вредност ΔG мења са температуром. Померање равнотеже је могуће остварити удаљивањем једне реакционе супстанце из равнотеже, и тада се постиже потпуна карботермијска редукција металних оксида.

Карботермијска редукција може бити олакшана извођењем метала из равнотеже. Редукција може бити и отежана, када метал са угљеником образује карбиде.

Поступак карботермије се користи за добијање титанових легура и цирконијума. Карботермија има ограничену примену када су у питању неплеменити метали. Поступком карботермије се добија ниобијум и ванадијум.

Као редукционо средство се употребљава чист угљеник. Карботермија се изводи индиректним загревањем мешавине оксида и угљеника до реакционе температуре. Производ металног карактера је јако крт услед заостале количине оксида и карбида, тако да се он уситњава и пресује у шипке загревањем директним пропуштањем струје. Због убрзања редукције, претходна редукција и синтеровање шипки се ради под вакуумом.

3.3. Редукција гасовима

Као редукциони гасови се користе: водоник, угљен-моноксид и водени гас, метан и други угљоводоници, амонијак и производи разлагања амонијака. Оваква редукција се углавном користи за оксиде.

Редукцијом оксида водоником могуће је добити тешко топиве метале као што су: ренијум, молибден и волфрам, што се тиче других ретких метала могуће је добити германијум. Редукцијом оксида ренијума, молибдена и волфрама при ниским температурама добија се метални прах. Редукција се обично изводи у два нивоа: први је редукција до нижих оксида, други је редукција нижих оксида теже испарљивих до метала.

Постоји и редукција халогенида водоником, међутим овај процес добијања метала нема широку употребу у металургији ретких метала. Постоји тешкоћа приликом овог поступка, а то је потреба рада са изузетно чистим водоником. Такође, метали добијени овим поступком су веома крти, због велике количине водоника, он се може уклонити дегазацијом у вакууму.

Племенитији метали се могу добити редукцијом њихових јона водоником у воденим растворима.

3.4. Добијање поступцима термичког разлагања металних једињења

Овде спада Ван Аркел де Боеров поступак добијања неких чистих тешко топљивих ретких метала. Постоје и поступци добијања метала разлагањем једињења-карбонила и хидрида метала.

Ван Аркел де Боеров поступак-велики број једињења, највише халогениди тешко топљивих ретких метала, су на нижој температури стабилни и лако се образују из елемената, а на вишим температурама су нестабилни и дисоцирају на метал и халоген. Разлагање халогенида се ради довођењем њихове паре у контакт са усијаним површинама где се термички разлажу, тако да се метал таложи на усијаним површинама. Да би се метал могао добити овим поступком метал мора испунити ове услове: мора образовати лако испарљиве, слободне од кисеоника, халогениде који при вишим температурама лако и потпуно дисоцирају. Ретки метали који формирају карбониле су: телур, молибден, ренијум и волфрам. Али овај начин добијања метала има значаја само за молибден.

Разлагањем карбонила метала могу да се добију метали посебних особина. Од ретких метала карбониле образују: телур, молибден, волфрам и ренијум, али овај поступак је значајан само за добијање молибдена.

Разлагање хидрида-термичко разлагање као поступак добијања метала користи се када се хидриди добијају у фази металуршке припреме. Од веће важности је поступак разлагања хидрида приликом прераде металних отпадака. Приликом разлагања хидрида у вакууму стварају се метални прахови. Добијање праха вакуумским дегазирањем и хидрирањем и уситњавање отпадака се користи када су у питању следећи метали: скандијум, итријум, титан, тантал, цирконијум, ванадијум ниобијум и хафнијум.

Разлагањем соли платинских метала се добијају метали солидне чистоће, док се разлагањем соли неплеменитих метала могу добити њихови оксиди или метали запрљани кисеоником.

3.5. Добијање поступцима електролизе

Електролиза представља редукцију електричном струјом. Катодном редукцијом се могу добити сви метали из њихових једињења. Када се подесе услови електролизе могуће је издвајање одређеног метала. Постоји више врста електролизе: електролиза из водених раствора, електролиза из неводених раствора, електролиза из растопа соли.

Електролизом из водених раствора добијају се расејани метали талијум, индијум и галијум. Галијум се може добити преко Брајеровог поступка приликом електролитичког пречишћавања алуминатних раствора. Такође, галијум у облику чистог метала се може добити из концентрованих раствора натријум-галата. Индијум се може добити електролизом из киселих раствора. Електролитичко добијање талијума у његовој металургији се користи у фази разлагања амалгама и за електролитичку рафинацију.

Електролиза из неводених раствора није од великог индустријског значаја због мале електричне проводљивости и мале растворљивости металних једињења у органским растварачима.

Електролиза растопа соли је један од значајнијих поступака добијања великог броја ретких метала, у суштини сви метали се могу добити путем електролизе растопа соли. Да би се овај поступак могао применити потребно је да буду испуњени ови услови: потребно је да електролити буду растопи соли метала који су електронегативнији од метала који се издваја, метал који се издваја треба бити присутан у форми једињења које има потребну растворљивост у соном купатилу док у растопу егзистира у јонизираним стању, издвојени метал мора имати минималну растворљивост у соном купатилу, издвојени метал не сме да реагује са растопом соли. Ови услови сужавају могућност шире употребе електролизе растопа због немогућности налажења одговарајућих електролита. Када је метал издвојен на катоди у течном стању онда се електролиза лакше изводи. Као помоћне соли за електролизу се употребљавају халогениди и оксиди метала. У металургији ретких метала електролиза растопа соли користи се за добијање: тантала, берилијума и цер-миш метала, с тим што се берилијум и цер-миш у Европи добијају само овим поступком. Добијање титана електролизом се изводи у Сендефовим ћелијама.

3.6. Нови методи добијања процесима цепања језгра

Једно од важнијих, ако не и најважније откриће у 20. веку је нов извор енергије-нуклеарна енергија, тачније њена примена и могућност вештачког добијања метала који су непознати у природи, и још мноштва радиоактивних елемената.

На пример, метал техницијум који је радиоактиван, може се изоловати у великој количини цепањем урановог језгра и његови радиоактивни изотопи се користе као извори радиоактивног зрачења.

Такође, плутонијум се може добити као последица распадања језгра у нуклеарним рекаторима. Плутонијум настаје захватом неутрона нецепајућег U^{238} обзиром на то да се и даље распада, има велики значај за ратно коришћење нуклеарне енергије.

Остали елементи добијени вештачким путем, имају велику енергију зрачења и поједини се употребљавају као извори енергије термоелектричних батерија и важе за опасне отпадне и радиоактивне производе.

4. ПРИМЕНА РЕТКИХ МЕТАЛА У ИНЖЕЊЕРСТВУ

Ретки метали имају широку примену у савременој техници и многим областима. На пример у металургији, текстилној индустрији, хемијској индустрији, нафтној индустрији, индустрији стакла, електротехници, пиротехници, нуклеарној техници, војној индустрији, транспортној техници и др. У табели 4.1 је приказана потреба за сировинама ретких (критичних) метала у 2006. години и предвиђања за 2030. годину. На основу табеле може се закључити да ће потребе за ретким (критичним) металима бити увећане и до осам пута до 2030. године.

Табела 4.1 Глобални захтеви и процена потражње ретких метала [18]

Сировина	Производња 2006. (y t)	Потражња за ретким металима 2006. (y t)	Потражња за ретким металима 2030. (y t)
Ga	152	28	603
In	581	234	1 911
Ge	100	28	220
Nd	16 800	4 000	27 900
Pt (PGM)	255	-	345
Ta	1 384	551	1 410
Ag	19 051	5 342	15 823
Co	62 279	12 820	26 860
Pd (PGM)	267	23	77
Ti	7 211 000	15 397	58 148
Cu	15 093 000	1 410 000	3 696 070

Европска комисија је 2010. године проценила 14 ретких (критичних) елемената који ће бити значајни за привреду у идућих 20 година. У ретке (критичне) елементе спадају: елементи ретких земаља (итријум, скандијум, лантаноиди), платински метали, галијум, магнезијум, германијум, ниобијум, волфрам, кобалт, графит, тантал, антимон, индијум и флуор. Треба поменути да елементи ретких земаља имају веома ретка магнетна својства, светле у мраку и отпорни су на топлоту тако да је њихова примена доминантна у области керамике, оптичких материјала, делова за батерије, и др. Такође, користе се и у аутомобилској индустрији за производњу катализатора, за производњу турбина које се користе у ветрогенераторима, индустријске батерије, моторе за хибридна и електрична возила, тако да је њихова употреба порасла и њихово континуирано снабдевање је постало неизвесно [18].

Примена ретких метала је постала широка 90-их година прошлог века и то је довело до пораста тражње за њима, посебно у аутомобилској индустрији. У 2018. години је 93% купаца ових метала било из области аутомобилске индустрије, углавном се користе за израду електромотора. После Кине највећу производњу ових елемената има Аустралија [19].

4.1. Примена волфрама

Примена волфрама у савременој техници је у виду чистог метала, легура, тврдих легура на бази карбида и у виду хемијских једињења. Већина укупне количине волфрамових концентрата се користи за легирање челика, од којих је најбитнији брзорезни челик и његов састав је:

- 8-20% W,
- 2-7% Cu,
- 1-5% Co,
- 0,5-1% C.

Особина волфрамових челика је способност самозакаљења на ваздуху и висока температура отпуштања (700-800°C), и због тога одрже високу носивост и тврдоћу све до 600-650°C. Волфрам се користи и као компонента магнетних челика и постоје две врсте ових челика: волфрамови и волфрам-кобалтови магнетни челици.

Тврде легуре на бази волфрам-карбида имају велику примену зато што се волфрам-карбид одликује високом тврдоћом, високом тачком топљења и великом издржљивошћу. Специјалне инструменталне тврде легуре се израђују на бази карбида. Међутим, неке врсте тврдих легура које су намењене за обраду челика имају у свом саставу и карбид титана, тантала и ниобијума.

Легуре волфрама се у индустрији користе са хромом и кобалтом, који се називају и стелити, оне су отпорне на топлоту и на хабање. Они се таложе наношењем на површину хабања делова индустријских возила.

Тешке и контактне легуре су мешавина сребра, бакра и волфрама. Могу бити веома ефикасна контактна компонента, тако да се користе за производњу радних делова прекидача ножева, електрода за стварање тачкастог заваривања, али и за производњу прекидача. Волфрам се може користити као жица, ковани производ, као трака у радиотехници, у стварању посебних електричних лампи, као и у рендгенском инжењерству.

Овај хемијски елемент се сматра најбољим металом за производњу спирала, као и специјалних филамената (сл. 4.1) за жаруље са жарном нити. Волфрамове шипке и жице потребне су за стварање посебних електричних грејача за пећи са високом температуром. Волфрам грејачи могу радити у атмосфери инертних гасова, у вакууму, али и у водонику.

Може се користити и у хемијској индустрији за производњу боја и пигмената. У нуклеарној индустрији се волфрам користи за производњу тигли, као и за контејнере за складиштење радиоактивног отпада.

Легуре волфрама се користе и у ракетној и авионској индустрији, у авионској индустрији се користе и као тегови за балансирање и смањење вибрација у неким деловима (сл. 4.2) [20, 21].



Слика 4.1 Филамент (жарећа нит) од волфрама [22]



Слика 4.2 Тегови за балансирање и смањење вибрација у деловима авиона [23]

4.2. Примена молибдена

Молибден има широку примену у виду чистог метала у савременој техници, највише у облику легура, од којих највише легирани челици, затим тврде, ватро-отпорне и високо-отпорне легуре молибдена са танталом, никлом, и др.

Око 75% количине молибдена се употребљава за производњу разних врста челика. Молибден наравно, побољшава механичке особине челика. Користи се за производњу ватро-отпорних алатних и конструктивних челика у количини од 0,15-1%, ови челици се користе за израду делова за авионску и аутомобилску индустрију.

Такође, молибден се користи и за легирање гвожђа, јер побољшава својства сировог гвожђа при високим температурама и смањује његову величину зрна. Додаје се челику у облику феромолибдена са 50-70% Мо, може се јавити и у облику калцијум-молибдата.

Налази употребу приликом израде катода и анода рендгенских цеви, исправљача високог напона, и сл. Жица од молибдена (сл. 4.3) се користи за израду загревних елемената високотемпературних електричних пећи. Постоје и молибденови танки листови од којих се праве аноде вакуумских исправљача и генераторских лампи.

Молибден са волфрамом се користи за производњу термопарова термоелектричних пирометара који служе за мерење температуре од 1200-2000°C.

Користи се и у хемијској индустрији и нафтној индустрији приликом производње катализатора, у облику оксида. Његов дисулфид се употребљава као мазиво приликом температура између -45°C до +400°C.

У нуклеарној индустрији се употребљава као конструкциони материјал за нуклеарне реакторе због могућности задржавања чврстоће на високим температурама. Такође, велики штапови од молибдена се користе као грејачи у пећима за топљење стакла, за израду мешалица и осталих делова у индустрији стакла.

Употребљава се у авионској индустрији, за производњу оружја, сијалица, електроиндустрији, за производњу боја, пластике и производа од гуме, делове за свемирску летелицу (сл. 4.4).

Молибден је присутан и у намирницама, било животињског било биљног порекла, тело одраслог човека садржи око 9 mg молибдена [24].



Слика 4.3 Молибденова жица [25]



Слика 4.4 Ракетне млазнице од молибдена [26]

4.3. Примена титана

Производња титана и његових легура је почела да расте педесетих година прошлог века, због тога што је порасла потражња за лаким конструкционим материјалима који су високог квалитета. За таквим материјалима влада потражња највише код авиоиндустрије, због смањења тежине мотора.

Легуре титана имају висок однос чврстоће према густини. На собној температури оне су квалитетније од висококвалитетних алуминијумових легура (алуминијумове легуре губе своје механичке особине већ на температурама од 150-450°C).

Легуре титана највећу примену имају у авиоиндустрији за израду мотора и делова, такође се примењују у индустријама других превозних средстава-бродова, аутомобила, камиона, железничких транспортних средстава.

Титан у виду трака, лимова, жица, кованих профила се користи у електро-вакуумској техници за аноде, антикатоде, цеви, и др.

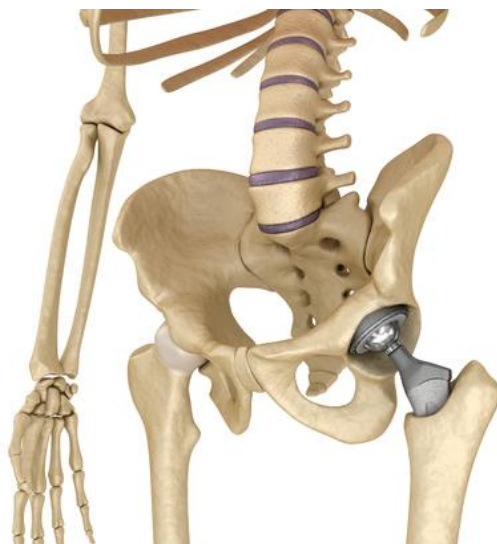
Од његових једињења највећу примену има титан-диоксид и он се користи као пигмент (титаново белило) за заштиту од корозије, и има велику површину премаза. Титан-диоксид налази примену и у производњи радио-апарата, кондензатора, високофреквентних пећи.

У индустрији челика титан је такође нашао своју примену, за дезоксидацију челика и уклањање азота из истог. Он везује за себе заједно са кисеоником и азотом, и сумпор. Челику се додаје 0,03-0,2% феротитана за дезоксидацију. Такође, титан се може користити приликом дезоксидације бакра после пламене рафинације.

Додавање титана бакру, алуминијумовим и бакарним легурама побољшава њихове карактеристике и отпорност против корозије.

Користи се за производњу ватроотпорних и тврдых легура на бази карбида. Титан-карбид поседује високу тачку топљења и високу тврдоћу, улази у састав титановолфрамових алатних тврдых легура. Ове легуре садрже: TiC 10-40%, WC 85-50%, остало је кобалт. Најбоље су за производњу алата за резање тврдых челика. Титанов карбид је део легура за израду делова гасних турбина (сл. 4.6) и реактивних мотора.

Титан се јако добро везује за кости, тако да има велику примену у медицини, тачније користи се за производњу зубних имплантата и зглобова кука (сл. 4.5), колена и др. [27].



Слика 4.5 Вештачки зглоб кука од титана [28]



Слика 4.6 Цеви од титана за генератор паре [29]

4.4. Примена цирконијума

Цирконијум и његове легуре и једињења налазе примену у доста различитих области, у електротехници, машиноградњи, пиротехници, нуклеарној техници, производњи керамике, емајла, стакла, ватросталних материјала, производњи челика и легура обојених метала.

Његова примена у машинству је постала већа са порастом обима производње и снижењем цене, као конструкционог материјала. Користи се при изради делова пумпи, кондензатора, центрифуга и других уређаја.

Употреба цирконијума у пиротехници је у виду праха, због његове ниске температуре паљења и велике брзине сагоревања. Његов прах се користи за пренос пламена у детонаторима. Помешан са баријум-нитратом ствара бездимни барут.

У електроници се користи за производњу електровакуумских делова, зато што цирконијум има способност упијања гасова. Цирконијум или његов прах се ставља на површину анода, мрежа или других загревних детаља.

Примена цирконијума у нуклеарној индустрији је почела после 50-их година прошлог века, заједно са развојем атомске енергетике, цирконијум се користи као конструкциони материјал за нуклеарне реакторе (сл. 4.9) што је изазвало пораст производње металног цирконијума и његових легура. У нуклеарним реакторима се примењује цирконијум због високих температура јер је примена алуминијума неодговарајућа. Тачније, од цирконијума се праве заштитне облоге за уранове гориве елементе, канали кроз које иде течност за хлађење и други елементи.

За производњу ватросталног материјала на бази цирконијума употребљава се цирконијум-диоксид и минерал циркон. Цирконијум-диоксид је термички нестабилан и због тога му се додаје оксид магнезијума или калцијума као стабилизатор.

У производњи челика се цирконијум користи за дезоксидацију, за пречишћавање челика од азота и за везивање сумпора. Специјални ватроотпорни челици се добијају применом цирконијума као легирајућег елемента. Користи се за легирање са обојеним металима: оловом, никлом, бакром, магнезијумом, и др.

Од цирконијум-оксида се праве чак и ножеви и маказе, користи се у козметици, за амбалаже за храну, ливачке опеке, кухињско посуђе.

Занимљиво је да се цирконијум може користити као вештачка замена за дијаманте (сл. 4.7) и као крунице (сл. 4.8) у стоматологији.



Слика 4.7 Вештачки дијаманти од цирконијума [30]



Слика 4.8 Цирконијумске крунице као замена за зубе [31]



Слика 4.9 Хемијски реактор са чврстим зидом под притиском од цирконијума [32]

4.5. Примена германијума

У полупроводничкој електроници, заједно са силицијумом, германијум има важну улогу као полупроводник. Највише се користи за прављење кристалних исправљача и појачивача који се употребљавају у аутоматици, радиотехници, рачунарима, и др.

Германијум-диоксид се користи за израду оптичког стакла. Такво стакло има већу дисперзију, већу густину, нижу температуру омекшавања и већи коефицијент преламања од стакла од кварца.

Као легирајући елемент, германијум има велику примену. Легура алуминијума са германијумом се препоручује за прављење катода електронских лампи, легура злата са германијумом се користи за израду одливака. Легура Au-Ge служи за навлаке на злату или предметима прекривеним златом. У флуоресцентним лампама се користи као легирајући елемент, германијумски прах се наноси на лампу у унутрашњости ради сјаја (сл. 4.11), и као катализатор.

Кристални исправљач ради тако што се на контакту између полупроводника или на граници полупроводника са металом ствара слој који пропушта струју у једном смеру и пружа велики отпор струју у супротном смеру. Исправљачки контакт између полупроводника са другим типом проводљивости је назван електронско-рупичасти прелаз. Што се тиче монокристала германијума, ти прелази се добијају као последица дифузије примеса различитог типа са две стране германијумове плочице или раздвајањем примеса.

Поступак добијања електронско-рупичастог прелаза је стапање плочице монокристала чистог германијума са комадићем индијума. Као последица дифузије индијумових атома у базу германијума, на контактном делу се ствара танак слој рупичасте проводљивости, тај слој се користи и за израду кристалних појачивача.

Кристални појачивачи и исправљачи-потребна је много мања снага за њихов рад него за рад вакуумских лампи, такође њихов век трајања је дужи. Имају већу механичку постојаност у односу на вибрације и ударе од електронских лампи, а имају и мање димензије.

Германијум се користи и за израду термистора, због велике зависности његове електричне отпорности од температуре. Уз помоћ малих германијумових плочица које су термистори, температура се може мерити у било ком делу просторије, посуде и многих механизма. Термистори се користе у уређајима за аутоматско укључивање и искључивање у току неког времена у приборима који обезбеђују повећање струје у колу.

Поред исправљача и појачивача од германијума, у радиотехници се користе и германијумови слојни отпорници. Танак слој германијума који се нанесе на стакло, керамику или кварц, има висок електрични отпор.

Германијум се највише користио као полупроводник, и то у уређајима који се користе у војне сврхе, у радарима, авионским радиоапаратима, авионским контролним уређајима, у телевизорима, као транзистор у многим уређајима.

Међутим, сада се користе други елементи као полупроводници, а германијумова главна употреба је у сочивима за камере и објективима за микроскопе. Германијум и германијум-оксид се користе за инфрацрвене стетоскопе (сл. 4.10) [33].



Слика 4.10 Германијумска инфрацрвена асферична сочива [34]



Слика 4.11 LED сијалица која је премазана германијумовим прахом [35]

4.6. Примена уранијума

Уранијумове соли су се користиле за украшавање стакла и керамике због својих боја, неке соли су се користиле и као катализатори у синтези амонијака. Уранил-нитрат се користио за повећање осетљивости фотографског папира.

Уранијум је гориво које се користи за нуклеарну енергију и у ратне сврхе (сл. 4.13). Постоје три хемијска елемента која се користе као извори нуклеарне енергије, али се само уранијум налази у природи, друга два се добијају преко бомбардовања уранијума.

Уранијум има два изотопа: U^{238} , U^{235} . Изотоп U^{235} је гориво за нуклеарне реакторе, или обogaћен у природном уранијуму или у природној количини.

У табели 4.2 су приказани енергетски еквиваленти 1 kg природног уранијума и 1 kg изотопа U^{235} .

Табела 4.2 Енергетска вредност 1 kg природног уранијума и 1 kg његовог изотопа U^{235} [2]

Извор енергије	Природни уран	Изотоп U^{235}
Камени угаљ, t	21	3 000
Бензин, t	14	2 000
Земни гас, m ³	42 000	6 000 000
Електрична енергија, kWh	170 000	24 000 000

Употреба уранијума је највише заступљена приликом производње радиоактивних изотопа који се примењују у медицини, индустрији, пољопривреди и биологији. Уранијум представља гориво у нуклеарним електранама преко којих добијамо електричну енергију, то гориво се користи у облику пелета од уранијума (сл. 4.12).

Користи се у војсци за погон нуклеарних подморница и нуклеарног оружја.

У индустрији радиоактивни изотопи се користе као средство за контролу и истраживање процеса. На пример, у металургији су омогућавали проучавање и мерење дифузије атома у металима и њиховим легурама, одређивање порекла нечистоћа у металима, и сл.

Осиромашени уранијум је уранијум који има много мање U^{235} од природног уранијума. Мање је радиоактиван од природног уранијума. Може се користити као противтежа за авионе и баласт за бродове, у муницији и оклопу [36].

Употребљава се у свемирској индустрији, јер је једино доступно решење за производњу топлоте и електричне енергије приликом рада сонди на местима далеко од Сунца употреба радио-изотопа.

Налази примену у прехранбеној индустрији у облику својих изотопа, приликом стерилизације свежих производа, јер зрачење убија паразите и бактерије.

Примена уранијума у индустрији је у облику радио-изотопа који се користе приликом индустријског рендгенског зрачења. Та техника се користи у металургији, аутомобилима и ваздухопловству приликом провере безбедности и квалитета.



Слика 4.12 Нуклеарно гориво [37]



Слика 4.13 Нуклеарна бомба [38]

4.7. Примена ванадијума

Ванадијум се претежно користи у металургији челика, скоро 50% свих легираних челика садрже ванадијум у већој или мањој количини. Његов највећи квалитет је велики афинитет према кисеонику, азоту и угљенику.

Највише се користи при производњи конструкционих и алатних челика.

Велику примену има и у хемијској индустрији где се користи у виду разних хемијских једињења. Једно од важнијих једињења ванадијума је ванадијум-пентоксид који се користи као катализатор у процесу производње сумпорне киселине по контактном поступку.

У медицини се његова једињења користе као дезинфекциона средства и лекови.

Једињења ванадијума се користе у индустрији стакла за бојење стакла, такође, у декоративној керамици се користе као додатак глазурама.

Користе се ванадијумова једињења приликом бојења тканина у тексилној индустрији.

Постоје ванадијум редокс батерије у којима се складишти чиста енергија, истраживања везана за ову батерију су почела 80-их година прошлог века. Када се пореди са другим хемијским изворима напајања ванадијумске батерије (сл. 4.14) имају доста предности: велика снага, висока ефикасност, велики капацитет, дуг животни век, ниска цена. Тако да, сматра се бољим избором у области сунчеве енергије, ветрогенераторима, напајању електричних возила, и др. [39].

Употребљава се у авиоиндустрији у авионским моторима, оквирима свемирских кабина, пројектилима, лопатицама парне турбине, шкољкама ракетних мотора.

Позната врста челика са ванадијумом је челик хром-ванадијум, направљен легирањем хрома, угљеника, ванадијума и др. метала, од њега се могу производити опруге за индустријску примену (сл. 4.15) [40].



Слика 4.14 Ванадијум редокс проточна батерија [39]



Слика 4.15 Хром-ванадијумске опруге [40]

5. ЗАКЉУЧАК

Ретки метали су неравномерно распоређени у свету. Они се сврставају у одговарајуће групе периодног система елемената и имају различите карактеристике.

Рационално коришћење ретких метала у свету је од велике важности за економско пословање у свету. Међу ретким металима се налазе и метали који су обрађени у овом раду. Будући да су наведени метали од велике важности за економију, неопходно је њихово рационално коришћење и поштовање прописаних директива и стратегија одрживости.

Ретки метали се према заједничким особинама могу разврстати на пет група: лаки, тешко топљиви, расејани, ретке земље и радиоактивни.

Постоји много сложених технолошких процеса путем којих се могу добити ретки метали, као што су: металотермија, карботермија, редукција гасовима, термичко разлагање металних једињења, електролиза и добијање метала путем нових метода цепањем језгра. Металотермија је назив за методе добијања метала редукцијом неког металног једињења са другим неплеменитијим металом. Метална једињења која се редукују су углавном: оксиди, флуориди и хлориди. Карботермија је редукција металних оксида угљеником. Поступак карботермије се користи за добијање титанових легура и цирконијума. Као редукциони гасови се користе: водоник, угљен-моноксид и водени гас, метан и други угљоводоници, амонијак и производи разлагања амонијака. Оваква редукција се углавном користи за оксиде. Редукцијом оксида водоником могуће је добити тешко топљиве метале као што су: ренијум, молибден и волфрам. Што се тиче других ретких метала могуће је редукцијом добити германијум. Добијање поступцима термичког разлагања металног једињења овде спада Ван Аркел де Боеров поступак добијања неких чистих тешко топљивих ретких метала. Постоје и поступци добијања метала разлагањем једињења-карбонила и хидрида метала. Електролиза представља редукцију електричном струјом. Једно од важнијих, ако не и најважније откриће у 20. веку је нов извор енергије-нуклеарна енергија, тачније њена примена и могућност вештачког добијања метала који су непознати у природи, и још много других радиоактивних елемената. Улога тих елемената у војне сврхе представља озбиљну опасност по човечанство и саму планету на којој живимо.

Ретки метали имају широку примену у савременој техници и многим индустријским областима. На пример у текстилној индустрији, хемијској индустрији, нафтној индустрији, индустрији стакла, индустрији добијања и прераде метала/челика, електротехници, пиротехници, нуклеарној техници и др.

6. ЛИТЕРАТУРА

- [1]. М. Јовановић, В. Лазић, Д. Арсић: *Наука о материјалима I*, Факултет инжењерских наука у Крагујевцу, Крагујевац, 2017.
- [2]. Б. Ђурковић, Д. Ђурковић: *Металургија ретких метала*, Технолошко-металуршки факултет у Београду, Београд, 1976.
- [3]. А. Милосављевић: *Суперлегури I*, Машински факултет у Београду, Београд, 2010.
- [4]. Интернет страница: <https://www.livescience.com/38997-facts-about-tungsten.html>, приступљено: априла 2020.
- [5]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/sheelit/>, приступљено: априла 2020.
- [6]. Интернет страница: <http://www.redcrystalshop.com/szczegoly-molibdenit-2.str8.html>, приступљено: априла 2020.
- [7]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/povellit/>, приступљено: маја 2020.
- [8]. Интернет страница: <https://www.sandatlas.org/ilmenite/>, приступљено: маја 2020.
- [9]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/perovskit/>, приступљено: јуна 2020.
- [10]. Интернет страница: <https://www.livescience.com/34610-zirconium.html>, приступљено: јуна 2020.
- [11]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/baddeleit/>, приступљено: јуна 2020.
- [12]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/argirodit/>, приступљено: јуна 2020.
- [13]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/germanit/>, приступљено: јуна 2020.
- [14]. Интернет страница: <https://www.mineralienatlas.de/lexikon/index.php/MineralData?mineral=Uraninit>, приступљено: јуна 2020.
- [15]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/karnotit/>, приступљено: јуна 2020.
- [16]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/patronit/>, приступљено: јуна 2020.
- [17]. Интернет страница: <https://mineraly-kamni.ru/vanadinit/>, приступљено: јуна 2020.
- [18]. С. Стопић: *Критични материјали у 21. веку. Војнотехнички гласник*, Вол., 61. Бр., 1., 2013.
- [19]. Интернет страница: <https://autorepublika.com/2019/06/09/ima-li-alternativa-kini-u-pogledu-eksploatacije-retkih-hemijskih-elemenata/>, приступљено јуна 2020
- [20]. Интернет страница: <https://aggregator-mlm.ru/bs/gde-ispolzuetsya-volfram-v-bytu-temperatura-plavljeniya-i-drugie/>, приступљено: јуна 2020.
- [21]. Интернет страница: <http://samaterials.weebly.com/blog/-applications-of-tungsten-in-the-aerospace-industry>, приступљено: јуна 2020.
- [22]. Интернет страница: http://www.twinkletoesengineering.info/induction_motor.htm, приступљено: јуна 2020.
- [23]. Интернет страница: <https://www.samaterials.com/content/335-how-are-tungsten-alloys-used-in-the-aerospace-industry>, приступљено: јуна 2020.

- [24]. Интернет страница: <http://www.koval.hr/blogeky/minerali/minerali/molibden.html>, приступљено: јула 2020.
- [25]. Интернет страница: <https://samaterials.wordpress.com/2018/04/25/what-can-molybdenum-wire-be-used-for/>, приступљено јула 2020.
- [26]. Интернет страница: <https://www.edfagan.com/index.php/refractory-metals/molybdenum/molybdenum-applications-rod-sheet-plate-threaded-rod-nuts/>, приступљено: јула 2020.
- [27]. Интернет страница: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/22/titanium>, приступљено: јула 2020.
- [28]. Интернет страница: <https://www.wellnessdentalcare.com/1935/toxicity-metal-hip-implants/>, приступљено: јула 2020.
- [29]. Интернет страница: <https://www.titanmf.com/alloys/applications-of-titanium/>, приступљено: јула 2020.
- [30]. Интернет страница: <https://www.azom.com/article.aspx?ArticleID=17639>, приступљено: августа 2020.
- [31]. Интернет страница: <https://www.indiamart.com/proddetail/dental-zirconia-crown-11178391473.html>, приступљено: августа 2020.
- [32]. Интернет страница: <https://www.titanmf.com/alloys/applications-of-zirconium/>, приступљено: августа 2020.
- [33]. Интернет страница: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/32/germanium>, приступљено: августа 2020.
- [34]. Интернет страница: <https://www.edmundoptics.com/f/germanium-infrared-ir-aspheric-lenses/14180/>, приступљено: августа 2020.
- [35]. Интернет страница: <https://solvomet.eu/2017/05/28/ku-leuven-chemists-retrieve-rare-earth-metals-from-lamps-flanders-today/>, приступљено: августа 2020.
- [36]. Интернет страница: <https://www.rsc.org/periodic-table/element/92/Uranium>, приступљено: септембра 2020
- [37]. Интернет страница: <https://geoinfo.nmt.edu/resources/uranium/power.html>, приступљено: септембра 2020.
- [38]. Интернет страница: <https://www.quora.com/What-pure-fission-nuclear-weapon-had-the-highest-yield-to-weight-ratio-What-about-boosted-fission>, приступљено: септембра 2020.
- [39]. Интернет страница: <https://www.refractorymetal.org/uses-of-vanadium/>, приступљено: септембра 2020.
- [40]. Интернет страница: <http://www.stmarysspring.com/chromium-vanadium-springs/#>, приступљено: октобра 2020.
- [41]. Т. Панић: *Заварљивост титана и његових легура*, завршни рад, Факултет инжењерских наука, Универзитет у Крагујевцу, Крагујевац, 2020.
- [42]. Интернет страница: <http://webmineral.com/>, приступљено: октобра 2020