

Универзитет у Крагујевцу
Факултет инжењерских наука

Петар Б. Танкосић
Племенити метали
завршни рад

Крагујевац, 2012.

Универзитет у Крагујевцу
Факултет инжењерских наука



Назив студијског програма: Машинско инжењерство

Ниво студија: Основне академске студије

Модул: Енергетика и процесна техника

Предмет: Машински материјали

Број индекса: 61/2009

Петар Б. Танкосић
Племенити метали
завршни рад

Комисија за преглед и одбрану:

1. **Др Драган Адамовић, ванр. проф. - ментор**

2. _____

3. _____

Датум одбране: _____

Оцена: _____

У оквиру овог завршног рада кандидат треба да да преглед развоја и употребе племенитих метала. На почетку дати историјски развој племенитих метала и тенденције данашње производње. У даљем делу рада описати главна својства племенитих метала, начин њиховог добијања и дати примере њихове примене.

Препоручена литература:

[1] Зоран Обрадиновић, „Драго камење и племенити метали“, 2003. година

[2] Томислав Томљеновић, „Племенити метали“, 1957. година

[3] en.wikipedia.org

Крагујевац, 24.04.2012.

ментор:

Др Драган Адамовић, ванр. проф.

Резиме:

Племенити метали су метали који имају специфичне особине и ретки су у природи. Најчешће се користе за израду накита, а раније су се користили за израду новца (златници и сребрењаци). У групу племенитих метала спадају злато, сребро, платина и платински метали (рутенијум, родијум, паладијум, осмијум и иридијум). Могу се користити као чисти, а најчешће се користе као легуре. Поред тога што се користе за израду накита, користе се за специјалне врсте лемова и контаката, као и у хемији и индустрији, а у новије време имају велику примену и у медицини.

Кључне речи: племенити метали, накит, новац, злато, сребро, платина, платински метали

Abstract:

Precious metals are metals that have specific traits and are rare in nature. Commonly used for jewelry making, and previously had been used for making money (gold and silver coins). The group of precious metals including gold, silver, platinum and platinum metals (ruthenium, rhodium, palladium, osmium, and iridium). Can be used as a clean, and are commonly used as alloys. In addition to being used for jewelry making, used for special types of helmets and contacts, as well as in chemistry and industry, and in recent years have many applications in medicine.

Key words: precious metals, jewelry, money, gold, silver, platinum, platinum metals

Садржај

1. УВОД	1
2. ЗЛАТО	2
2.1. Историјат употребе злата	2
2.2. Особине злата	3
2.3. Налазишта злата у природи и добијање злата	6
2.4. Употреба злата	7
2.4.1. Позлата	8
2.4.2. Монетарна примена	10
2.4.3. Електроника	11
2.4.4. Злато у медицини	11
2.5. Експлоатација злата	12
3. СРЕБРО	12
3.1. Први сусрети људи са сребром	12
3.2. Особине сребра	13
3.3. Налазишта сребра у природи и добијање сребра	14
3.4. Употреба сребра	16
3.4.1. Накит	16
3.4.2. Употреба сребра у фото индустрији	17
3.4.3. Сребро у медицини	17
3.4.4. Сребро као средство за стерилизацију	18
4. ПЛАТИНА	19
4.1. Откриће платине	19
4.2. Особине платине	20
4.3. Налазишта платине у природи и добијање платине	22
4.4. Употреба платине	23
4.4.1. Катализатор	24
4.4.2. Накит	24
5. ДРУГИ ПЛЕМЕНИТИ МЕТАЛИ	25
5.1. Платински метали	25
5.2. Рутенијум	26
5.2.1. Особине рутенијума	26
5.2.2. Добивање рутенијума	28
5.2.3. Употреба рутенијума	28
5.2.4. Једињења рутенијума са другим елементима	29
5.3. Родијум	30

5.3.1. Особине родијума.....	30
5.3.2. Употреба родијума.....	32
5.3.3. Једињења родијума са другим елементима	33
5.4. Паладијум	34
5.4.1. Особине паладијума.....	34
5.4.2. Добијање паладијума.....	36
5.4.3. Употреба паладијума	36
5.4.4. Једињења паладијума са другим елементима	38
5.5. Осмијум.....	39
5.5.1. Особине осмијума.....	39
5.5.2. Добијање осмијума.....	40
5.5.3. Употреба осмијума.....	41
5.5.4. Једињења осмијума са другим елементима	41
5.6. Иридијум	42
5.6.1. Особине иридијума.....	42
5.6.2. Употреба иридијума	44
5.6.3. Једињења иридијума са другим елементима	45
6. ЗАКЉУЧАК.....	46
7. ЛИТЕРАТУРА	47

1. УВОД

Све хемијске елементе делимо у две групе: метале и неметале. Свима су нам добро познате најосновније особине метала, јер се с њима сусрећемо у свакодневном животу. Неке од њих, као на пример злато, човек је открио и почео да се њима користи много пре него што почиње писана историја људског друштва, док је друге, као на пример неке из групе платинских метала, открио много касније. Од непроцењивог је значаја улога коју су метали одиграли у развоју људског друштва, а наш данашњи живот без њих не бисмо могли ни да замислимо.

Међу бројним металима засебан положај заузима група која се назива племенити метали. Ту се убрајају нама добро познати метали: злато, сребро и тзв. платински метали: рутенијум, родијум, паладијум, осмијум, иридијум и платина. Површине ових метала могу дуже времена да буду изложене дејству влаге и ваздуха, а да при томе остану непромењене. Ови су метали отпорни према вишим температурама и различитим хемијским утицајима. Због ових својстава су названи племенитим металима. Изузев злата, које је жуте боје, ови су метали лепе сребрнастобеле боје и лепог металног сјаја.

У даљем излагању биће дат засебан осврт на сваки од ових метала, на његове особине и најважније употребе. То ће бити један кратак преглед о људским достигнућима постигнутим на бази употребе ових метала.



Слика 1.1 Представници племенитих метала

2. ЗЛАТО

2.1. *Историјат употребе злата*

Остаци старих култура указују на то да је злато било познато људима давно пре но што почиње писана историја људског друштва. Злато и бакар су вероватно били први метали које је обрађивао примитиван човек. Бљештави жути метал, злато, у песковитим коритима многих река мора да је врло рано привукао пажњу човека. Нађени су златни орнаменти у египатским гробницама из каменог доба. Прикази дробљења кремена и процес чишћења злата били су нађени на стеновитим резбаријама у Египту, а за најстарији од њих се предпоставља да потиче из око 2500 година пре наше ере. У закону Менеса, за кога се претпоставља да је владао у Египту око 3500 година пре наше ере, написано је да је злато два ипо пута вредније од сребра. Из тог раздобља се мисли да су злато и сребро били употребљавани као новац у свим земљама између Индије и Нила, много година пре наше ере (према неким оценама око двадесет и осам векова пре наше ере). У стару Грчку и Рим злато су донели Феничани, који су у своје време били познати морепловци и трговци. Човек је врло рано почео да употребљава злато као украс и да га цени као нешто драгоцено. Познати су уметници у ковању злата из најстаријих египатских династија. О томе нам најбоље говоре разне ископине. Богаташима се злато давало да га носе са собом у гроб на тзв. „други свет“, па се у старим гробницама врло често наилази на злато и на различите златне предмете. Многи богови којима су се стари народи клањали и приносили жртве били су позлаћени и начињени од злата.

У старо време је златом био особито богат Египат. Стари Египћани су злато довозили из Нубије. У једној египатској гробници нађена је и нека врста мапе, на којој су била назначена златна лежишта, односно рудници злата (око 1350 година пре наше ере). Према једном историјском извештају на границама Египта и околних земаља постојали су предели пуни златних рудника, одакле се злато црпало по цену тешких патњи и страдања великог броја робова. Према извештајима који описују рад у овим рудницима, стање људи који су у њима радили било је више него очајно. Уз слабу исхрану, страховито лоше хигијенске прилике и неограничено радно време, многи су ту оставили своје животе. Жути блештави метал злато, стварао је са једне стране богатство и сјај, а са друге патњу, беду и врло често смрт.

Због овог племенитог метала су многи народи просто збрисани са лица земље. Сигурно и нема човека који није чуо о бездушним и варварским поступцима колонизатора Јужне и Северне Америке.

Ускоро после открића Америке у ову је земљу почео да пристиже велики број људи из Европе. Све је њих примамљиво „зов злата“. Сви су они очекивали да ће наићи на огромне количине злата и преко ноћи постати богати и срећни људи. Не треба ни спомињати како су се завршила трагања бројних људи за златом. Много о томе говоре књиге и филомови које и данас гледамо на платнима биоскопа. Потраге за златом изазвале су бројне миграције читавог становништва са једног краја земље на други. „Златне грознице“ су остављале поједина подручја земље пуста, док су друга постајала пренатрпана. Злато је човека чинило срећним, несрећним, богатим, сиромашним, храбрим, кукавичким, старим, младим, племенитим и подлим. Сви осећаји које може да испољи човек јављали су се при сусрету човека са овим металом.

Поред тога што су људи настојали да до тога дођу на већ описане начине, они су покушавали да га праве и из других простих метала. У науци је ово доба позната под именом алхемије. То је била „наука“ коју су у Европу донели Арапи преко Сицилије и Шпаније. Период алхемије је трајао око 700 година, од осмог до петнаестог века. Из

тежње за богатством родила се жеља за прављеном злата. Алхемичари су били мишљења да се злато може добити из простих, неплеменитих метала ако се ови прелију неким нарочитим средством. Експерименти алхемичара су били вршени у великој тајности, што је и разумљиво кад се радило о толико траженом металу. Њих су у почетку потпомагали и многи владари који су били жељни богатства, а касније су их опет прогањали јер њихови експерименти нису давали жељене резултате. Алхемичари нису успели да начине злато по својој замисли, али су ипак дали човечанству многе корисне проналаске. Њихов сан о претварању једног метала у други је данас, захваљујући великим достигнућима људског духа, заиста остварен. Злато се данас може добити и вештачким путем, али при томе треба напоменути да цена тог злата далеко превазилази цену злата нађеног у природи.

На слици 2.1 приказани су златни дукати које се састоје од злата које има 24 карата.



Слика 2.1 Златни дукати

2.2. Особине злата

Чисто злато је оранж жуте боје, али боја зависи од дебљине комада. Тврдоћа злата је 20 – 35 HV. Изванредан је проводник топлоте и електрицитета. Мера за чистоћу злата је карат.

Чисто злато има 24 карата. Злато од 18 карата има $\frac{3}{4}$ чистог злата, злато од 14 карата има $\frac{585}{1000}$ делова чистог злата од 1000, злато од 9 карата има $\frac{375}{1000}$ делова чистог злата од 1000, а злато од 22 карата има $\frac{916,6}{1000}$ чистог злата од 1000.

Злато кристалише кубично. Специфична тежина је 19300 kg/m^3 . Тачка топљења је на температури од 1064°C . Чврстоће је негде између цинка и калаја. Могућност ковања је јако велика, тако да се између два листића пергамента дрвеним чекићем може растањити злато на $\frac{1}{12500} \text{ mm}$ дебљине. Један грам злата, специјалном обрадом, може дати листиће до 2 km дужине. Све легуре злата са бакром, платином и арсеном умањују могућност његовог ковања.

Ако се злато загрева постаје плаво или зелено. Злато претворено у прах има црну боју. Немагнетично је.

Вода и ваздух су без ефекта на злато. Хлороводонична, сумпорна и азотна киселина не реагују на ниским температурама на злато. У течном брому злато се распада брзо. Раствара се у комбинацији са водом у мешавини са хлороводоничном и азотном киселином.

Злато се комбинује са другим хемијским елементима. Легира се скоро са свим металима, добијајући разне боје.

Додатак цинка мења боју злата у жуто оранж и жуто млечну. Цинк и никал дају белу боју – бело злато. Сам никал боји злато са розе нијансом. Кадмијум дају злату ружичасту, а алуминијум љубичасту боју.

Легуре злата и бакра дају злату црвенкасту нијансу и она се највише примењује приликом израде накита. Ако се злато легира са гвожђем добија се плава боја злата.

Један пример:

- Жуто злато од 18 карата садржи 750 делова злата од хиљаду, 120 делова сребра и 130 делова бакра. Тачка спајања је 905°C .

Златници, зависно од земље производње имају чистоћу злата од 21 до 23 карата. У стоматологији се употребљава чисто злато од 24 карата.

За накит се користи у највећој мери злато од 14 карата, за ексклузивнији накит злато од 18 карата. Златни сатови се раде у злату од 14 карата, а сада је у моди нарочито код бољих марки сатова да се користи злато од 18 карата. На Блиском Истоку и у Азији се често за израду накита користи злато од само 8 карата, тзв. „турско“ злато. Тако је у некадашњој Родезији, сада Зимбабвеу, за време грађанског рата и периода када је Родезија била под санкцијама УН-а, била забрањена израда накита у чисточи већој од 8 карата, ради штедње и повећања златних резерви земље.

У табели 2.1 приказани су општи подаци о злату, његов атомски број, група, периода, густина, тврдоћа и боја. У табели 2.2 приказане се најосновније особине злата.

Табела 2.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	злато, Au, 79
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	VIII B, 6
густина, тврдоћа	19300 kg/m^3 , 20-35 HV
боја	златна

Табела 2.2 Особине злата

Особине злата	
атомска маса	196,96655 u
атомски радијус	135 (174) pm
ковалентни радијус	144 pm
ван дер Валсов радијус	166 pm
електронска конфигурација	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^1$
оксидациони број	3, 1
особине оксида	амфотеран
кристална структура	површинска просторно центрирана кубна решетка

У табели 2.3 приказане су физичке особине злата.

Табела 2.3 Физичке особине злата

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	3129 K (2856 °C)
температура топљења	1337,33 K (1064,18 °C)
молска запремина	$10,21 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol}$
топлота испаравања	334,4 kJ/mol
топлота топљења	12,55 kJ/mol

У табели 2.4 приказане су остале особине злата, електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације.

Табела 2.4 Остале особине злата

Остале особине	
електронегативност	2,54 (Паулинг)
специфична топлота	128 J/(kg*K)
специфична проводљивост	$45,2 \times 10^6 \text{ S/m}$
топлотна проводљивост	317 W/(m*K)
енергија јонизације	890,1 kJ/mol

На слици 2.2 приказан златни грумен тежине око 6 килограма.



Слика 2.2 Златни грумен

2.3. Налазишта злата у природи и добијање злата

Злато је у природи веома распрострањено. Расуто је широм целе Земље, али обично у врло малим количинама. Налази се готово искључиво у елементарном стању тј. несједињено или слободно. Понекад се нађе и у једињењима легура сребра, живе и бакра. Елементарно злато које налазимо у природи није хемијски чисто, већ у мањој мери садржи и неке друге метале, као што су сребро, бакар, гвожђе, паладијум, родијум, бизмут, платина итд. Најчешћи пратилац природног злата је сребро, које злато готово увек садржи у извесној мери. Количина сребра у злату обично се креће између 2 – 20%. Садржи ли природно злато више од 30% сребра, назива се електроном. За најчистије злато нађено у природи сматра се злато које је нађено у Колораду (САД), а које је садржавало 99,9% злата. Метал се у природи налази у облику листћа, жица, гранчица, већих или мањих зрна и грумења. Понекад се у природи могу пронаћи комади злата врло велике тежине. Тако је на Уралу нађен комад злата од 36 килограма, у Аустралији један комад од преко 80 килограма, а у Чилеу комад злата од преко 150 килограма.

Различите стене које у себи садрже упрскано злато под утицајем времена се распадају, а продукте њиховог распадања испирају природне воде. Ситније комаде вода носи на свом путу, уситњавајући их све више и више. На тај начин долази до стварања златоносног песка из којег се у најстарија времена, па чак и у прошлом веку злато готово искључиво добијало. На такав се златоносни песак може наићи у многим рекама које у свом току протичу кроз подручје у којима се налазе стене упрскане златом. У нашој околини су, на пример, такве реке Драва, Мура и Пек.

Количина злата у земљиној кори у односу на остале елементе износи 0,00000004%. Велика количина злата налази се растворена у морима. Један кубни метал морске воде садржи око 0,0002 грама злата. У Јадранском мору има око 0,0003 – 0,0004 грама злата по кубном метру воде. Како се у морима и океанима налазе велике количине злата, то се својевремено појавило мишљење да би се из њих могло црпети злато. Ову је мисао покушао да спроведе немачки хемичар Хабер, али се дошло до закључка да добијање злата из морске воде није никакав економичан посао. У ту би сврху морале да се прераде огромне количине морске воде уз веома компликоване хемијске поступке, а на крају се опет не би добило чисто злато. На овај се метал може наићи и у живим организмима, наравно у изванредно малим количинама. Као што је споменуто овај племенити метал је раширен дуж свих пет континената. Најбогатија налазишта злата се налазе у Јужној Африци, Аустралији, Калифорнији, Канади и у Русији. Код нас се злато у највећој количини добија у Бору, при рафинирању сировог бакра.

Раније се злато углавном добијало испирањем из река (слика 2.4). Преко различитих животињских крзна сипао се шљунак из река. Злато, које је специфички тешко (има велику специфичну тежину), задржавало се на крзну, а шљунак је вода односила. Ситнија златна зрнца нису могла на овај начин да се користе. Налазишта злата у потоцима и рекама су у приличној мери исцрпљена.

Касније је пронађен нов начин за добијање злата, и то помоћу живе, тзв. поступком амалгамације. Златоносни песак или самлевена стена се пушта да падне преко плоча које су превучене слојем легуре бакра и живе, бакарног амалгама. При контакту злата са живом ствара се златни амалгам из којег се загревањем отклања жива, а остаје злато. Највећи недостатак овог процеса је непотпуно извлачење злата јер се његови најситнији деоци рђаво квасе живом и зато се не амалгамишу.

Поред наведених, постоји и тзв. цијанидни процес за добијање злата. Златна се руда самеле и ставље у велике судове, а затим прелије и меша са воденим раствором калијум цијанида (цијанкалијума). Цијанкалијум гради са златом једно сложено једињење које се раствара у води. Из таквог воденог раствора се електролизом добија чисто злато.

На слици 2.3 приказан је један од начина испирања злата.



Слика 2.3 Испирање злата

2.4. Употреба злата

Злато је основа новчаног система већине земаља. Из тог разлога се велике количине овог племенитог метала чувају у трезорима банака ради осигурања новчаница од хартије које се пуштају у промет. Чисто злато се никада не употребљава јер је сувише меко. Метал се обично легира са бавром и сребром. Такве легуре злата морају увек на себи имати ознаку чистоће, тј. колико у њима има злата, а колико других метала. За чисто 100% злато каже се да има 24 карата, или да је 24 каратно. Осамнаест каратно злато има 18 делова злата (75%), а остатак од 6 делова (25%) отпада на друге метале. Да би златари приближно установили количину злата у неком златном предмету, употребљавају за то пробну иглу од злата и пробни камен. Као пробни камен се употребљава једна врста кремена тзв. лидит. По лидиту се повуче црта бакарним, сребрним или златним предметом или легуром, а затим се овај прелије са азотном киселином. Трагови од бакарних и сребрних црта се губе, а црта повечена златним предметом остаје. Поређењем трага који оставља пробна игла и трага који оставља златни предмет може се приближно одредити чистоћа злата.

Велике количине злата се троше за израду разних украсних предмета и накита. Метал се такође употребљава за позлату предмета начињених од разних других метала. Злато се поред тога употребљава у стоматологији за прављење зубних навлака. На извесну примену наилазе препарати злата и у медицини.

На слици 2.4 приказана је златна круница, тачније златан зуб.



Слика 2.4 Златан зуб

2.4.1. Позлата

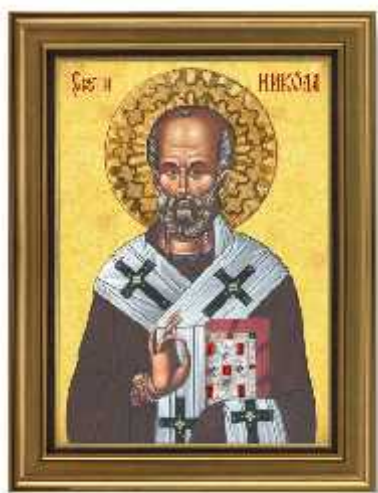
Термин позлата покрива већи број техника усавршавања, попут наношења танких златних листића или праха на површине од дрвета, камена, коже, стакла, керамике, папира или метала, а све у сврху како би предмет превукли танким слојем злата. Такав предмет описујемо као позлаћен. Традиционално се као основни метал за позлату користило сребро, но за позлату се користила и бронза, бакар и челик. Методе позлаћивања укључују оне где се користи лепљиви лак, као и хемијски поступци и рад помоћу електролизе.

Позлата се често користи, било за предмете, који се користе за накит или друге употребне предмете као на пример часовнике. Накит се позлађује смешом од 50 g злата на један килограм. Злато се често имитира разним легурама. Познате су имитације томба или симилор; 90,5% бакра, 6,5% калаја и 3,0% цинка, инконел, 80% никла, 14% хрома и 6% гвожђа.

На сликама 2.5 и 2.6 приказане су позлаћена тибетанска скулптура и славска икона са позлатом. У овом случају коришћена је техника позлаћивања дрвета.



Слика 2.5 Позлаћена тибетанска скулптура Vajrasattve



Слика 2.6 Славска икона са позлатом (Свети Никола)

2.4.1.1. *Порекло и ширење позлаћивања*

Већ Херодот спомиње да су Египћани позлаћивали дрво и метале, те су и пронађени бројни предмети који о овоме сведоче. Неки славни грчки кипови били су од позлаћеног дрвета, а најзнаменитији су примери ове технике били Зеусов кип у Олимпији, те кип Атене Партенос.

Плиније Старији говори да су први примери позлате у Риму били познати након уништења Картагине. Позлаћивали су стубови како храмова тако и палата богатих грађана. Овај се обичај брзо ширио, те су на крају и обични грађани, као и сиромаси, почели позлаћивати зидове и стубове својих кућа.

Позлаћивање у ватри, које је користило амалгам злата и живе, почело се користити у четвртм веку пре наше ере, и то прво у Кини.

У Европи је позлата на сребру увек била више раширена од оне на бронзи, која је пак у Кини била више заступљена. У средњовековној је Кини започело и позлаћивање порцулана, исто се касније раширило и у Француској те остатку Европе.

2.4.1.2. *Позлата на керамици или порцулану*

Керамика и порцулан се позлаћују већ вековима. Око 1970. је ова производња трошила годишње око 5 тона злата. Поступак је примењив и на зидне плочице. Растопљено злато се наноси прскањем, мазањем, четкама за обликовање руба, директним или индиректним штампањем.

По наношењу предмети се пеку у керамичкој пећи, како би се злато чврсто и трајно спојило са глазуrom. На квалитет превлаке пре свега утиче састав позлате, стање површине на коју се иста наноси, дебљина самог слоја, те начини печења.

На слици 2.7 приказан је позлаћени оквир за слику, непосредно пре полирања.



Слика 2.7 Позлаћени оквир за слику

2.4.2. Монетарна примена

Чисто злато је сувише меко за коришћење у изради новца и обично се користе легуре са бавром или сребром. Иако цена неких метала платинске групе може бити много већа, злато је најпожељнији драгоцен метал, а његова вредност се користи као стандард за многе валуте (познат као златни стандард) у историји. Злато је коришћено као симбол чистоће.

2.4.2.1. Златне полуге

Златне полуге (слика 2.8) су инвестицијско злато или монетарно злато или такозвано валутно злато.

Државе користе златне полуге као подлогу валуте коју користе, али је истина горка, јер је већина држава толико презадужена да било која количина или тона златних полуга у њиховом власништву, не може да покрије државне дугове.

Златне полуге могу бити од 1 грама до 12,5 килограма. Златне полуге од мање од 500 грама, обично се производе пресовањем злата, док се златне полуге од 500 грама и 1000 грама обично изливају.

Златне полуге од 12,5 килограма су такозване Good Gold Delivery златне полуге. Чувају се у банкама и са њима се тргује на берзама широм свијета. Углавном се користе као резерва валуте разних држава.



Слика 2.8 Златне полуге

2.4.3. Накит

Због мекоће чистог злата, обично се користи нелегирано злато за накит. Легуре са нижим процентима злата, обично 22 карата, 18 карата, 14 карата или 10 карата, садржи већи проценат бакра или других простих метала, сребра или паладијума. Бакар је најчешће коришћен метал при изради накита од злата, стварајући црвеније боје.

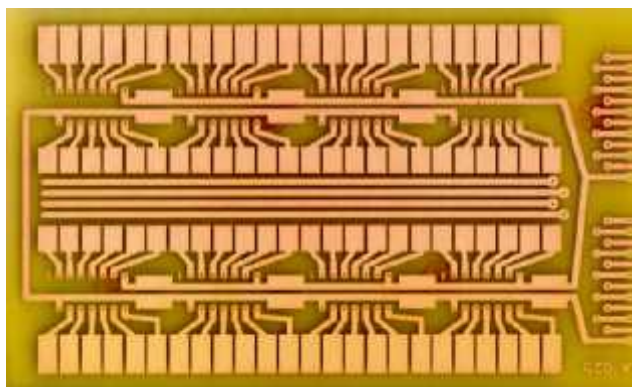
Злато од 18 карата садржи 25% бакра, налази се у античким и руским накитима. Злато од 18 или 14 карата које се легира са сребром појављује се у зеленкасто-жутој боји и назива се зелено злато. Бело злато може бити направљен као легура са паладијумом или никлом. Бело 18-каратно злато садржи 17,3% никла, 5,5% цинка и 2,2% сребра. Алтернатива овом белом злату је легура на бази паладијума, сребра и других белих метала, али легуре са паладијумом су скупље од оних које користе никл.

2.4.4. Електроника

Злато је веома добар проводник струје, и коришћен је за електричне инсталације у неким високо-енергетским постројењима (сребро и бакар су добри проводници, али злато има предност отпорности на корозију). Златне електричне жице су коришћене током неких атомских експеримената пројекта Менхетн,

Иако злато може бити „нападнуто“ од стране слободног хлора, због своје добре проводљивости и општег отпора на оксидацију и корозију у другим срединама (укључујући и отпор према киселина које не садрже хлор) дошло је до његове широке индустријске употребе у електронској ери. Користи се као танак слој премаза електричних конектора свих врсте, и тиме обезбеђује добру везу. На пример, злато се користи у конекторима скупљих каблова електронике, као што су аудио, видео и USB кабли. Многи су почели да критикују употребу злата у овим конекторима јер може да се користе и други метали, као што је калај. Златни конектори су често критиковани од аудио-визуелних стручњака као непотребни за већину потрошача, као и да се ради о маркетиншком трику. Међутим, употреба злата у другим апликацијама у електронским клизним контактима у високо влажним или корозивним срединама, као и у употреби за контакте са веома високим трошковима отказа и даље је веома честа.

Злато се користи у електричним контактима (слика 2.9) због своје отпорности на корозију, електричне проводљивости, растегљивости и недостатка токсичности.



Слика 2.9 Злато у електроници

2.4.5. Злато у медицини

У средњем веку, злато се често посматрало као корисно за здравље, у уверењу да нешто тако ретко и лепо не може бити ништа друго него здраво по човека. Неке златне соли имају противупална својства и користе се као лекови у лечењу артритиса и других сличних болести. Злато на бази инјекције користи се као средство да се смањи бол и оток реуматоидног артритиса и туберкулозе.

Златне легуре се користе у стоматологији, посебно у зубним навлакама, као што су крунице и стални мостови. Употреба злата у изради круница у истакнутим зубима попут секутића је фаворизован у неким културама и обесхрабрен у другима.

Колоидно злато се користи у истраживачке примене у медицини, биологији и науци материјала. Колоидне златне честице премазане специфичним антителима могу да се користе за одређивање присуства и положаја антигена на површини ћелије. У ултратанким деловима ткива гледано електронским микроскопом појављују се као изузетно густе округле мрље.

Злато, или легура злата и паладијума, се примењује као проводни слој у биолошке сврхе и код других материјала као што су пластика и стакло.

3. СРЕБРО

3.1. Први сусрети људи са сребром

Човек је упознао сребро доста рано због тога што се оно у природи јавља слободно, елементарно, тј. несједињено са другим елементима. Такво елементарно сребро није у природи уобичајено у толикој мери као злато, па га је због тога човек и упознао касније од злата. Његов леп сјај и лако ковање брзо су привукли пажњу људи. Већ су га стари народи употребљавали за ковање новца. У једном египатском законуку, за који се претпоставља да потиче око 3500 година пре наше ере, спомиње се вредност сребра у односу на злато. Према неким изворима сребро је између 13. и 15. века пре наше ере било у Египту ређе и скупље од злата. Овим племенитим металом нарочито је била богата Шпанија. Спомиње се такође да су Феничани на свом путу у Шпанију нашли толико много сребра да су са својих дрвених сидара скидали оловне тегове и стављали сребрне. Феничански трговци су вероватно донели сребро из шпанских рудника до Грчке, између десетог и дванаестог века пре наше ере, јер је сребро нађено у многим гробницама, које датирају из тог времена. У Риму је све до ратова са Картагином, тзв. Пунских ратова (264 – 146 године пре наше ере), сребро било врло редак метал. Доцније су се, захваљујући шпанским рудницима, почеле у Рим да довлаче велике количине сребра. Римљани су од овог метала правили сребрно посуђе и разне украсне предмете. Открићем Америке почеле су у Европу да стижу велике количине сребра. Нарочито богата налазишта сребра нађена су у Мексику. Шпански колонизатори су почели навелико да експлоатишу руднике сребра на новом континенту. Нека од ових налазишта била су искоришћавана и пре доласка Европљана од стране домаћих Ацтека. Кад су у Европу стигле прве пошиљке сребра из Мексика, цена овом металу је нагло пала. Почетком шеснаестог века почели су да се користе рудници сребра у северозападном делу данашње Чехословачке.

На слици 3.1 приказана је руда сребра нађена у рудницима Шпаније.



Слика 3.1 Руда сребра

3.2. Особине сребра

Чисто сребро је бео, врло сјајан метал. Температура топљења сребра износи 961°C . Специфична тежина сребра је 10,5 HV. Сребро је мекано и може се растезати у врло танке листиће и жице. Од њега могу да се начине листићи дебљине од око 0,002 mm. Од једног грама сребра може се извући жица дугачка око 2 km. Сребро најбоље од свих метала проводи топлоту и електричну струју. Метал при топљењу прима у себе кисеоник који отпушта при хлађењу, па се због тога не може изливати у калупе. Отпуштањем кисеоника при хлађењу у металу остају шупљине. Да би се то избегло, додаје му се мало бакра, обично око 10%. Сребро тиме постаје и тврђе, а боја му остаје непромењена. Сребро се не мења ни на сувом ни на влажном ваздуху, али је врло осетљиво на сумпор и сумпорна једињења. У додиру са једињењима сумпора, а нарочито у додиру са сумпорводоником, сребрни се предмети превлаче на површини танким тамним слојем, који потиче од створеног сребросулфида. То је тзв. „старо сребро“ које се често много цени баш због те превлаке. Ова се превлака може врло лако да произведе вештачки, а за то је довољно да се сребрни предмети само поквасе са раствором калијумсулфида. Нарочито се брзо превлаче овим слојем сребрне кашике ако се њима једу јаја. Исто се догађа ако таквом кашиком једемо јела справљена луком, јер се и у луку налазе нека сумпорна једињења. Сребро се раствара у азотној киселини и у врућој сумпорној киселини.

У табели 3.1 приказани су општи подаци о сребру.

Табела 3.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	сребро, Ag, 47
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	IB, 5
густина	10490 kg/m^3
боја	сребрна

У табелама 3.2, 3.3 и 3.4 приказане су основне, физичке и још неке особине сребра.

Табела 3.2 Особине сребра

Особине сребра	
атомска маса	107,8682 u
атомски радијус	60 (165) pm
ковалентни радијус	153 pm
ван дер Валсов радијус	172 pm
електронска конфигурација	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^1$
оксидациони број	1
особине оксида	амфотеран
кристална структура	центрирано кубно тело

Табела 3.3 Физичке особине сребра

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	1.234,93 К (916,71 °C)
температура топљења	2.435 К (2162 °C)
молска запремина	$10,27 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol}$
топлота испаравања	250,58 kJ/mol
топлота топљења	11,3 kJ/mol

Табела 3.4 Остале особине сребра

Остале особине	
електонегативност	1,93 (Паулинг)
специфична топлота	232 J/(kg*K)
специфична проводљивост	$63 \times 10^6 \text{ S/m}$
топлотна проводљивост	429 W/(m*K)
енергија јонизације	731,0 kJ/mol

3.3. Налазишта сребра у природи и добијање сребра

Сребро у природи често долази у елементарном стању. Оно се налази у облику жица, листића, плочица, нити и грумења. Сребрне нити које се налазе у природи често су врло танке, попут власи, те се међусобно испреплићу стварајући маховинске скупине. Сребро се јавља у облику грумења, које може да достигне тежину и до неколико стотина килограма. Тако је у Норвешкој нађена сребрна громада тешка близу 700 kg. Сребро нађено у природи није хемијски чисто, већ је у већој или мањој мери помешано са другим металима. У њему обично има злата, понекад и до 30%, затим бакра, гвожђа, платине, живе и дрвета. Исто тако сребро се налази у још неким минералима у количинама које се крећу испод 1%. На пример, у једном испитивању које је обухватило 92 руде, нађено је да само 4 од њих не садрже сребро. Присуство овог метала било је утврђено у свим испитиваним рудама мангана и боксита. Огромне количине сребра налазе се растворене у морској води. Различитим испитивањима утврђено је да се на 100 литара морске воде у неким морима налази око 1 mg сребра (тј. 1 грам сребра на око 100 000 литара воде). Рачуна се да укупна количина сребра у земљиној кори износи око 0,0000007%. Главна налазишта сребра, било елементарног било у једињењима важним за индустријску експлоатацију, налазе су у Мексику, Калифорнији, Невади, Канади, Јужној Америци, Јужној Африци и Русији. Европска налазишта сребра су у приличној мери исцрпљена. Главна количина сребра не добија се као елементарно сребро, већ из сребрних сулфидних руда. Из сребрних руда овај племенити метал добија се на различите начине, што зависи од материјала из којег се добија. Такође велики део произведеног сребра добија се из сулфидних руда олова, цинка и бакра, које садрже сребро као примесу. Количина сребра која се налази у оловној руди галениту креће се између 0,05 – 0,3%, а понекад прелази и преко 1%. Постоји неколико начина за добијање сребра из таквог материјала.

Петинсонов (Pattinson) начин састоји се у томе што се среброносно олово (олово које садржи сребро) растопи и затим пусти да се хлади у специјалним судовима. Хлађењем растопљене масе почињу на њеној површини да се издвајају кристали чистог олова, који се скидају са површине, а у судовима остаје легура олова и сребра. Тим поступком топљења, а затим хлађења и уклањања кристала олова са површине постиже се обogaћивање сребром преостале легуре. Ово се понавља све док се садржај сребра у легури не попне до око 2%. Остатак се затим топи уз стално удубавање ваздуха, при чему олово оксидише и прелази у оловни оксид, који плива на површини сребра. Настали оловни оксид скида се са површине сребра. Овај процес траје све дотле док не престане стварање оловног оксида, који у облику кожице плива на површини растопљеног сребра.

Парксов (Parkes) начин за добијање сребра састоји се у томе да се оловној легури која садржи сребро додаје цинк, па да се затим све ово загреје до изнад температуре топљења цинка (420° C).

При хлађењу ове истопљене масе стварају се два слоја. У доњем, оловном слоју, остаје само врло мала количина цинка, а у горњем цинковом слоју, остаје само врло мало олова. Пошто је растворљивост сребра у цинку знатно већа него у олову, скоро сва количина сребра која се налази у олову прелази у слој цинка. Легура сребра и цинка затим се одваја од олова. Из легуре цинка и сребра, цинк се уклања дестилацијом, тј. загревањем, а преостаје само сребро. Ни у једном од описаних начина за добијање сребра метал није добијен у потпуно чистом стању. Завршно се пречишћавање обично врши електролизом.

Данас се за добијање сребра употребљава и тзв. цијанидна метода. Смрвљена сребрна руда помеша се са раствором натријум или калијум цијанида уз присуство ваздуха. При томе сребро прелази у раствор из којег се може издвојити дејством металног цинка или електролизом.

Поред наведених метода добијања сребра, метал се може добити и тзв. поступком амалгамације. Овај се поступак састоји у извлачењу сребра помоћу живе, у којој се сребро раствара и отиче као амалгам. Загревањем сребрног амалгама уклања се жива, а остаје сребро. Код нас се велики део сребра добија при електролитичком пречишћавању бакра. Код овог пречишћавања електрична струја одређене јачине на катоди излучује само бакар, а примесе из сировог бакра се слежу на дно у облику тзв. анодног муља. Из овог анодног муља се затим даљом прерадом ваде сребро и злато. Код нас се сребро углавном добија из среброносних галенита у Трепчи и при рафинирању сировог бакра у Бору.

Годишња светска производња сребра (слика 3.2) износила је 1800. године око 800 тона, 1900. године око 5500 тона, 1937. године 8500 тона, а 1940. године око 9000 тона. Приближно 2/3 сребра је добијено при обради сулфидних руда олова и других метала. Главни произвођачи сребра су Мексико, САД и Канада, на које отпада око 60% укупне светске производње овог метала.



Слика 3.2 Сребро у елементарном стању

3.4. Употреба сребра

Овај метал нам је добро познат из свакидашњег живота, из свакодневне употребе. Од давнине је позната његова употреба за израду новца, а такође и за израду различитог накита и украсних предмета. У овакве се сврхе никада не употребљава чисто сребро, јер је оно сувише меко и брзо се троши. Да би се то избегло, додаје му се нешто бакра, а тиме се добија легура са бољим особинама но што их има само сребро. Од легура сребра најпознатије су баш његове легуре са бакром. Сребрни новац већине земаља кује се од легуре састава 50% сребра и 50% бакра.

За израду разног накита и украсних предмета употребљава се такође легура сребра са бакром, а чији се састав у већини земаља изражава бројем тежинских делова племенитог метала у хиљаду делова легуре. Тако на пример, сребро „финоће“ 900 садржи 90% сребра и 10% бакра. Велике количине сребра за израду новца троше Кина и Индија. Данас се сребро све мање употребљава за израду новца, замењују га легуре алуминијума, које су лакше и практичније. У хемијским се лабораторијама употребљава сребрно посуђе за топљене неких материја, које на вишим температурама нагризају стакло, порцелан и платину. Сребро се употребљава за прављење огледала, а велике количине овог метала троше се у фотографији и киноиндустрији. Метал служи не само за израду украсних предмета него и за прекривање других метала, углавном бакра. Процес прекривања се врши електролитичким путем, а састоји се у прекривању металних површина танким чврстим слојем сребра у циљу очувања металних површина од промена на ваздуху. Тако се на пример, бакарни предмети у присуству влаге и угљендиоксида постепено превлаче чврстим зеленкастосивим слојем. Поред тога што се површина метала може очувати од таквих промена, посребрени предмети добијају и лепши изглед.

Добро је позната употреба овог метала при изради огледала. За посребривање стакла употребљавају се амонијачни раствори сребра. Ако воденом раствору сребро – нитрата додајемо полако, кап по кап, разблажен раствор амонијака, у почетку ће се створити талог који се даље малим додатком амонијака опет раствори. Тако се прави амонијачни раствор сребро – нитрата. Додамо ли оваковом раствору сребра, нешто формалина или раствора шећера у води и полако загревамо, из овог раствора ће се излучити сребро у облику танке превлаке, чврсто припојене уз зид суда. На томе се заснива израда огледала. Сјајна сребрна превлака издвојена на стаклу обично се ради заштите од спољних повреда прекрива различитим лаковима. Ако желимо да нека течност задржи своју температуру стављамо је у суд са двоструким зидовима. Између зидова суда је испумпавањем уклоњен ваздух, а суд је са унутрашње стране посребрен, па тако одбија не само зраке светлости већ и топлотне зраке. То су тзв. Дјуарови судови, названи тако по њиховом проналазачу Дјуару (Dewar). Термос боце, у којима можемо дуже времена одржати пићу жељену температуру, такође су Дјуарови судови, који су због заштите стакла стављени у лимене кутије.

3.4.1. Накит

Сребрни накит се традиционално прави од чистог сребра (стандардно сребро), или легура од 92,5% сребра са 7,5% бакра. У САД, само легура која се састоји од најмање 90% финог сребра може да се рекламира као "сребро"..

Сребро је много јефтиније од злата, иако још увек вредно, па је веома популарно код златара који тек почињу да се баве тиме и не могу да приуште да раде са златом, или као материјал за вежбање златара приправника. Сребро је постало веома модерно и често се користи за прављење изузетних уметничких комада накита.

3.4.2. Употреба сребра у фото индустрији

Халогениди сребра су осетљиви према светлости и на томе је заснована њихова примена у фотографији. Фотографске плоче или филмови су у мраку прекривени емулзијом сребрних халогенида у желатину. Да не би пала на њих светлост, плоча и филмови су увијени у црну хартију или се чувају у за то специјално израђеним кутијама. Најчешће се у фотографији употребљава сребробромид. Ако се овако добијена плоча или филм осветли, под утицајем светлости настаје на плочи делимично разлагање среброхалогенида. Процес излагања светлости врши се у фотографском апарату. Ово излагање светлости траје врло кратко време, од једног стотог дела секунде до неколико секунди. Разлагање среброхалогенида биће на појединим местима утолико јаче уколико је на та места пало више светлости. На таквој плочи или филму се још ништа не види. Они се сада подвргавају тзв. процесу развијања. Како је филм и даље осетљив на дневну светлост, то се тај поступак врши у мраку, уз слабу црвену светлост. Филм се ставља у развијач (хемикалије које су у развијачу одузимају бром из оног дела сребробромида који се при осветљењу почео распадати). Остаје само сребро, врлоfino распоређено на оним местима на која је пала светлост. На сребробромид, који се за време снимања није почео распадати и који је остао непромењем, развијачи не делују. Због тога се сада филм ставља у раствор који ће да делује на непромењени сребробромид. Тај се поступак назива фиксирање. Овим се поступком елиминише осетљивост плоче или филма према даљем дејству светлости. Лик добијен развијањем филма, а касније фиксирањем учињен постајаним према светлу, назива се негатив. Овај је лик обрнут стварној слици јер његова тамна места одговарају светлим местима фотографисаног предмета и обрнуто. Да би се добила права слика, негатив се ставља на другу плочу, филм или фотографску хартију, са осетљивим слојем на површини и изложи утицају светлости. Фотографска је хартија премазана као и филм или плоча, слојем који је осетљив на дневну или вештачку светлост (овде се у осетљивом слоју најчешће употребљава среброхлорид). Пошто светлост најлакше пролази кроз најсветлија места негатива, а најтеже кроз најтамнија, однос тамних и светлих места на негативу на сада добијеној слици биће обрнут. Места која су на негативу била тамна, овде ће бити светла и обрнуто. Овај се поступак назива копирање, а добијена слика позитив. Слика сада одговара фотографисаном предмету. Позитив такође треба завити, а затим фиксирати да би попут негатива остао постојан према светлости.

3.4.3. Сребро у медицини

Сребрни јони и сребрна једињења показују токсично дејство на неке бактерије, вирусе, гљивице, алге, типичне тешке метале као што су жива и олово, али без велике токсичности на људе.

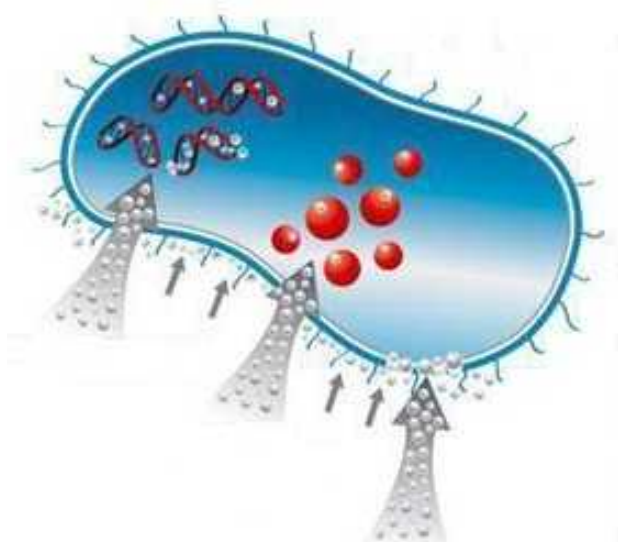
Хипократ, „отац медицине“, написао је да сребро благотворно лечи и има лековита својства. Феничани су чували воду, вино и сирће у сребрним боцама да спрече кварење. У раном двадесетом веку, људи би стављали сребрњаке у млечне боце да продужи свежину млека.

Сребро се широко користи у геловима и у завојима због свог широког спектра антимикуробних активности. Антимикуробна својстава сребра потичу из хемијских особина њене јонске форме, Ag^+ . Ова јонска форма има јаке молекуларне везе са другим супстанцама које бактерије користе да одишу, као што су молекули који садрже сумпор, азот и кисеоник. Када Ag^+ јон формира комплекс са овим молекулима, они су неупотребљиви за бактерије, лишавајући их потребних састојака и на крају доводећи до њихове смрти.

3.4.4. Сребро као средство за стерилизацију

На интересантну је примену наишло сребро у фино распршеном стању у санитарној техници и медицини. Као што су неки експерименти показали, јони сребра се одликују веома јаким бактерицидним дејством, тј. особином да уништавају бактерије. На пример, вода која је извесно време стајала у сребрним судовима може се затим чувати дуго времена без кварења. Показало се да је та вода стерилизована ванредно малим количинама сребра које су у њој налази растворено. На тај се начин објашњава и дуготрајна издржљивост тзв. „свете воде“, која се ранија увек чувала у црквама у сребрним судовима. На том се принципу може вршити стерилизација нечисте воде. Нагомилавање јона сребра у води одвија се утолико брже уколико је с њом у додиру већа површина метала. Да би се са минималиним количинама метала остварила што је могуће већа површина, метал се може на погодан начин издвојити у облику врло танког слоја на зрнцима обичног песка па се кроз слој таквог „сребрног песка“ цеди вода. На тај начин се могу начинити цедила за стерилизацију воде. На сличан начин се могу добити завоји са „сребрном газом“, који су се показали као врло добри при лечењу неких кожних обољења и рана које тешко зацељују. Вода у којој има раствореног сребра (сребрна вода) може врло добро да послужи као средство за стерилизацију и конзервисање разних продуката исхране. За доњу границу бактерицидног дејства сребра узима се 0,00000000002 грама сребра на литар воде. Ово је најмања количина сребра која може изазвати уништење бактерија (уколико га има мање оно више нема никаквог дејства). Са овако малим количинама сребра не могу се извршити тровања људи и животиња јер се главна количина сребра таложи у стомаку као нерастворен среброхлорид. При уношењу великих количина сребра у организам, па и код радника који много раде са сребром и његовим једињењима, на пример, у фабрикама огледала, долази до обољења које се зове аргироза. То није хронично тровање сребром, већ се сребро излучује и таложи на одређеним местима и доводи нарочито до тамне боје коже. Све то, међутим, нема штетних утицаја по здравље.

На слици 3.3 приказани су јони сребра како „нападају“ бактерију.



Слика 3.3 Јони сребра

4. ПЛАТИНА

4.1. Откриће платине

Назив платина је деминутив шпанске речи *плата*, што значи сребро. У седамнаестом веку су у данашњој држави Колумбији шпански колонизатори наишли на велике количине платине. Како она по свом изгледу подсећа на сребро, они су веровали да имају посла са неком веома тврдом врстом сребра, које им до тада није било познато. Према шпанском називу за сребро, плата, они су овај метал назвали платином, а тако га и ми данас називамо. Назив платина је дуго времена био употребљаван за легуру у којој је платина била главни саставни део.

Први подаци о постојању платинских метала налазе се у извештају шпанског поморског официра Улоа у његовом опису путовања у Јужну Америку, 1748. године. У том извештају су изнети резултати испитивања златних руда Колумбије. Улоа говори о једном металном камену, званом платина, који се не може обрађивати, а који чини чак и златне руде некорисним ако је с њима сједињен у великим количинама. Платину су домороци употребљавали дуго времена пре доласка шпанских колонизатора Јужне Америке. Они су сакупљали платину поред злата и правили од ње груба оруђа. У неким деловима Колумбије, у рушевинама старих култура нађени су орнаменти израђени од платине. За време шпанских освајања Јужне Америке платина се ценила много мање од злата. Због своје велике специфичне тежине она се често употребљавала као имитација злата, нарочито у златном новцу. Као резултат тога шпанска управа је за неко време забранила извоз платине из Јужне Америке. Она је такође наредила да се све постојеће залихе овог метала баце у океан. У једној књизи средином шеснаестог века спомиње се метална супстанца на коју се наилази у рудницима Мексика и данашње Панаме, а која није могла да се топи у тадашњим шпанским пећима. Платину је први пут у Европу донео Вуд (1741. године). Она је коначно дошла у руке хемичара Уатсона, који ју је (1750. године) описао као самосталан метал.

На слици 4.1 приказане су руде платине у различитим облицима.



Слика 4.1 Руде платине

4.2. Особине платине

Платина је веома скуп и тражен метал. Цена једног килограма платине је милион динара. Боје је сивобеле и металног сјаја. Својим јасним металним сјајем она нас подсећа на сребро. Мекана је и растегљива, те се може савијати и обрађивати механичким путем, нарочито у загрејаном стању. Већ неколико стотина степени испод тачке топљења она постаје мека. Од платине се могу израђивати изванредно танке нити. Око 25000 таквих нити било би потребно ставити заједно па да се добије нит дебљине једне власи. Овакве изванредне платинске нити су употребљене у телескопу чувене опсерваторије Монт Паламор у САД. Платина је тежа од сребра и злата. Метал је око 35 пута тежи од најлакшег метала, литијума. Платина се на хладном раствара само у царској води. Она је много мање отпорна према доста великом броју загрејаних хемикалија.

У следећим табелама приказани су општи подаци (име, симбол, атомски број, припадност скупу, група, периода, густина и боја), основне особине (атомска маса, атомски радијус, ковалентни радијус, ван дер Валсов радијус, електронска конфигурација, оксидациони број, особине оксида и кристална структура), као и физичке особине платине (агрегатно стање, температура кључања, температура топљења, молска запремина, топлота испаравања, топлота топљења).

Табела 4.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	платина, Pt, 78
припадност скупу	прелазних метала
група, периода	VIII B, 6
густина	21090 kg/m ³
боја	сребрнобела

Табела 4.2 Особине платине

Особине сребра	
атомска маса	195,078 u
атомски радијус	135 (177) pm
ковалентни радијус	128 pm
ван дер Валсов радијус	175 pm
електронска конфигурација	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
оксидациони број	2, 4
особине оксида	средње базни
кристална структура	површинска просторно центрирана кубна решетка

Табела 4.3 Физичке особине платине

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	4098 К (3825 °С)
температура топљења	2041 К (1768 °С)
молска запремина	$9,09 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol}$
топлота испаравања	510 kJ/mol
топлота топљења	19,6 kJ/mol

Платина је отпорна на хабање и губитак боје и као таква је врло погодна за израду финог накита. Платина је скупочији елемент од злата или сребра. Поседује велику отпорност на хемијске утицаје, одличне високо-температурне карактеристике и стабилна електрична својства. Сва наведена својства искоришћена су за индустријске примене.

У табели 4.4 приказане су још неке особине платине, као што су електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације.

Табела 4.4 Остале особине платине

Остале особине	
електонегативност	2,28 (Паулинг)
специфична топлота	130 J/(kg*K)
специфична проводљивост	$9,66 \times 10^6 \text{ S/m}$
топлотна проводљивост	71,6 W/(m*K)
енергија јонизације	870 kJ/mol

У табели 4.5 приказана је светска производња платине. Као што се види у табели, највећи произвођач платине је Јужна Африка са скоро 80% укупне светске производње.

Табела 4.5 Светска производња платине

ДРЖАВА	ПРОИЗВЕДЕНА ПЛАТИНА (2006. ГОДИНА) / kg	УДЕО УКУПНЕ СВЕТСКЕ ПРОИЗВОДЊЕ
Јужна Африка	172 000	77,1 %
Русија	32 000	14,4 %
Канада	6 700	3,0 %
САД	4 000	1,8 %
Колумбија	1 000	0,5 %
друге земље	7 600	3,4 %
укупна светска производња	223 000	100 %

4.3. Налазишта платине у природи и добијање платине

Платина се у природи налази елементарна, сама, или у смеси са сродним металима, у тзв. платинској руди. Ова руда поред платине увек садржи и њој сродне метале рутенијум, родијум, паладијум, осмијум и иридијум, а често и злато, сребро, бакар и гвожђе. Садржај гвожђа у овој руди понекад износи и 4 – 19%. Осим тога, у њој се у малим количина могу наћи и неки други метали.

Састав оваквих руда зависи од налазишта, а према њему се може са приличном сигурношћу утврдити и налазишта из којег она потиче. Најбогатија налазишта платинске руде налазе се у Русији. С источне стране Урала, у подручју реке Туре, простиру се налазишта платинских метала на подручју од преко 5000 квадратних километара. Код Нижњег Тагилска, на Уралу, нађена су 1825. године најбогатија налазишта платине на читавом свету. Поред наведених, налазишта платине има још у Колумбији, Венецуели, Бразилу, Перуу, Чилеу, Калифорнији, Мексику, Канади, Јужној Африци и Аустралији. На европском копну нема значајних налазишта овог метала.

Платина се највише налази у облику љусака, зрневља и грумења, које је често од ваљана заобљено, а понекад и шупљикаво. Комадићи платине која се налази сама нису велики. Тешки су свега по неколико грама. Највећи до сада нађени комади платине били су тешки близу 10 килограма. Велика количина платине се попут злата налази у воденим наносима и речном песку. Она је у песак доспела као продукт распадања различитих стена у којима се налазила. Количина саме платине у таквим распаднутим стеновитим масама обично је много већа но количине осталих платинских метала. Количина платине и платинских метала у материјалу који се још експлоатише износи често свега неколико грама по тони стене. Због тога се прва операција при њиховој преради састоји у издвајању руде од песка и глине, што се врши путем испирања водом, на исти начин као и код злата.

Годишња светска производња платине износи око 10 тона. Највеће количине овог племенитог метала производе Русија, Канада, Колумбија и Јужна Африка. Највећи део светске производње платине отпада на Русију. За време Првог светског рата била је опала производња платине у Русији, а на прво место је дошла Колумбија. Ускоро после рата Русија је преузела водећу улогу у производњи овог драгоценог метала. Највећи део платине пред Други светски рат, око 90% је руског порекла. Већ је 1927. године производња платине на Уралу износила преко 5000 килограма годишње.

Платина, заједно са осталим платинским металима, добија се електролитичком рафинацијом никла и бакра и њиховом прерадом. Током електролитичке рафинације бакра, племенити метали попут сребра, злата и платинске метала група, као и селен и телур спуштају се до дна ћелије као тзв. "анодни муљ", који представља полазну тачку за добијање метала платинске групе.

Пошто се платина налази у руди са другим металима, постоје различити методи за њено изоловање. Пошто је платина значајно гушћа од многих других метала, остали метали који се налазе у руди са њом просто ће лебдети у течности. Платина је такође немагнетична, а никл и гвожђе су магнетични. Ове два метала се уклањају помоћу електромагнета. При топљењу руде платине и неког другог метала, платина ће остати у чврстом стању, а остали метали ће да се истопе зато што платина има већу тачку топљења од већине других метала. Многи метали ће бити спаљени или ће се истопити без топљења платине. Платина је отпорна и на сумпорну киселину, док се остале супстанце лако растварају у њој.

4.4. Употреба платине

Велика количина платине се употребљава у јувелирству за израду разних врста накита. Раније се у ту сврху употребљавало око $\frac{1}{3}$ до $\frac{1}{5}$ од укупне производње платине. Употреба платине и њених легуре у ове сврхе је релативно скорог порекла. Има око 50 година од како се она интензивније користи у те сврхе, због своје лепоте, механичке чврстоће и трајности. Чиста платина, попут злата, се ретко употребљава у јувелирству јер је сувише мека. Она се због тога легира са малим количинама других платинских метала. Најчешће се у ту сврху употребљава иридијум или рутенијум и на тај начин се могу добити легуре високог квалитета. Раније се у ту сврху као додатак платини употребљавао паладијум. Ова легура платине са паладијумом се продавала као чиста платина, што је било узрок многим споровима, јер је паладијум био својевремено јефтинији од платине. Били су чак установљени и службени прописи који су управљали означавањем и продајом легура платине са паладијумом за јувелирске сврхе. Ова се легура још и данас употребљава у јувелирском занату. Са растућом потражњом за платином у време рата, за производњу неопходног ратног материјала, њена је употреба у јувелирству знатно опала.

Због нарочитих својстава (чврстоће, тешке топљивости и отпорности према многим хемикалија) платина је нашла веома велику примену не само у хемијским лабораторијама него и у хемијској индустрији. Једна од најважнијих употреба платине је прављење судова којима се служе хемичари. Будући да је чиста платина и сувише мека за нормалну употребу, обично јој се додаје мало иридијума да би очврсла и да би добила још неке друге пожељне особине. Ова легура платине са иридијумом је много чвршћа и отпорнија према киселинама од саме платине, али је од ње скупља. Данас се на тржишту могу добити најразличитији облици платинских посуда и осталог прибора која се употребљава у хемијским лабораторијама. Од платине се праве различити лончићи, шоље, спирале, електроде, мешалице, судови за сагоревање разних материјала, тегови, пинцете, кашике, жице и лимови различитих дебљина. Многе хемијске анализе различитих материјала морају се вршити у платинским судовима. Поред малих судова које употребљавају хемичари и физичари, постоје и велике платинске реторте и специјални уређаји, који се употребљавају у хемијској индустрији. Већ је 1809. године био конструисан апарат за дестилацију сумпорне киселине израђен од платине. Тај апарат је био тежак око 13 килограма. Касније су били конструисани још већи уређаји од платине. Врло важну улогу су играли платински судови у производњи злата, сребра и неких других метала, где се ради са азотном киселином. Честа је употреба платине и њених легура за цеви, славине и сифоне за сигурно и ефикасно руковање са корозивним течностима и гасовима. Многи од модерних инструмената који се употребљавају у науци користе мале количине платине. У електротехници платина служи за израду спирала које се загревају у електричним пећима и апаратима који служе за мерење високих температура.

Платина се при повишеним температура једини са многим другим елементима или с њима чини легуре, што треба узети у обзир при употреби платинских предмета у хемијским лабораторијама. Она се већ при обичној температури једини са халогеним елементима. Жарењем се платина легира са фосфором, бором, арсеном, бизмутом, калајем, оловом и сребром. Ни у ком случају се загревање платинских судова не сме вршити у чађавом или у тзв. редукционом пламену, јер платина у загрејаном стању раствара угљеник и при томе постаје крта. Због тога треба загревање платинских судова вршити по могућности у електричним пећима, а ако истих нема, тада лампом за лемљење. Чишћење платинских судова се најбоље врши ситним песком. Платински судови се такође могу искувати са концентрованом азотном или хлороводоничном киселином.

4.4.1. Катализатор

Најважнија примена платине је као катализатора у хемијским реакцијама. У ову сврху примењивана је већ од почетка 19. века, када је прах платине коришћен за катализирање паљења водоника. Најзначајнија примена платине као катализатора је у аутомобилским каталитичким претварачима, који омогућавају потпуно сагоревање малих концентрација несагореног угљен монооксида из испушних плинова у угљен диоксид и водену пару. Платина се такође користи у петрохемијској индустрији у бројним одвојеним процесима. PtO_2 се користи као катализатор за хидрогенацију, нарочито за биљна уља. Платина такође снажно катализира разградњу водониковог пероксида у воду и кисеоник.

На слици 4.2 приказан је пресек каталитичког претварача.



Слика 4.2 Пресек каталитичког претварача

4.4.2. Накит

Платина је позната по томе што када се искомбинује са неким другим материјалом, њена лепота још више долази до изражаја. Поседује необичан квалитет одржавања финог камења чврсто на месту.

Због своје чврстоће, накит од платине (слика 4.3) може трајати десетинама година, па је изузетно добар избор када неке желите да га поклоните или, пак, да га купите себи. Особине сличне платини поседују и неки други метали као што су родијум, иридијум, осмијум и рутенијум.

С обзиром на своју еластичност, отпорност на киселине и изузетно високу тачку топљења, платина је заступљена широм домаћег и страног тржишта у разним облицима накита. Разлог зашто је платина мање позната од злата је тај што је злато при процесу прављења накита удружено са неколико легура. Накит од платине садржи врло мало легура, што је предност ако је неко осетљив на метале попут злата и сребра.



Слика 4.3 Разни облици накита од платине

5. ДРУГИ ПЛЕМЕНИТИ МЕТАЛИ

5.1. *Платински метали*

У групу платинских метала се убрајају елементи рутенијум, родијум, паладијум, осмијум, иридијум и платина. Сви ови метали спадају у ред елемената слабо раширених у природи. Ови елементи се налазе готово увек заједно, и то углавном у елементарном стању. Они су обично распршени у виду ситних делића у различитим стенама. Трошењем, делови ових стена доспевају у реке, које их даље уситњавају и таложе као песак на појединим деловима својег тока. Отуда је разумљиво налажење платинских метала у песку неких река (слично златоносном песку). Количина сваког од ових елемената у земљиној кори не прелази 0,0000001%. Главни представник ове групе метала је платина, по којој је и читава група добила назив платински метали. Платина је уједно и најраширенији и најбоље испитани метал из ове групе. Она је од свих платинских метала била најраније описана као самосталан метал (1750. године), док је као метал најкасније описан рутенијум и то 1845. године.

Као што се из ових података види, временски размак између открића првог и последњег платинског метала износио је око 100 година. У већини случајева они се употребљавају само у специјалне сврхе. Према боји ови се метали међусобно врло тешко разликују. Сви показују велику отпорност према температурама. Температура топљења креће се од 1555° С - 2500° С. Њихова отпорност према загревању може се најлакше уочити ако се спомене да температура топљења гвожђа износи око 1500° С.

5.2. Рутенијум

5.2.1. Особине рутенијума

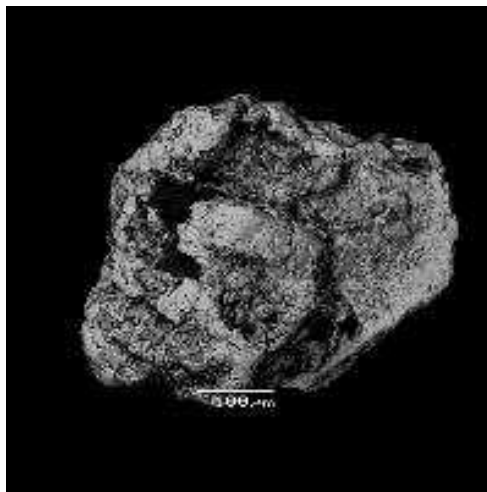
То је најкасније откривени елемент из групе платинских метала. Открио га је руски хемичар Клаус 1845. године. Клаус га је у част своје домовине назвао рутенијум (Рутени је стари назив Украјинаца). У природи овај елемент долази у платинској руди уз остале платинске метале. Поред тога налази се сједињен са сумпором у минералу лауриту са острва Борнеа. Чист рутенијум је веома редак метал. Он је најређи од свих платинских метала. Сиве је боје када је нечист или смрвљен у прах, док је чист и у комаду сребрнасто бео, налик на платину. Рутенијум је уз осмијум најтврђи платински метал. Веома је крт и може лако да се стуца у прах. Одликује се високом температуром топљења (2450°C) и врло великом отпорношћу према киселинама. Он је око 23 пута тежи од најлакшег метала, литијума. У поређењу са компактним металом и рутенијум је, попут осталих платинских метала, у фино распршеном стању мање отпоран према киселинама. Рутенијум је врло скуп метал и у пракси не наилази на неку важнију употребу.

Рутенијум (слика 5.1) је тврд, ватросталан метал беле боје. Јавља се у четири кристалне модификације. При собној температури не губи метални сјај, а загревањем изнад 800°C на површини настаје танак оксидни слој. Даљим загревањем (1000°C) настају оксиди, RuO_3 и RuO_4 . До температуре од 100°C отпоран је на све киселине, а не отапа се ни у неким металима (Pb , Li , K , Na , Cu , Ag и Au). На рутенијум слабо делују хлорна и бромна вода, а снажно реагује са натријум пероксидом.

У табели 5.2.1 приказани су општи подаци рутенијума (симбол, атомски број, група, периода, густина и боја).

Табела 5.2.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	рутенијум, Ru, 44
припадност скупу	прелазних метала
група, периода	VIII B, 5
густина	12370 kg/m^3
боја	сребрнобела



Слика 5.1 Руда рутенијума

У табели 5.2.2 приказане су основне особине рутенијума (атомска маса, атомски радијус, ковалентни радијус, ван дер Валсов радијус, електронска конфигурација, оксидациони број, особине оксида и кристална структура).

Табела 5.2.2 Особине рутенијума

Особине рутенијума	
атомска маса	101,07 u
атомски радијус	130 (178) pm
ковалентни радијус	126 pm
ван дер Валсов радијус	без података
електронска конфигурација	[Kr]4d ⁷ 5s ¹
оксидациони број	2, 3, 4, 6, 8
особине оксида	средње кисели
кристална структура	хексагонална

У табелама 5.2.3 и 5.2.4 приказане су физичке особине рутенијума и још неке особине рутенијума као што су електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације.

Табела 5.2.3 Физичке особине рутенијума

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	4423 K (4150 °C)
температура топљења	2607 K (2334 °C)
молска запремина	8,17×10 ⁻³ m ³ /mol
топлота испаравања	595 kJ/mol
топлота топљења	24 kJ/mol

Табела 5.2.4 Остале особине рутенијума

Остале особине	
електонегативност	2,20 (Паулинг)
специфична топлота	238 J/(kg*K)
специфична проводљивост	13,7×10 ⁶ S/m
топлотна проводљивост	117 W/(m*K)
енергија јонизације	710,2 kJ/mol

5.2.2. Добијање рутенијума

Рутенијум у праху (слика 5.2) се комерцијално добија прилично компликованим хемијским поступком. Главна сировина за добијање рутенијума је анодни муљ добијен приликом електролитичке рафинације никла. Поступак обраде муља је сличан ономе који се користи за добијање осмијума.



Слика 5.2 Рутенијум у праху

5.2.3. Употреба рутенијума

Метал се употребљава за неке легуре при изради украсних предмета, где је обично легиран са осталим металима из ове групе. Рутенијум се показао као веома добар катализатор при добијању амонијака из азота и водоника, али пошто је веома скуп, то је данас у ту сврху замењен са много јефтинијим катализаторима.

Рутенијум се углавном употребљава као најефикаснији додатак за повећање тврдоће платинских и легура са паладијумом и као додатак легурама са осмијумом. Врло мали додаци (0,1%) побољшавају отпорност титанијуму на корозију више од сто пута. Платинске легуре које садрже до 14% рутенијума употребљавају се за електричне контакте. У елементарном стању доста се користи, у смеши са осталим платинским металима, као катализатор у реакцијама оксидације, хидрогенизације и изомеризације.

5.2.4. Једињења рутенијума са другим елементима

Рутенијум у једињењима има оксидационе бројеве од 0 до +8, а најбројнија и најстабилнија су једињења у којима је оксидациони број +3 и +4.

Карактеристична једињења рутенијума:

Рутенијум (III) - хлорид (RuCl_3) (слика 5.3) је црвено-смеђе боје који се добија загревањем рутенијума и готово је нетопљив у води. Хидратизовани облик ($\text{RuCl}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) топљив је у води и употребљава се као стандард за одређивање степена оксидације рутенијума у другим једињењима.

Рутенијум (III) - хидроксид ($\text{Ru}(\text{OH})_3$) постоји као црн талог. Не може се добити у чистом стању, врло је нестабилан и лако оксидира на ваздуху.

Рутенијум (IV) - хлорид (RuCl_4) настаје отапањем RuO_4 хлороводичном киселином. Долази само у облику црвене комплексне соли типа $\text{M}_2(\text{RuCl}_6)$.

Рутенијум (IV) - оксид (RuO_2) настаје као метално сјајан, попут индига модар прах загревањем метала рутенијума у струји кисеоника. Нетопљив је у киселинама.

Рутенијум (V) - флуорид (RuF_5) тамнозелен је спој који настаје синтезом елемената при 280°C .

Рутенијум (VIII) - оксид (RuO_4) ствара златножуте кристале. Лепљив је и отрован (паре нагризају слузокожу грла). Лако га раствара хлороводична киселина, а отапа се у базним растворима.



Слика 5.3 Рутенијум (III) - хлорид (RuCl_3)

5.3. Родијум

5.3.1. Особине родијума

Овај метал открио је Воластон (Волластон) 1803. године. Име му потиче од грчке речи родеос што значи ражичаста боја. Назван је тако зато што су нека његова једињена ружичасте боје. У природи родијум се налази уз остале платинске метале у платинској руди. Са златом долази здружен у минералу родиту (родијум злато), који је нађен у златоносном песку Бразила и Колумбије. Овај минерал може да садржи 34 – 43% родијума. Једна запремина родијума је за готово половину лакша од исте запремине осмијума, а око 23 пута тежа од исте запремине литијума. Може се лако обрађивати механичким путем, нарочито у загрејаном стану, за разлику од рутенијума и осмијума који су веома крти. Топи се на температури од око 2000° С. Чист, компактан (у комаду) родијум се не раствара ни у једној киселини, па чак ни у царској води. Мала присутност других метала, као на пример платине, бакра, олова или бизмута, смањује његову отпорност према киселинама. Када се налази у легури са сребром или златом, тада је отпоран према царској води. Хемија овог метала је још увек релативно слабо позната. У групи платинских метала то је најотпорнији елемент према флуору. Фино распршени родијум поседује иста својства која су карактеристична за осталеfino распршене платинске метале, тј. апсорбије кисеоник и стога делује као катализатор при неким хемијским процесима.

У табели 5.3.1 приказани су општи подаци родијума (симбол, атомски број, група, периода, густина и боја).

Табела 5.3.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	родијум, Rh, 45
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	VIIIВ, 5
густина	12460 kg/m ³
боја	сребрносива

На слици 5.4 приказана је руда родијума у елементарном стању.



Слика 5.4 Руда родијума

У табели 5.3.2 приказане су основне особине родијума (атомска маса, атомски радијус, ковалентни радијус, ван дер Валсов радијус, електронска конфигурација, оксидациони број, особине оксида и кристална структура).

Табела 5.3.2 Особине родијума

Особине рутенијума	
атомска маса	102,90550 u
атомски радијус	135 (173) pm
ковалентни радијус	135 pm
ван дер Валсов радијус	без података
електронска конфигурација	[Kr]4d ⁸ 5s ¹
оксидациони број	2, 3, 4
особине оксида	амфотерни
кристална структура	површинска просторно центрирана кубна решетка

У табелама 5.3.3 и 5.3.4 приказане су физичке особине, као и још неке особине родијума (електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације).

Табела 5.3.3 Физичке особине родијума

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	3968 K (3695 °C)
температура топљења	2237 K (1964 °C)
молска запремина	8,28×10 ⁻³ m ³ /mol
топлота испаравања	493 kJ/mol
топлота топљења	21,5 kJ/mol

Табела 5.3.4 Остале особине родијума

Остале особине	
електронегативност	2,28 (Паулинг)
специфична топлота	0,242 J/(kg*K)
специфична проводљивост	21,1×10 ⁶ S/m
топлотна проводљивост	150 W/(m*K)
енергија јонизације	719,7 kJ/mol

5.3.2. Употреба родијума

Родијум се данас употребљава у јувелирству за израду разних украсних предмета и накита (слика 5.5 и слика 5.6), где све више истискује сребро, јер има ту предност да не тамни под дејством сумпорводоника. Метални родијум се показао као најпогоднији материјал за израду рефлектора светлосних апаратура које се при раду јако загревају. Аутомобилски рефлектори су превлачени овим металом. Употребљава се и за конструкцију термоелемената. Предмети који су у честој употреби да би задржали своју лепоту, сјај, и да би им се продужио век трајања, превлаче се металним родијумом. На томе се заснива његова употреба код израде хируршких инструмената. Његове легуре се употребљавају за инјекционе игле. Електролитичко превлачење метала са родијумом, да би разни од њих начињени предмети добили сјај и били заштићени од корозије, представљају једну од најважнијих употреба овог сјајног метала. Да би се прекрила површина једног квадратног метра, довољно је да се за то употреби један грам родијума. У многим се још случајевима у специјалне сврхе употребљавају родијум и његове легуре. Легуре платине и родијума играју важну улогу као катализатори у хемијској индустрији. Употребљавају се при оксидацији амонијака у азотну киселину. Ове легуре су се због дугог трајања показале боље од платине или паладијума. Насупрот чистом металу, једињења родијума немају неки практични значај.



Слика 5.5 Накит од родијума



Слика 5.6 Огрлица од родијума

5.3.3. Једињења родијума са другим елементима

Родијум у једињењима има оксидационе бројеве од -1 до +6, а најстабилнија су једињења у којима има оксидациони број +3. Једињења родијума у стању +6, +5 и +4 јаки су оксиданси, док је стање +2 веома ретко.

Карактеристична једињења родијума:

Родијум халогениди углавном постоје у оксидационом стању +3, док флуориди постоје у стању +6 (црни RhF_6), +5 (црвени $(\text{RhF}_5)_4$) и + 4 (пурпурно – црвени RhF_4).

Родијум (III) - бромид (RhBr_3) настаје синтезом елемената.

Родијум (III) - флуорид (RhF_3) је црвен прах и нетопљив је у води и киселинама.

Родијум (III) - јодид (RhI_3) настаје додатком једног јона раствору RhCl_3 и кратким кувањем тог раствора. У води је нетопљив.

Родијум (III) - хлорид (RhCl_3) нетопљив је у води и киселинама и са алкалним хлоридима даје црвене, добро кристализирајуће, комплексне соли типа $\text{M}_3(\text{RhCl}_6)$.

Родијум (III) - хидроксид ($\text{Rh}(\text{OH})_3$) из којег, отапањем у киселинама настају одговарајуће соли, а загревањем на довољно високу температуру може се добити метални родијум.

Родијум (III) - оксид (Rh_2O_3) који настаје термичким разлагањем родијум (III)-нитрата. Сиве је боје.

Родијум (III) – сулфат ($\text{Rh}_2(\text{SO}_4)_3$) (слика 5.7) које се може добити отапањем родијума у H_2SO_4 .



Слика 5.7 Родијум (III) – сулфат ($\text{Rh}_2(\text{SO}_4)_3$)

5.4. Паладијум

5.4.1. Особине паладијума

Овај метал је открио Воластон 1803. године, а дао му је име по планети Паласу, која је кратко време пре тога била откривена. Паладијум (слика 5.8) долази у природи елементаран у облику зрнаца уз друге платинске метале, а понекад и у злату. Важнија налазишта овог метала су у Бразилу, Колумбији и Русији. Од свих метала платинске групе има најнижу температуру топљења (1555°C). Од најлакшег метала литијума је тежи око 20 пута. Може се добро обрађивати механичким путем, нарочито у загрејаном стању. Својим изгледом, еластичношћу, тврдоћом и бојом налик је на платину. Његова отпорност према киселинама знатно је мања него код осталих платинских метала (изузев платине). Разблажена азотна киселина не раствара овај метал, али га раствара концентрована азотна киселина и концентрована сумпорна киселина. Метал се најлакше раствара у царској води.

У табели 5.4.1 приказани су општи подаци паладијума.

Табела 5.4.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	паладијум, Ра, 46
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	VIIIВ, 5
густина	12023 kg/m^3
боја	сребрносива



Слика 5.8 Руда паладијума

У табели 5.4.2 приказане су основне особине паладијума (атомска маса, атомски радијус, ковалентни радијус, ван дер Валсов радијус, електронска конфигурација, оксидациони број, особине оксида и кристална структура).

Табела 5.4.2 Особине паладијума

Особине паладијума	
атомска маса	106,42 u
атомски радијус	140 (169) pm
ковалентни радијус	131 pm
ван дер Валсов радијус	163 pm
електронска конфигурација	[Kr]4d ¹⁰
оксидациони број	±1
особине оксида	средње базни
кристална структура	површинска просторно центрирана кубна решетка

Ови метали нарочито енергично потпомажу разне хемијске реакције које се одигравају уз учешће гасовитог водоника. Најинтересантнији је у том погледу паладијум, у чијем присуству водоник енергично реагује са читавим низом разних материја.

Паладијум распознајемо од платине на тај начин што испаравањем једне капи јодне тинктуре (раствор јода у алкохолу) на паладијум лиму остаје тамна мрља од насталог једињења паладијума са јодом, тзв. паладијумјодида, док платина не даје ову реакцију са једном тинктуром

У табелама 5.4.3 и 5.4.4 приказане су физичке особине, као и још неке особине паладијума (електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације).

Табела 5.4.3 Физичке особине паладијума

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	3236 K (2963 °C)
температура топљења	1828,05 K (1554,90 °C)
молска запремина	8,56×10 ⁻³ m ³ /mol
топлота испаравања	357 kJ/mol
топлота топљења	17,6 kJ/mol

Табела 5.4.4 Остале особине паладијума

Остале особине	
електонегативност	2,20 (Паулинг)
специфична топлота	244 J/(kg*K)
специфична проводљивост	9,5×10 ⁶ S/m
топлотна проводљивост	71,8 W/(m*K)
енергија јонизације	804,4 kJ/mol

5.4.2. Добијање паладијума

Као и за остале платинске метале, сировине за добијање паладијума су анодни муљеви који настају приликом електролитичке рафинације бакра и никла, односно чврсти остатак код добијања никла Мондовим поступком.

Насталом раствору додаје се јон Fe^{2+} при чему се хексахлоропаладијум (IV) редукује на тетрахлоропаладијум (II) - јон, излучи се елементарно злато.

Затим се у раствор додаје NH_4Cl који даје нетопљиви $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ (из којег се пиролизом издвоји елементарна платина). У раствору преостали тетрахлоропаладијум (II) - јони се на различите начине могу редуковати у елементарни паладијум.

5.4.3. Употреба паладијума

Паладијум се употребљава у јувелирству за израду различитог накита. У ту сврху се врло често употребљавају његове легуре са другим платинским металима. Има предност пред сребром што не црни од сумпорводоника. Употребљава се и у стоматологији за прављење зубних навлака (слика 5.9). Позната су бројна једињења паладијума са другим елементима. У том погледу паладијум је иза платине најбоље испитан метал из ове групе. Једињења паладијума су од већег значаја једино у хемији.



Слика 5.9 Коришћење паладијума у стоматологији

5.4.3.1. Накит

Паладијум је био коришћен за накит (слика 5.10) од 1939, као алтернатива платини за израду белог злата. Ова употреба је резултат природно беле боје паладијума. Паладијум је пропорционално много лакши од платине. За разлику од платине, паладијум може да скине боју под утицајем топлоте до изнад 400° С.

Паладијум је један од три најпопуларнија метала који се користе за беле легуре злата и сребра (може да се користи и никл). Легура паладијума и злата је скупља од легуре никла и злата, и ретко изазива алергијске реакције.

Када је платина проглашена је стратешки ресурс владе током Другог светског рата, многи брендови су користили накит израђен од паладијума. Недавно, у септембру 2001, паладијум је био скупљи од платине и ретко се користио за израду накита, такође због техничке препреке у ливењу. Међутим, проблем ливења је решен и његова употреба у накиту је порасла због великог скока цене платине и пада цене паладијума.

Пре 2004, главна употреба паладијума у накиту је била за производњу белог злата. Почетком 2004, када цена злата и платине нагло расте, Кина је почела да прави значајне количине накита од паладијума и већ у 2005. години користи 37 тона паладијума за ову намену. Промена релативне цене између паладијума и платине, после 2008. године снизила је потражњу за паладијумом за 17,4 тона у 2009.



Слика 5.10 Накит од паладијума

5.4.4. Једињења паладијума са другим елементима

Паладијум у једињењима има оксидациони број +2 и +4, а једињења у којима има оксидациони број +2 су стабилнија. Ствара велик број органометалних једињења. Од халогенида једино са флуором гради (III) и (IV) флуорид док оксидациони број +2 има са свим халогенидима.

Карактеристична једињења паладијума:

Паладијум (II) - халогениди су PdF_2 , PdCl_2 , PdBr_2 и PdI_2 . Хлорид PdCl_2 употребљава се за припрему других једињења са паладијумом, а са алкалним хлоридима даје комплексне соли типа $\text{M}_2(\text{PdCl}_4)$.

Паладијум (II) - хидроксид ($\text{Pd}(\text{OH})_2$) топи се у киселинама, а кристализацијом из насталих раствора могу се добити одговарајуће паладијум (II) соли, нпр. $\text{Pd}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{PdSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$.

Паладијум (II) – оксид (PdO) је у виду црног праха, нетопљив је у води и киселинама. Лако се редукује дајући металном паладијуму велике каталитичке активности.

Тетрахлоропаладијум (II) - киселина (H_2PdCl_4) стабилна је само у раствору. Добија се отапањем паладијума у хлорводичној киселини засићеној хлором. Технички је најважнији спој паладијума, а употребљава се за добијање осталих спојева.

Хексахлоропаладијум (IV) - киселина (H_2PdCl_6) настаје отапањем паладијума и веома је важна у процесу добијања металног паладијума.

На слици 5.11 приказана је смеша паладијум (II) ацетата.



Слика 5.11 Паладијум (II) ацетат

5.5. Осмијум

5.5.1. Особине осмијума

Тенан (Tennant) је открио овај метал 1804. године. Име је добио по карактеристичном мирису његовог лако испарљивог једињења са кисеоником, осмијум тетроксида. Назив осмијум потиче од грчке речи осме, то значи мирис. Тај се мирис развија при загревању осмијума, а ако је метал у ситно распршеном стању, мирис се може осетити већ и при обичној температури. Мирис потиче од насталог осмијум тетроксида. У природи осмијум се појављује уз друге платинске метале. Важнија налазишта осмијума су у Аустралији, Канади, Калифорнији и Русији.

У табели 5.5.1 приказани су општи подаци осмијума.

Табела 5.5.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	осмијум, Os, 76
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	ВІІВ, 6
густина	22610 kg/m ³
боја	сивоплава



Слика 5.12 Руда осмијума

У табели 5.5.2 приказане су основне особине осмијума.

Табела 5.5.2 Особине осмијума

Особине осмијума	
атомска маса	190,23 u
атомски радијус	130 (185) pm
ковалентни радијус	128 pm
ван дер Валсов радијус	без података
електронска конфигурација	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
оксидациони број	3, 4, 8
особине оксида	средње кисели
кристална структура	хексагонална

Осмијум је метал плавкастосиве боје, врло тврд и крт. Лако се може стучати у прах. Најтежи је од свих метала уопште. Кад би се узела коцка осмијума једног кубног центиметра, њена би тежина при собној температури износила 22,5 грама. Иста коцка сачињена од сребра, тежила би за половину мање, од бакра 2,5 пута, а од алуминијума чак око 8 пута мање. Осмијум је око 45 пута тежи од литијума. Метал је у комаду постојан на ваздуху, а у праху већ на собној температури оксидише у осмијум тетроксид, што се пропознаје по веома карактеристичном мирису овог једињења. Сам елементарни осмијум нема неку значајнију примену, али је зато, с друге стране, врло честа његова примена у различитим легурама са осталим платинским металима. Метал служи као катализатор у производњи амонијака из водоника и азота. Најчешће се осмијум легира са иридијумом.

У табелама 5.5.3 и 5.5.4 приказане су физичке особине, као и још неке особине паладијума (електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације).

Табела 5.5.3 Физичке особине осмијума

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	5285 K (5012 °C)
температура топљења	3306 K (3033 °C)
молска запремина	$8,42 \times 10^{-3} \text{ m}^3/\text{mol}$
топлота испаравања	627,6 kJ/mol
топлота топљења	31,8 kJ/mol

Табела 5.5.4 Остале особине осмијума

Остале особине	
електонегативност	2,20 (Паулинг)
специфична топлота	130 J/(kg*K)
специфична проводљивост	$10,9 \times 10^6 \text{ S/m}$
топлотна проводљивост	87,6 W/(m*K)
енергија јонизације	840 kJ/mol

5.5.2. Добијање осмијума

Осмијум се добија одвајањем и прочишћавањем из анодног муља који настаје електролитчком рафинацијом бакра. Анодни муљ се издваја топљењем у врућем растопу при чему се отапају злато, паладијум и платина, а осмијум и остали платински метали остају неотопљени. Добијена неотопљена смеша спаја се са олово (II) - оксидом уз додатак угљеника и воде при чему се сви метали у смеси отопа у елементарном олову правећи легуру. Део легуре се отапа у душичиној киселини (где се отопа олово и сребро), а осмијум, иридијум, рутенијум и родијум остају неотопљени.

5.5.3. Употреба осмијума

Осмијум који је у Земљиној кори заступљен отприлике исто колико сребро и јод, налази се и у платинским рудама, обично као легура са иридијумом (осмиридијум или иридосмијум). Легура осмијума са платином служи за електричне контакте, легура са иридијумом или рутенијумом за врхове наливпера. Осмијум - тетроксид (OsO_4), безбојни или жућкасти кристал топљив у води или алкохолу, лепљив је и на обичној температури, а његове паре нагризају очи и дишне органе. Јако је оксидационо средство, лако се редукује на осмијум - диоксид (OsO_2) или метални осмијум.

Неко време осмијум се употребљавао за производњу жарних нити док га није заменио волфрам, а понекад и тантал. Данас се употребљава углавном као катализатор за реакцију водоника и кисеоника при чему настаје вода као и за реакцију настајања амонијака. Користи се и за добијање врло тврдих легура са иридијумом, рутенијумом и осталим платинским металима које се употребљавају за израду делова инструмената, и других сличних елемената.

5.5.4. Једињења осмијума са другим елементима

Осмијум у једињењима има оксидационе бројеве од 0 до +8, а стабилнији су они са оксидационим бројем +4 и +6. Хемијски је најсличнији рутенијуму, али су му оксиди и халогениди виших оксидационих стања стабилнији.

Познати су разни осмијум халогениди: OsCl_2 , OsCl_3 и OsCl_4 који стварају комплексне соли типа $\text{M}_2(\text{OsCl}_6)$, OsF_5 и OsF_6 .

Осмијум (VIII) - оксид (OsO_4) најважније је једињење осмијума. Има безбојне, лако лепљиве кристале, а мирисне паре су јако отровне. Већ и концентрација од 10^{-7} g/m^3 у ваздуху може оштетити плућа, кожу и очи. Редукује га концентрована хлоридна киселина. Користи се као оксидационо средство.



Слика 5.13 Осмијум тетроксид (OsO_4)

5.6. Иридијум

5.6.1. Особине иридијума

Име овог метала потиче од латинске речи ирис, што значи дуга. Назван је тако због разних боја његових једињења. Открио га је Тенан 1804. године. Овај метал се у природи јавља елементаран или легиран са платином и осмијумом. Легура осмијума и иридијума назива се осмиридијум. То је попут сребра бео метал, врло тврд и крт. Иридијум не наједа ни једна киселина, па ни царска вода. Једино га напада хлороводонична киселина у присуству кисеоника. То је метал који после осмијума има највећу специфичну тежину. Иридијум (слика 5.14) је један од најбољих платинских метала за прављење различитих легура. Његове легура са другим металима су чврсте, постојане, погодне за рад и одликују се веома великом отпорношћу према киселинама. Изузетно великом тврдоћом се одликује легура иридијума са осмијумом. Ова се легура употребљава за прављење врхова наливпера.

У табели 5.6.1 приказани су општи подаци иридијума (симбол, атомски број, група, периода, густина и боја).

Табела 5.6.1 Општи подаци

Општи подаци	
име, симбол, атомски број	иридијум, Rh, 45
припадност скуп	прелазних метала
група, периода	VIIIВ, 6
густина	22650 kg/m ³
боја	сребрнобела



Слика 5.14 Руда иридијума

У табели 5.6.2 приказане су основне особине иридијума (атомска маса, атомски радијус, ковалентни радијус, ван дер Валсов радијус, електронска конфигурација, оксидациони број, особине оксида и кристална структура).

Табела 5.6.2 Особине иридијума

Особине иридијума	
атомска маса	192,217 у
атомски радијус	135 (180) пм
ковалентни радијус	137 пм
ван дер Валсов радијус	без података
електронска конфигурација	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²
оксидациони број	2, 3, 4, 6
особине оксида	средње базни
кристална структура	површинска просторно центрирана кубна решетка

У табелама 5.6.3 и 5.6.4 приказане су физичке особине и још неке особине иридијума као што су електронегативност, специфична топлота, проводљивост и енергија јонизације.

Табела 5.6.3 Физичке особине иридијума

Физичке особине	
агрегатно стање	чврсто
температура кључања	4701 К (4428° С)
температура топљења	2739 К (2466° С)
молска запремина	8,52×10 ⁻³ m ³ / mol
топлота испаравања	605 kJ/mol
топлота топљења	26,1 kJ/mol

Табела 5.6.4 Остале особине иридијума

Остале особине	
електонегативност	2,20 (Паулинг)
специфична топлота	130 J/(kg*K)
специфична проводљивост	19,7×10 ⁶ S/m
топлотна проводљивост	147 W/(m*K)
енергија јонизације	880 kJ/mol

5.6.2. Употреба иридијума

Овом природном легуrom нарочито је богат Урал, одакле се оно у великој мери и добија. Легура која се налази у Калифорнији је богатија по свом саставу са иридијумом и осмијумом, а садржи мање платине, па је због тога тежа и тврђа. Због тих својстава ова легура има предност пред легуrom са Урала. У ту сврху данас су се показале боље друге легуре које је човек начинио од иридијума, осмијума, платине и неких других метала. Највећи део данашње производње иридијума употребљава се за прављење специјалних платинских легура. Осмиридијум и остале легуре иридијума су погодне за облагање површина које се троше, а све то захтева велику потражњу иридијума, која је обично далеко изнад производње овог метала. Осмиридијум се још употребљава за лежаје вага, компаса, аутомобилске свећице, код различитих финих електричних инструмената и сатова (слика 5.15). Још једна важна употреба легура иридијума је при прављењу инструмената за одређивање високих температура, што је нарочито потребно код производње метала и легура. Додавањем малих количина иридијума платини, повећава се тврдоћа и повишава тачка топљења платине.



Слика 5.15 Сат од иридијума

5.6.2.1. Индустрија и медицина

Због високе тачке топљења, тврдоће и отпорности на корозију иридијум и његове легуре су веома заступљене. Иридијум, а посебно легура иридијума и платине или легура осмијума и иридијума, има низак степен хабања, Легура осмијума и иридијума се користи за лежајеве компаса и за ваге.

Отпорност на корозију и отпорност на топлоту чине иридијум важним легирајућим елементом. Делови авионског мотора направљени су од легуре иридијума и титанијума, а још се користе и за дубоко водоводне цеви због своје отпорности на корозију. Иридијум се такође користи као елемент који побољшава тврдоћу платинских легура. Викерс тврдоћа чисте платине је 56 HV, а платине са 50% иридијума може да достигне преко 500 HV.

Уређаји који морају да издрже изузетно високе температуре често су направљени од иридијума.

Иридијум се користи као извор гама зрачења за лечење од рака помоћу брахитерапија, облик радиотерапије где се радиоактивни извор налази унутар или поред простора на којем се захтева лечење.

5.6.3. Једињења иридијума са другим елементима

Једињења иридијума имају оксидационе бројеве од -1 до +6. Једињења оксидационих бројева +4, +3 и + 1 су најважнија, а са степеном оксидације +2 готово су безначајна. Једињења Ir (VI) и Ir (V) су јаки оксиданси, а најстабилнија су једињења оксидационих бројева +3 и +4.

Халогениди иридијума:

Познати су трихалогениди IrF_3 и IrCl_3 (тешко се припремају), а важнији су њихови комплекси као натријум хексахлороиридијум вода $1/3 (\text{Na}_3(\text{IrCl}_6) \times 3\text{H}_2\text{O})$ и топљиви, врло стабилни хлоропентааминиридијум (III) - хлорид $[\text{IrCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$.

Иридијум (IV) - флуорид (IrF_4) жуте је боје која већ при 44°C прелази у вискозни и мало лепљиви уљаста раствор који са водом хидролизира.

Иридијум (IV) - хлорид (IrCl_4) тешко се припрема у чистом стању јер лако губи хлор.

Иридијум (VI) - флуорид (IrF_6) жут је, лако лепљив и врло реактиван састав који отапањем у води даје хидроксид, $\text{Ir}(\text{OH})_4$ уз настајање кисеоника.

Оксиди иридијума:

Иридијум (III) - оксид (Ir_2O_3), који се добија спајањем калијум хексахлороиридијума (II) (K_3IrCl_6) калијум хидроксидом (KOH) при 600°C .

Иридијум (IV) - оксид (IrO_2) који настаје загревањем $\text{Ir}(\text{OH})_4$ у присуству ваздуха при 350°C .

6. ЗАКЉУЧАК

Племенити метали су метали који имају специфичне особине и ретки су у природи. Најчешће се користе за израду накита, а раније су се користили за израду новца. Данас су ови метали нашли примену и у хемији, индустрији и медицини. Ови метали, а нарочито њихове легуре, одликују се бројним добрим својствима због којих их човек много цени. Одликују се постојаношћу на ваздуху и влази, тешком топљивошћу, а нарочито великом отпорношћу према киселинама и различитим хемијским утицајима. Данас се на многим местима у хемији, физици, индустрији и медицини употребљавају ови метали и њихове легуре. Због скупости, ови метали нису наишли на широку примену у свакодневном животу, што би се на основу њихових особина с пуним правом могло очекивати. Релативно мале расположиве количине, као и знатне технолошке тешкоће приликом њиховог добијања у чистом стању, имају за последицу високу цену ових метала. Упркос трагању за јефтинијим легурама које би их замениле, ови ће метали у извесним случајевима остати још дуго времена у употреби. Са будућим развојем разних грана индустрије и технике отвара се и све шира примена како других, тако и ових метала и њихових легура.

7. ЛИТЕРАТУРА

1. www.pse.pbf.hr, приступњено 24.08.2012.
2. www.posluh.hr, приступњено 28.08.2012.
3. www.zlataratanaskovic.com, приступњено 01.09.2012.
4. www.plavi.bigforumpro.com, приступњено 01.09.2012.
5. Зоран Обрадиновић, „Драго камење и племенити метали“, 2003. година
6. Томислав Томљеновић, „Племенити метали“, 1957. година
7. en.wikipedia.org, приступњено 08.08.2012.
8. sr.wikipedia.org, приступњено 08.08.2012.