

UNIVERZA V MARIBORU
FAKULTETA ZA NARAVOSLOVJE IN MATEMATIKO
Oddelek za biologijo, katedra za izobraževalno kemijo
Oddelek za tehniko

DIPLOMSKO DELO

Julijana RODEŠ

MARIBOR, JUNIJ 2016

UNIVERZA V MARIBORU
FAKULTETA ZA NARAVOSLOVJE IN MATEMATIKO

PERIODNI SISTEM ELEMENTOV
DIPLOMSKA NALOGA

Mentorja:

- doc. dr. Matjaž KRISTL
- red. prof. dr. Boris ABERŠEK

Kandidatka:

Julijana RODEŠ

MARIBOR, JUNIJ 2016

ZAHVALA

*Iskreno se zahvaljujem mentorjema doc. dr. Matjažu Kristlu
in red. prof. ddr. Borisu Aberšku
za usmerjanje pri nastajanju diplomskega dela,
ter za vso vzpodbudo, potrpljenje in nasvete.*

*Posebna zahvala gre mojim staršem in Aljažu,
ter prijateljem, da so me v času pisanja
res potrpežljivo prenašali,
vzpodbujali, in me na kakršenkoli način podpirali
in pomagali pri nastajanju diplomske naloge.*

Hvala vamsrečna sem, da vas imam!

IZJAVA

Podpisana Julijana Rodeš, rojena 08.11.1984 v Mariboru, študentka Fakultete za naravoslovje in matematiko Maribor, smer KEMIJA in PROIZVODNJO-TEHNIČNA VZGOJA, izjavljam, da je diplomsko delo, z naslovom

PERIODNI SISTEM ELEMENTOV

pri mentorju doc. dr. Matjažu Kristlu in red. prof. dr. Borisu Aberšku, avtorsko delo. V diplomskem delu so uporabljeni viri in literatura konkretno navedeni; besedila niso prevzeta brez navedbe avtorja.

Julijana Rodeš

Maribor, _____

Rodeš, J.: Periodni sistem elementov. Diplomsko delo. Univerza v Mariboru.

Fakulteta za naravoslovje in matematiko. Oddelek za biologijo, katedra za izobraževalno kemijo in oddelek za tehniko, 2016.

POVZETEK

V diplomski nalogi sem predstavila periodni sistem elementov z dveh vidikov oz. iz dveh delov. V kemijskem delu diplomske naloge sem opisala zgodovino oz. nastanek in zgradbo periodnega sistema. Večji poudarek je na predstavitvi V. in VI. skupine, njunih elementov in njihovih spojin. V tehničnem delu naloge pa sem se osredotočila na delitev kovinskih in nekovinskih gradiv, kjer sem poudarek dala nekovinskemu gradivu – lesu. Opisala sem zgradbo lesa in njegove lastnosti. Kot bodoča učiteljica kemije in tehnike, sem želela združiti oba predmeta, z ne samo teoretičnim opisom, pač pa tudi praktičnim izdelkom. Prav zato sem se odločila za periodni sistem elementov ter pripravila vso potrebno dokumentacijo za izdelavo. Tako lahko učenci tudi sami, npr. pri izbirnem predmetu Obdelava gradiv – les, izdelajo svoj periodni sistem elementov in na ta način poglobijo svoje znanje kemije in tehnike.

Ključne besede: periodni sistem elementov, nastanek periodnega sistema, zgradba periodnega sistema, V. skupina, VI. skupina, kovinska gradiva, ne-kovinska gradiva, les, izdelek iz lesa.

Rodeš, J.: Periodic table of elemnts. Graduation Thesis. University of Maribor, Faculty of Natural Sciences and Mathematics, Department of Biology, Department of Chemistry Education and department of Technical Education, 2016.

ABSTRACT

The diploma paper presents the periodic table of elements from two point of views or rather two parts. The chemistry part of the paper describes the history or the origin and the structure of the periodic table. The higher emphasis is on the presentation of the fifth and the sixth group, their elements and their compounds. The technical part of the paper focuses on division of metal and non-metal materials, where the emphasis was on the non-metal material – wood. Here, the composition of the wood and its characteristics were described. As a future teacher of Chemistry and Technology, I wanted to join both subjects, not merely with theoretical description, but also through a practical product. That is why I chose the periodic table of elements and prepared all necessary documentation for the production. That way, the students can make their own periodic table of elements in e.g. optional subject Material treatment, and by that, they deepen their knowledge of Chemistry and Technology.

Key words: periodic table of elements, the origin of periodic table, the structure of the periodic table, fifth group, sixth group, metal material, non-metal material, wood, wooden product.

KAZALO VSEBINE

1	UVOD	1
2	RAZVOJ KEMIJE IN PERIODNEGA SISTEMA	2
2.1	KAKO SE JE ZAČELO	2
2.2	NASTANEK TRIAD	3
2.3	PRVI POSKUS OBLIKOVANJA PERIODNEGA SISTEMA – SPIRALNI PERIODNI SISTEM	4
2.4	ZAKON OKTAV	5
3	PERIODNI SISTEM DOBI OBLIKO.....	7
3.1	DIMITRIJ IVANOVIČ MENDELEJEV	7
3.2	LORD RAYLEIGH IN WILLIAM RAMSAY ODKRIJETA ŽLAHTNE PLINE	9
3.3	MOSELEYEVA DOLOČITEV ZAPOREDJA S POMOČJO RENTGENSKIH ŽARKOV IN WERNERJEV PERIODNI SISTEM	10
4	ZGRADBA PERIODNEGA SISTEMA	11
4.1	PERIODE	11
4.1.1	<i>Predperioda</i>	12
4.1.2	<i>Kratke periode</i>	12
4.1.3	<i>Dolge periode</i>	12
4.2	SKUPINE	12
5	V. SKUPINA PERIODNEGA SISTEMA	15
5.1	STRUKTURA IN ZNAČILNOSTI ELEMENTOV V. SKUPINE	15
5.2	ELEMENTI	16
5.2.1	<i>Dušik</i>	16
5.2.1.1	Odkritje in ime.....	16
5.2.1.2	Pridobivanje	17
5.2.1.3	Uporaba dušika	17
5.2.1.4	Kroženje dušika	18
5.2.2	<i>Fosfor</i>	19
5.2.2.1	Nahajališče	19
5.2.2.2	Pridobivanje	19
5.2.2.3	Kemična sestava in lastnosti fosforja	20
5.2.2.4	Uporaba	21
5.2.3	<i>Arzen</i>	21
5.2.3.1	Nahajališča arzena.....	21
5.2.3.2	Pridobivanje	22
5.2.3.3	Alotropske modifikacije arzena	22
5.2.4	<i>Antimon</i>	22
5.2.4.1	Pridobivanje antimona	23

5.2.4.2	Alotropske modifikacije arzena	23
5.2.4.3	Uporaba	23
5.2.5	<i>Bizmut</i>	23
5.2.5.1	Nahajališča in pridobivanje bizmuta	24
5.2.5.2	Lastnosti in uporaba bizmuta	24
5.3	OKSIDI IN OKSOKISLINE ELEMENTOV V. SKUPINE	25
5.3.1	<i>Dušikovi oksidi</i>	25
5.3.1.1	Didušikov oksid (N_2O)	25
5.3.1.2	Dušikov oksid (NO)	26
5.3.1.3	Dušikov dioksid (NO_2)	26
5.3.1.3.1	Smog	27
5.3.2	<i>Dušikove oksokisline</i>	27
5.3.2.1	Dušikova(III) kislina (HNO_2)	27
5.3.2.2	Dušikova(V) kislina (HNO_3)	28
5.3.3	<i>Fosforjevi oksidi</i>	29
5.3.3.1	Fosforjev(III) oksid (P_4O_6)	29
5.3.3.2	Fosforjev(V) oksid (P_4O_{10})	29
5.3.4	<i>Oksokisline fosforja</i>	30
5.3.4.1	Fosforjeva(V) kislina (H_3PO_4)	30
5.3.4.2	Ostale fosforjeve oksokisline	31
5.3.5	<i>Oksidi, oksosoli in spojine arzena, antimona in bizmuta</i>	31
5.3.5.1	Arzenove spojine	31
5.3.5.1.1	Arzenov(III) oksid	31
5.3.5.1.2	Arzenova(V) kislina	32
5.3.5.2	Antimonove spojine	32
5.3.5.2.1	Antimonov(III) oksid	32
5.3.5.2.2	Antimonov(V) oksid	32
5.3.5.3	Bizmutove spojine	32
5.3.5.3.1	Bizmutov(III) oksid	32
5.4	HALOGENIDI ELEMENTOV V. SKUPINE	33
5.5	SPOJINE Z VODIKOM	34
5.5.1	<i>Amonijak</i> (NH_3)	35
5.5.2	<i>Hidrazin</i> (N_2H_4)	36
5.5.3	<i>Fosfin</i> (PH_3)	37
5.5.4	<i>Arzin</i> (AsH_3), <i>stibin</i> (SbH_3) in <i>bizmutin</i> (BiH_3)	37
6	VI. SKUPINA PERIODNEGA SISTEMA	38
6.1	STRUKTURA IN ZNAČILNOSTI ELEMENTOV VI. SKUPINE	38
6.2	ELEMENTI	39
6.2.1	<i>Kisik</i>	39
6.2.1.1	Odkritje in ime	40

6.2.1.2	Pridobivanje	40
6.2.1.3	Uporaba kisika	41
6.2.1.4	Ozon	41
6.2.2	<i>Žveplo</i>	42
6.2.2.1	Viri in pridobivanje žvepla	42
6.2.2.2	Lastnosti žvepla	43
6.2.2.3	Uporaba žvepla	45
6.2.3	<i>Selen</i>	45
6.2.3.1	Pridobivanje selena	45
6.2.3.2	Alotropske modifikacije selena	45
6.2.3.3	Uporaba selena	46
6.2.4	<i>Telur</i>	46
6.3	OKSIDI IN OKSOKISLINE ELEMENTOV VI. SKUPINE	47
6.3.1	<i>Žveplov oksidi</i>	47
6.3.1.1	Žveplov dioksid (SO_2)	48
6.3.1.1.1	Kisli dež	49
6.3.1.2	Žveplov trioksid (SO_3)	49
6.3.1.3	Ostali oksidi žvepla	49
6.3.2	<i>Žveplove oksokisline</i>	50
6.3.2.1	Žveplova(VI) kislina H_2SO_4	50
6.3.2.2	Dižveplova(VI) kislina ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$)	52
6.3.2.3	Ostale oksokisline žvepla	52
6.3.3	<i>Oksidi in oksospojine selena in telurja</i>	52
6.4	HALOGENIDI ELEMENTOV VI. SKUPINE	53
6.4.1	<i>Halogenidi kisika</i>	53
6.4.2	<i>Halogenidi žvepla</i>	53
6.5	SPOJINE Z VODIKOM	54
6.5.1	<i>Voda (H_2O)</i>	54
6.5.2	<i>Vodikov peroksid (H_2O_2)</i>	54
6.5.3	<i>Vodikov sulfid (H_2S)</i>	55
7	OD KEMIJE DO TEHNIKE	57
7.1	GRADIVA	58
7.2	DELITEV GRADIV	59
7.3	NE-KOVINSKA GRADIVA	60
7.3.1	<i>Steklo</i>	60
7.3.1.1	Izdelava stekla	60
7.3.1.2	Vrste stekla	61
7.3.1.3	Obdelava stekla	62
7.3.2	<i>Usnje</i>	62
7.3.2.1	Priprava kože in postopek strojenja	63

7.3.2.2	Strojila	63
7.3.2.3	Obdelava usnja	63
7.3.2.4	Delitev usnja	63
7.3.3	<i>Naravni in sintezni kavčuk</i>	63
7.3.3.1	Naravni kavčuk in proizvodnja gume	64
7.3.3.2	Sintezni kavčuk	64
7.3.4	<i>Umetne snovi oz. sintezni polimeri</i>	65
7.3.4.1	Zgradba sinteznih polimerov	65
7.3.4.2	Vrste sinteznih polimerov	65
7.3.4.2.1	Polimerizati	65
7.3.4.2.2	Polikondenzati	67
7.3.4.3	Postopki izdelave umetnih snovi	68
7.3.4.4	Postopki izdelave umetnih snovi	68
7.3.5	<i>Papir</i>	69
7.3.5.1	Surovine za izdelavo papirja	69
7.3.5.2	Pomožna sredstva in dodatki pri pridelavi papirja	70
7.3.5.3	Izdelava papirja	70
7.3.5.4	Formati papirja in razrezovanje	71
7.4	KOVINSKA GRADIVA	71
7.4.1	<i>Železo (Fe)</i>	71
7.4.2	<i>Jeklo – zlitina železa z ogljikom</i>	71
7.4.2.1	Vrste jekel	71
7.4.3	<i>Baker (Cu)</i>	72
7.4.4	<i>Svinec (Pb)</i>	73
7.4.5	<i>Aluminij (Al)</i>	73
8	OD GOZDA DO LESA	74
8.1	GOZD	74
8.1.1	<i>Gozdovi v Sloveniji</i>	74
8.2	DREVO	75
8.2.1	<i>Rast drevesa</i>	76
8.2.2	<i>Zgradba debla oz. drevesa</i>	76
8.2.3	<i>Napake debla</i>	77
8.3	LES	78
8.3.1	<i>(Kemična) zgradba lesa</i>	78
8.3.2	<i>Prerezi in tekstura lesa</i>	79
8.3.3	<i>Lastnosti lesa</i>	80
8.3.4	<i>Mehanske lastnosti lesa</i>	80
8.3.4.1	Trdota lesa	81
8.3.4.2	Obrabljivost lesa	81

8.3.4.3	Trdnost lesa	81
8.3.4.4	Cepljivost lesa.....	81
8.3.4.5	Elastičnost ali prožnost lesa	82
8.3.5	<i>Fizikalne lastnosti lesa</i>	82
8.3.5.1	Vlažnost lesa.....	82
8.3.5.2	Poroznost ali luknjičavost.....	82
8.3.5.3	Gostota lesa	82
8.3.6	<i>Fizikalno-kemične lastnosti lesa</i>	82
8.3.6.1	Trajnost lesa	82
8.3.6.2	Gorljivost lesa	83
8.3.7	<i>Estetske ali lepotne lastnosti lesa</i>	83
8.3.7.1	Barva lesa	83
8.3.7.2	Vonj lesa.....	83
8.3.7.3	Tekstura lesa	83
8.3.8	<i>Zaščita lesa</i>	83
8.3.8.1	Konstruktivna zaščita lesa	84
8.3.8.2	Zaščita lesa in obdelava.....	84
8.3.8.3	Impregnacija lesa	84
8.3.8.4	Premazi	84
8.3.8.5	Sredstva za zaščito proti gorenja.....	85
8.4	LES KOT GORIVO.....	85
8.4.1	<i>Oblike lesnih goriv.....</i>	85
8.5	LEPILA IN LEPLJENJE.....	85
9	PRAKTIČNI DEL - PROJEKT.....	87
9.1	NAMEN IN PREDSTAVITEV PROJEKTA.....	87
9.2	NAČRTOVANJE IN RAZVOJ IZDELKA	87
9.3	IZDELAVA PROTOTIPA	87
10	ZAKLJUČEK	91
11	LITERATURA IN VIRI	92
12	PRILOGE.....	95

KAZALO SLIK

Slika 1: Lavoisierjeva tabela kemijskih elementov	3
Slika 2: Razporeditev elementov v triade, J.W. Döbereiner.	4
Slika 3: Telurjeva spirala ali »vis Tellurique«.....	5
Slika 4: Zakon oktav, J.A.R. Newlands.....	6
Slika 5: Mendelejev periodni sistem elementov	7
Slika 6: Periodni sistem elementov	13
Slika 7: Elektronska konfiguracija V. skupine	15
Slika 8: Kalotni model molekule dušika (N_2).....	16
Slika 9: Kroženje dušika.....	18
Slika 10: Kalotni model molekule fosforja (P_4)	19
Slika 11: Zgradba belega fosforja.....	20
Slika 12: Zgradba črnega fosforja	20
Slika 13: Arzen	21
Slika 14: Arzen	22
Slika 15: Antimon.....	23
Slika 16: Bizmut	24
Slika 17: Kalotni model molekule didušikovega oksida (N_2O)	25
Slika 18: Kalotni model molekule dušikovega oksida (NO).....	26
Slika 19: Kalotni model molekule dušikovega dioksida (NO_2)	26
Slika 20: Kalotni model molekule dušikove(III) kisline	27
Slika 21: Tavitomerni obliki dušikove(III) kisline	28
Slika 22: Kalotni model molekule dušikove(V) kisline	28
Slika 23: Model strukturne formule P_4O_6 formule	29
Slika 24: Model strukturne formule P_4O_{10}	30
Slika 25: Kalotni model molekule fosforjeve(V) kisline.....	30
Slika 26: Kroglični model arzenovega trioksida	31
Slika 27: Kalotni model molekule amoniaka (NH_3).....	35
Slika 28: Odvisnost deleža amonijaka v ravnotežju od temperature pri določenih tlakih	35
Slika 29: Kroglični model molekule hidrazina (N_2H_4).....	36
Slika 30: Kalotni model molekule fosfina	37
Slika 31: Elektronska konfiguracija VI. skupine.....	38
Slika 32: Alotropna modifikacija kisika O_2	39

Slika 33: Alotropna modifikacija kisika O_3	39
Slika 34: Molekulska struktura ozona	42
Slika 35: Žveplovi kristali na kamnu.....	42
Slika 36: Pridobivanje žvepla iz plasti pod zemljo	43
Slika 37: Molekula žvepla S_8	44
Slika 38: Alotropne modifikacije žvepla a) α -žveplo b) μ -žveplo	44
Slika 39: Fazni diagram prehoda alotropskih modifikacij žvepla	45
Slika 40: Spreminjanje selena v odvisnosti od temperature	46
Slika 41: Neskončne cik-cak verige selena.	46
Slika 42: Oksidacijska števila žvepla in njegove spojine	47
Slika 43: Kalotni model žveplovega dioksida (SO_2).....	48
Slika 44: Kalotni model žveplovega trioksida (SO_3).....	49
Slika 45: Kalotni model žveplove(VI) kisline.....	50
Slika 46: Shema postopka pridobivanja žveplove(VI) kisline	51
Slika 47: Kalotni model molekule vode	54
Slika 48: Kroglični model molekule Vodikovega peroksida (H_2O_2)	55
Slika 49: Kalotni model molekule vodikovega sulfida	55
Slika 50: Umestitev materialov med znanstvene discipline	57
Slika 51: Materiali, ki jih uporabljamo za izdelavo avtomobila.....	59
Slika 52: Vrste stekla, glede na njihovo sestavo	60
Slika 53: Postopek izdelave stekla	61
Slika 54: Polietilen	66
Slika 55: Polipropilen	66
Slika 56: Polistiren	66
Slika 57: Polivinilklorid	67
Slika 58: Teflon	67
Slika 59: Deblo stožčaste oblike in deblo metlaste oblike	75
Slika 60: Zgradba debela.....	76
Slika 61: Napake debela.....	77
Slika 62: Elementi, ki sestavljajo les	78
Slika 63: Sestava lesa	79
Slika 64: Prerezi lesa:	80

KAZALO TABEL

Tabela 1: Primerjava napovedi lastnosti ekaaluminija in galija	8
Tabela 2: Primerjava napovedi lastnosti ekabora in skandija.....	9
Tabela 3: Primerjava napovedi lastnosti ekasilicija in germanija	9
Tabela 4: Poimenovanje period glede na število elementov v posamezni periodi.....	11
Tabela 5: Skupine periodnega sistema	14
Tabela 6: Glavne lastnosti V. skupine	15
Tabela 7: Lastnosti fosforja	20
Tabela 8: Lastnosti dušikovih oksidov	25
Tabela 9: Spojine fosforja s kisikom	29
Tabela 10: Halogenidi elementov V. skupine periodnega sistema.....	33
Tabela 11: Hidridi elementov V. skupine.....	34
Tabela 12: Fizikalne lastnosti hidridov	34
Tabela 13: Glavne lastnosti VI. skupine.....	38
Tabela 14: Spojine žvepla, selena in telurja s halogeni	53
Tabela 15: Drevesna sestava v Sloveniji	74
Tabela 16: Trdota lesa	81

1 UVOD

Vsaka tehnologija je tesno povezana ne samo s praktičnim poukom, pač pa tudi z različnimi predmeti, in tako lahko naravoslovne predmete, katerih glavni cilj je pre- in poučevanje narave in njenih zakonov med seboj tudi povežemo in prepletemo. In prav takšen je namen moje diplomske naloge. V diplomski nalogi sem predstavila periodni sistem elementov iz kemijskega in tehničnega vidika. Zakaj prav periodni sistem elementov? Odgovor je preprost. Elementi, ki sestavljajo periodni sistem elementov, niso ključnega pomena samo za kemijo in kemijsko tehnologijo, pač pa tudi za tehniko in tehnologijo, saj s samim povezovanjem znanja lažje razumemo različne pojave, zakonitosti, spojine in njihovo sestavo ter reakcije.

Namen kemijskega dela moje diplomske naloge je predstaviti zgodovino nastanka periodnega sistema vse do oblike, ki jo poznamo in uporabljamo danes ter njegovo zgradbo. Podrobno bom opisala elemente V. in VI. skupine periodnega sistema, njihove fizikalne in kemijske lastnosti in njihove spojine. V tehničnem delu diplomskega dela sem povzela vsebino predmeta Tehnologija in obdelava gradiv, kjer sem dala poudarek nekovinskemu gradivu - les. Predstavila bom zgradbo lesa in njegove lastnosti ter pripravila dokumentacijo, s katero bi si lahko učenci pri predmetu Obdelava gradiv – les, sami napravili podoben periodni sistem, ki bi jim vlil motivacijo in zanimanje za učenje kemije, saj bi jim služil kot pripomoček. Na ta način bi učenci lahko povezali svoje znanje tehnike s kemijo.

2 RAZVOJ KEMIJE IN PERIODNEGA SISTEMA

Že pred več kot dva tisoč leti so ljudje razmišljali o sestavi snovi. Tako so domnevali, da so vse snovi in njihove lastnosti sestavljene le iz štirih praelementov, ki so ogenj, voda, zrak in zemlja. Ko so konec leta 18. in v začetku 19. stoletja z različnimi poskusi in meritvami pri eksperimentiranju postavili vrsto naravnih zakonov, je to postala osnova za razvoj naravoslovnih zakonitosti – kemija (Kovač - Artemis, 1984).

Kemija kot znanost se je pričela že v neolitiku, predvsem z opazovanjem in z uporabo ognja, ko je človek le-tega pričel uporabljati za pripravo hrane. Tako je v naslednjih obdobjih človek prav zaradi uporabe ognja pričel z različnimi kemijskimi postopki in reakcijami pridobivati kovine (kositer, baker, železo), pričel je pripravljati razne zlitine (zlitina kositra in bakra da bron), s praženjem rud na ognju pa je prišel do žganja keramičnih izdelkov (Lazarini & Brenčič, 1984).

Danes je kemija znanost, ki preučuje sestavo, zgradbo in lastnosti snovi. Je znanost, ki se ukvarja z zgradbo atomov, molekul in kristalov, njihovih energetskih sprememb, do katerih pride med medsebojnimi kemijskimi reakcijami (<https://sl.wikipedia.org/wiki/Kemija>).

2.1 KAKO SE JE ZAČELO

V letu 1789 je bilo znanih nekaj več kot 30 elementov. Prvo idejo o njihovem razvrščanju je načrtoval francoski kemik Antonie Lavoisier (1743 – 1794). Tako imenovani »oče moderne kemije« je do tedaj znane elemente razvrstil v štiri kategorije: plini, nekovine, kovine in zemlje. Elemente je razvrstil v tabelo, ki jo je poimenoval »Tabela enostavnih snovi« in je bila tako prva tabela v zgodovini kemije (Grdenić, 2007).

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.		
	Noms nouveaux.	Noms anc. correspond.
Substances simples qui ap- partiennent aux trois ré- gnes, et qu'on peut regarder comme les élé- ments des corps.	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur. Fluide igné. Feu.
	Calorique.....	Matière du feu et de la chaleur.
	Oxygène.....	Air déphlogistiqué. Air empiréal Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofète. Base de la mofète. Gaz inflammable.
	Hydrogène.....	Base du gaz inflammable. Soufre.
Substances simples non métalliques oxydables et acidifiables.	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique.	Inconnu.
	Radical boracique.	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
Substances simples métal- liques oxyda- bles et acidi- fiables.	Cobalt.....	Cobalt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Etain.....	Etain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
	Mercur.....	Mercur.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
Substances simples sali- fiables terreu- ses.	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base d'usel d'Ep- som.
	Baryte.....	Baryte, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vi- trifiable.

Slika 1: Lavoisierjeva tabela kemijskih elementov
(Grdenić, 2007).

Tabela se začneja z »enostavnimi snovmi«. Na prvo mesto je umestil elemente svetlobnih in toplotnih snovi: kisik, dušik in vodik, ki jih je nadomestil z do takrat znanimi tremi elementi – ogenj, zrak in voda. V drugo skupino, imenovano »nekovinske enostavne snovi, ki dajo okside in kisline«, je uvrstil elemente žveplo, fosfor, ogljik in tri radikale – muriatični, fluorov in boraksov. Tretjo skupino, imenovano »kovinske enostavne snovi, ki dajo okside in kisline«, so tvorile polkovine antimon in arzen ter enajst takrat znanih kovin. Apno, magnezij, težka zemlja (barija), glinica (alumina) in kremen (silika) je uvrstil v četrto skupino, imenovano »zemljaste enostavne snovi, ki tvorijo soli«. Zaradi svoje nedoslednosti je Lavoisier uvrstil v svojo tabelo tudi »zemlje«, čeprav ni poznal njihove sestave (Grdenić, 2007).

2.2 NASTANEK TRIAD

Število novoodkritih elementov se je iz leta v leto večalo. Tako je bila potreba po ureditvi elementov v nek sistem vse večja. Prvi, ki se je lotil prave sistematizacije elementov, je bil nemški znanstvenik ter profesor na univerzi v Jeni Johann Wolfgang Döbereiner (1780 – 1849). Med letoma 1817 in 1829 je Döbereiner začel uvrščati elemente s podobnimi lastnostmi v skupine, imenovane TRIADE. V vsaki triadi so bili trije po lastnostih sorodni elementi, na primer: klor, brom in jod ter kalcij, stroncij in barij.

Po njegovem prepričanju je relativna atomska masa srednjega elementa približna aritmetična sredina relativnih atomskih mas ostalih elementov. Tako je na primer v triadi kalcij, stroncij, barij atomska masa stroncija aritmetična sredina med atomsko maso kalcija in barija, torej $(40 + 137)/2 = 88.5$. Podoben vzorec je našel tudi pri trojicah broma, klora in joda. Tudi atomska masa broma je aritmetična sredina vsote mas klora in joda – torej $(35,5 + 126,9)/2 = 81,2$, kar pa je dober približek relativni atomski masi broma (79,9) (Grdenić, 2007).

Ostali znanstveniki so bili mnenja, da gre pri triadah zgolj za naključje.

Element	Lithium	Beryllium	Potassium	Arithmetic mean
Atomic mass	7.0	9.0	11.0	9.0
Element	Lithium	Beryllium	Boron	Arithmetic mean
Atomic mass	7.0	9.0	11.0	9.0
Element	Lithium	Sodium	Potassium	Arithmetic mean
Atomic mass	7.0	23.0	39.0	23.0
Element	Carbon	Nitrogen	Oxygen	Arithmetic mean
Atomic mass	12.0	14.0	16.0	14.0
Element	Calcium	Strontium	Barium	Arithmetic mean
Atomic mass	40.0	87.5	137	88.1
Element	Chlorine	Bromine	Iodine	Arithmetic mean
Atomic mass	35.0	80.0	127.0	80.6

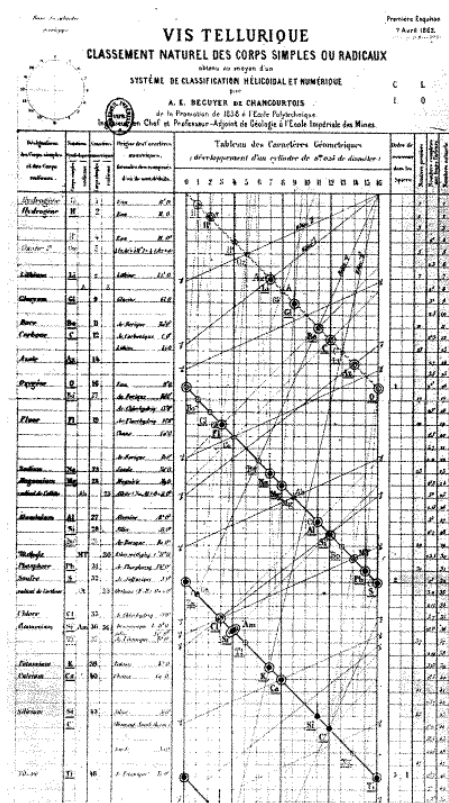
Slika 2: Razporeditev elementov v triade, J.W. Döbereiner.

(https://www.google.si/search?q=d%C3%B6bereiner+triads&biw=1600&bih=791&tbm=isch&tbo=u&source=univ&sa=X&ved=0ahUKEwiJlbGr9ZjMAhUpEpoKHVqsA5EQsAQIHg#imgsrc=VnaI_qNe_RaBwM%3A).

2.3 PRVI POSKUS OBLIKOVANJA PERIODNEGA SISTEMA – SPIRALNI PERIODNI SISTEM

Leta 1862 je francoski mineralog in geolog Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtiois (1820 – 1886) objavil svojo klasifikacijo elementov. Ustvaril je popolnoma delujoč in edinstven sistem organiziranja do tedaj znanih kemijskih elementov. Odvisnost, ki jo je odkril, je prikazal grafično in prostorsko. Simbole elementov je razporejal po spirali, ki se okrog valja spušča od zgoraj navzdol pod kotom 45 °. Obseg osnovnice valja je razdelil na 16 enakih delov. Tako so v prvem zavoju elementi od vodika (1) do kisika (16), v drugem zavoju so elementi do žvepla (32), itd. S tako nastalim zapisom elementov je ugotovil, da se kemijsko podobni elementi pojavljajo eden pod drugim od zavoja o zavoja, na vzporednih navpičnicah

valja. Zaradi zavojev s 16 mest ni bilo vse skupine podobnih elementov na isti črti. A za A.É.B. de Chancourtioisa je bilo pomembno le, da se podobni elementi na spirali pojavljajo periodično. To svojo spiralo je poimenoval »vis tellurique«, kar pomeni »zemeljski vijak« (Grdenić, 2007).



Slika 3: Telurjeva spirala ali »vis Tellurique«

(http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_dat, 2016).

2.4 ZAKON OKTAV

Enega pomembnejših korakov pri sestavi periodnega sistema je leta 1863 naredil angleški kemik John Alexander Reina Newlands (1837 – 1898). Elemente je razporedil po naraščajočih relativnih atomskih masah. V vrsti naraščajočih ekvivalentnih mas je opazil večkratnost števila osem. Elementom je pripisal naslednja števila: vodik 1, litij 2, aluminij 3, bor 4, ogljik 5, dušik 6, kisik 7 in nato je ugotovil, da ima osmi po vrsti, fluor, spet enako valenco kot vodik. Tako je leta 1865 sestavil tabelo iz osmih stolpcov. V vsakem stolpcu je bilo sedem elementov. Stolpce je razporedil vzporedno in tako ugotovil, da se podobni elementi pojavljajo v vodoravnih vrsticah po vsakem osmem elementu. Tako je Newlands ta pojav poimenoval »zakon oktav« (Grdenić, 2007).

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Hg 52
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Tl 53
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	Te 43	Au 49	Th 56

Slika 4: Zakon oktav, J.A.R. Newlands

([https://en.wikipedia.org/wiki/John_Newlands_%28che, 2016\).](https://en.wikipedia.org/wiki/John_Newlands_%28che, 2016).)

3 PERIODNI SISTEM DOBI OBLIKO

3.1 DIMITRIJ IVANOVIČ MENDELEJEV

Nemški kemik Julius Lothar Meyer (1830 – 1895) in ruski profesor kemije Dimitrij Ivanovič Mendelejev (1834 – 1907) sta v letih 1869 in 1870 neodvisno drug od drugega razvijala periodni sistem v tabeli. Oba sta svoje elemente razporejala v tabele na podoben način.

Elemente (do takrat znanih 63 elementov) sta oba razvrstila v periode po njihovih naraščajočih atomskih masah. Mendelejev si je svoje delo olajšal z zlaganjem kartic, na katerih so bila zapisana imena in atomska masa vseh elementov. Tako je ugotovil, da se kemijske lastnosti ponavljajo v konstantnih razmikih, periodah, zato je podobne elemente razvrstil v skupine. Mendelejev je ugotovil, da ponavljanje ni naključno, da obstaja zakon o periodičnosti kemijskih lastnosti v odvisnosti od atomske mase (Grdenić, 2007).

Marca 1869 je Mendelejev uradno predstavil kemikom prvo tabelo, »primer« svojega sistema elementov.

Reden	Gruppe I. R ⁰	Gruppe II. R ⁰	Gruppe III. R ⁰	Gruppe IV. RH ⁴ R ⁰	Gruppe V. RH ⁵ R ⁰	Gruppe VI. RH ⁶ R ⁰	Gruppe VII. RH ⁷ R ⁰	Gruppe VIII. R ⁰
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Ca=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=86	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

Slika 5: Mendelejev periodni sistem elementov

(Grdenić, 2007).

Za svoj sistem elementov je Mendelejev predpostavil naslednje lastnosti in zakonitosti, ki jih je povzel v osmih točkah:

1. Elementi, ki naraščajo po atomski masi, kažejo periodične lastnosti.
2. Elementi, ki so si podobni po svojih kemijskih lastnostih, imajo podobne atomske mase (platina, iridij, osmij), ali pa ji le-te enakomerno naraščajo (kalij, rubidij, cezij).
3. Zaporedje elementov, ali njihovih skupin, po velikosti njihove atomske mase ustreza njihovi tako imenovani valenci, kar se vidi npr. v vrsti Li, Be, B, C, N, O, F ali drugih.

4. Elementi, ki so najbolj razširjeni v naravi, imajo majhno atomsko maso, a močno izrazite lastnosti. To so tipični elementi.
5. Velikost atomske mase določa značilnost elementa.
6. Počakati je potrebno na odkritje novih elementov, ki so podobni aluminiju in siliciju, in imajo atomsko maso med 65 in 75.
7. Potrebo bo popraviti atomsko maso, npr. telurjevo, če poznamo analogne lastnosti elementov.
8. Nekatere enakosti oz. podobnosti med samimi elementi, se lahko odkrivajo s primerjanjem njihovih atomski mas (Grdenić, 2007).

Tabelo sistema, ki jo je Mendelejev, razdeljeno po skupinah, podskupinah in vrstah (periodah), podal na seji Ruskega kemijskega društva, je prvič poimenoval periodni sistem. Na podlagi tega periodnega sistema je Mendelejev napovedal obstoj nekaterih, šele kasneje odkritih elementov. Tako je leta 1870 z vsemi lastnostmi elementov in njihovih spojin napovedal elemente ekasilicija, ekabora in ekakalija, danes nam bolj znanih elementov po imenu germanij, galij in skandij. Prav te napovedi so mu prinesle sloves očeta današnjega periodnega sistema (Grdenić, 2007).

Ekaaluminij (El) Mendelejeva napoved (1870)	Galij (Ga) Lecoqovo odkritje (1875)
Relativna atomska masa 68	Relativna atomska masa 69,72
Kovina	Kovina
Gostota 6,0 g/cm ³	Gostota (trden) 5,904 g/cm ³ Gostota (tekoč) 6,095 g/cm ³
Značilen oster spekter	Odkrit s spektralno analizo
El ₂ O ₃ topen v vodni raztopini KOH	Ga ₂ O ₃ se raztaplja v bazah

Tabela 1: Primerjava napovedi lastnosti ekaaluminija in galija
(Grdenić, 2007).

Ekabor (Eb) Mendelevjeva napoved (1870)	Skandij (Sc) Nilsonovo odkritje (1879)
Relativna atomska masa 45	Relativna atomska masa 45,10
Kovina	Kovina
Ima oster spekter	Najden s spektralno analizo
Klorid EbCl_3 ima molekularni volumen 78 in gostoto klorida $2,0 \text{ g/cm}^3$	Klorid ScCl_3 ima molekularni volumen 63,4 in gostoto klorida $2,38 \text{ g/cm}^3$
Oksid Eb_2O_3 je nehlapen, v vodi netopen, gostota $3,5 \text{ g/cm}^3$	Sc_2O_3 je trden, gostota $3,864 \text{ g/cm}^3$

Tabela 2: Primerjava napovedi lastnosti ekabora in skandija
(Grdenić, 2007).

Ekasilicij (Es) Mendeljejeva napoved (1870)	Germanij (Ge) Winklerjevo odkritje (1886)
Relativna atomska masa 72	Relativna atomska masa 72,59
Siva kovina, z visokim tališčem in gostoto $5,5 \text{ g/cm}^3$	Siva kovina s tališčem 958°C in gostoto $5,36 \text{ g/cm}^3$
Pri segrevanju bo prešel ekasilicij v oksid, EsO_2 , z visokim tališčem in gostoto $4,7 \text{ g/cm}^3$	Germanij reagira s kisikom – GeO_2 , ki ima tališče 1100°C in gostoto $4,7 \text{ g/cm}^3$
Etilspojina bo $\text{Es}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ z vreliščem 160°C in gostoto $0,96 \text{ g/cm}^3$	$\text{Ge}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ ima vrelišče 160°C in gostoto približno $1,0 \text{ g/cm}^3$
EsCl_4 bo hlapna tekočina z vreliščem pod 100°C in gostoto $1,9 \text{ g/cm}^3$	GeCl_4 je hlapna tekočina z vreliščem 83°C in gostoto $1,88 \text{ g/cm}^3$
Pridobiti ga bo možno z reakcijo natrija in K_2EsF_6	Pridobiti ga je možno z reakcijo natrija in K_2GeF_6
Sulfid EsS_2 se raztaplja v amonijevem sulfidu	Sulfid GeS_2 se raztaplja v amonijevem sulfidu

Tabela 3: Primerjava napovedi lastnosti ekasilicija in germanija
(<http://abacus.bates.edu/acad/depts/biobook/Eka-Si.>, 2016).

3.2 LORD RAYLEIGH IN WILLIAM RAMSAY ODKRIJETA ŽLAHTNE PLINE

V letu 1894 se je lord Rayleigh (1842-1919) ukvarjal z merjenjem gostote plinov. Določal je gostoto dušika, potem ko je zraku odvzel kisik, vlago in ogljikov dioksid. S pomočjo

Ramsaya (1852-1916) je pripravil dušik po kemijski poti iz amonijaka in amonijevih soli ter ugotovil, da je liter dušika iz zraka tehtal 1,2572 g, liter dušika iz spojin pa 1,2521 g. Razlike, ki je bila približno 0,5 odstotka, ni znal pojasniti, zato je predvideval, da je v ozračju poleg že določenih in že znanih spojin še nekaj. Rayleigh se je odločil ponoviti Cavendishev poizkus, a v večjem obsegu. Po opravljenem poizkusu je ugotovil, da je preostal približno odstotek prostornine plina, ki ni reagiral s kisikom. Ko je William Crookes (1832-1919) opravil spektralno analizo plina, je odkril veliko število črt, ki niso pripadale niti dušiku, niti kateremukoli drugemu znanemu elementu. Ta plin tudi ni reagiral z nobeno od reaktivnih snovi. Poleg gostote ($1,7836 \text{ g/cm}^3$) je Rayleigh neznanemu plinu določil še specifično toploto pri konstantnem tlaku in konstantno temperaturo. Meseca maja sta Ramsay in Rayleigh na shodu Britanske skupnosti za napredek znanosti predstavila svoje odkritje in prav na tem shodu je novo odkriti plin dobil ime argon, saj argo v grškem jeziku pomeni len, ker je plin kemijsko nereaktiven (Grdenić, 2007).

Leto dni po odkritju argona je Ramsay prepoznal plin, ki se je sproščal pri raztapljanju uranovih mineralov. Ta plin so poimenovali helij. Po letu 1898 je Ramsay odkril še kripton, neon in ksenon. Leta 1900 je iz radioaktivnega radijevega bromida nastal plin, ki so ga poimenovali radon. Te novoodkrita elemente so znanstveniki umestili v novo skupino. Tako je nastala VIII. skupina periodnega sistema, skupina žlahtnih plinov (Grdenić, 2007).

3.3 MOSELEYEVA DOLOČITEV ZAPOREDJA S POMOČJO RENTGENSKIH ŽARKOV IN WERNERJEV PERIODNI SISTEM

Med letoma 1913 in 1914 je angleški fizik Henry G.J. Moseley (1885-1915) naredil nov korak k razjasnitvi vzroka periodičnosti kemijskih lastnosti elementov. Moseley je spektre karakterističnih rentgenskih žarkov raziskoval z metodo selektivne refleksije na kristalu. S pomočjo rentgenskih spektrov je določil zaporedje elementov, glede na naboj atomskega jedra; ta pa sovpada z vrstnim številom elementov periodnega sistema. S to metodo je Moseley potrdil upravičenost Mendelejeve zamenjave mest nekaterih elementov v periodnem sistemu (Grdenić, 2007).

Alfred Werner (1866-1919) je bil zadnji, ki je dodatno pripomogel k razvoju periodnega sistema elementov. Dejansko ga je zaključil ter ga naredil takšnega, kot ga danes poznamo in uporabljamo. Mendelejevo tabelo s kratkimi in dolgimi periodami je predelal v preglednejšo tabelo z dolgimi periodami (Grdenić, 2007).

4 ZGRADBA PERIODNEGA SISTEMA

4.1 PERIODE

Vodoravni nizi elementov v periodnem sistemu predstavljajo periode. Vseh period je sedem in so označene z arabskimi številkami od 1. do 7. Zaporedno število elementov v periodah narašča od leve proti desni in zato se pri vsakem naslednjemu elementu, število elektronov poveča za ena. Prav zaradi tega se elementi v isti periodi razlikujejo po lastnostih. Vsaka perioda se začne z alkalijskim elementom, ki ima en valenčni elektron, in se konča z žlahtnim plinom (Schröter, et al., 1993).

Periode sistema obsega sedem period, ki pa vsebujejo različno število elementov.

Ime periode	Število elementov v periodi	Vrstno število elementov	Simboli elementov
Predperioda	2 elementa $2 = 2 \times 1^2$	1 in 2	H in He
1 kratka perioda	8 elementov $8 = 2 \times 2^2$	3 do 10	Li do Ne
2 kratka perioda	8 elementov $8 = 2 \times 2^2$	11 do 18	Na do Ar
a) dolga perioda	18 elementov $18 = 2 \times 3^2$	19 do 36	K do Kr
b) dolga perioda	18 elementov $18 = 2 \times 3^2$	37 do 54	Rb do Xe
3 dolga perioda	32 elementov $32 = 2 \times 4^2$	55 do 86	Ce do Rn
4 dolga perioda	32 elementov $32 = 2 \times 4^2$	87 do 118	Fr do Uuo

Tabela 4: Poimenovanje period glede na število elementov v posamezni periodi
(Kač, 2004).

4.1.1 Predperioda

V prvi lupini, ki vsebuje le eno orbitalo, imenovano 1s orbitala, sta lahko prisotna največ dva elektrona. Zato ima 1. perioda prisotna dva elementa, vodik (H) in helij (He) in se imenuje predperioda (Kač, 2004).

4.1.2 Kratke periode

Med kratke periode uvrščamo 2. in 3. periodo. V kratkih periodah so elementi, kjer so postopoma zasedene po ena orbitala s in po tri p, skupaj torej štiri orbitale. V vsaki orbitali sta lahko po največ dva elektrona. Tako je v obeh kratkih periodah po 8 elementov (Kač, 2004).

4.1.3 Dolge periode

V 1. in 2. dolgo periodo uvrščamo elemente, kjer imamo poleg 1s orbitale in 3p orbital še 5 orbital 3d oz. 4d. Tako se skupno zapolni 9 orbital z 18 elektroni, zato je teh periodah 18 elementov (Kač, 2004).

V 3. in 4. periodi pa se poleg zgoraj omenjenih orbital polnijo še 7 orbital 4f oz. 5f s 14 elektroni, kar znaša 32 elementov (Kač, 2004).

4.2 SKUPINE

Navpične kolone oz. nize elementov periodnega sistema imenujemo skupine, ki jih označujemo z rimskimi številkami. Vseh skupin je osemnajst. Elementom I. do VIII. skupine pravimo reprezentativni elementi, saj imajo atomi iste skupine v zunanji lupini enako število elektronov in zato imajo ti elementi podobne lastnosti ter so kemično sorodni (Schröter, et al., 1993).

V periodnem sistemu razlikujemo med glavnimi in stranskimi skupinami, tako ima standardni periodni sistem 18 skupin. Izmed teh 18 skupin obstaja 8 skupin, ki jih imenujemo glavne skupine – to so skupine 1, 2 in skupine 13-18 ter 10 stranskih skupin, med katerimi najdemo tudi lantanide in aktinide (https://de.wikipedia.org/wiki/Gruppe_des_Periodens, 2016).

Elemente od I. do VIII. skupine imenujemo tudi reprezentativni elementi, ki so sestavljeni iz s-bloka s konfiguracijo valenčnih elektronov s^1 in s^2 ter p-bloka s konfiguracijo valenčnih elektronov od s^2p^1 do s^2p^6 . Glavna značilnost s-bloka je ta, da so znotraj njega elektropozitivne kovine, ki svoj valenčni elektron zlahka oddajo. Elementi v p-bloku so si

Ločimo pa še f-blok, katerih elementi se polnijo s 4f in 5f-orbitalami. Elementi f-bloka se pričnejo v 6. periodi III. stranske skupine z elementom lantan in se imenujejo lantanoidi oz. v 7. periodi III. stranske skupine z elementom aktinij in se imenujejo aktinoidi. Elementi tega bloka so manj pomembni, a obstaja nekaj izjem, kot npr. element uran, ki je bistveno zaznamoval razvoj znanosti (Drofenik, 2013).

Slika 6: Periodni sistem elementov
(Drofenik, 2013).

Vsaka skupina periodnega sistema pa ima tudi svoje ime:

IUPAC (aktualno poimenovanje)	Ime skupine PSE	Pripadnost skupine	CAS	IUPAC (staro poimenovanje)
1. skupina	Alkalijske kovine ali litijeva skupina	1. glavna skupina	IA	IA
2. skupina	Zemljoalkalijske kovine ali berilijeve skupina	2. glavna skupina	IIA	IIA
3. skupina	Skandijeva skupina	3. stranska skupina	IIIB	IIIA
4. skupina	Titanova skupina	4. stranska skupina	IVB	IVA
5. skupina	Vanadijeva skupina	5. stranska skupina	VB	VA
6. skupina	Kromova skupina	6. stranska skupina	VIB	VIA
7. skupina	Manganova skupina	7. stranska skupina	VIIB	VIIA
8. skupina	Železova skupina	8. stranska skupina	VIIIB	VIIIA
9. skupina	Kobaltova skupina	8. stranska skupina	VIIIB	VIIIA
10. skupina	Nikljeva skupina	8. stranska skupina	VIIIB	VIIIA
11. skupina	Bakrova skupina	1. stranska skupina	IB	IB
12. skupina	Cinkova skupina	2. stranska skupina	IIB	IIB
13. skupina	Borova skupina	3. glavna skupina	IIIA	IIIB
14. skupina	Ogljikova skupina	4. glavna skupina	IVA	IVB
15. skupina	Pniktogeni ali dušikova skupina	5. glavna skupina	VA	VB
16. skupina	Halkogeni ali kisikova skupina	6. glavna skupina	VIA	VIB
17. skupina	Halogeni ali fluorova skupina	7. glavna skupina	VIIA	VIIB
18. skupina	Žlahtni plini ali neonova skupina	8. glavna skupina	VIIIA	VIIIB

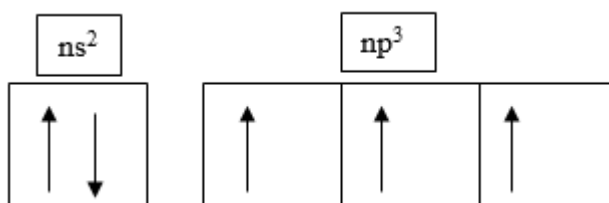
Tabela 5: Skupine periodnega sistema
(https://de.wikipedia.org/wiki/Gruppe_des_Periodens, 2016).

5 V. SKUPINA PERIODNEGA SISTEMA

V. skupino ali t.i. dušikovo skupino sestavljajo elementi dušik (N), fosfor (P), arzen (As), antimon (Sb) in bizmut (Bi). Za to skupino je predvsem značilno, da se lastnosti elementov znotraj skupine popolnoma spremenijo. Elementa dušik in fosfor sta najpomembnejša elementa V. skupine, saj sta pomembna za rast rastlin in sta glavni sestavni element umetnih gnojil. Dušik in fosfor sta najlažja elementa v skupini in imata izrazito nekovinske lastnosti, arzen in antimon sta polkovini, medtem ko je bizmut kovina. Tudi oksidi elementov imajo različne lastnosti; tako so oksidi dušika in fosforja kisli, arzen in antimon tvorita amorfne okside, bizmut pa tvori bazične okside (Drofenik, 2013).

5.1 STRUKTURA IN ZNAČILNOSTI ELEMENTOV V. SKUPINE

Elektronska konfiguracija izoliranih atomov je ns^2np^3 , kjer n pomeni zaporedno število periode:



Slika 7: Elektronska konfiguracija V. skupine
(Drofenik, 2013).

	N	P	As	Sb	Bi
Vrstno število	7	15	33	51	83
Relativna atomska masa	14,01	30,97	74,92	121,75	208,98
Tališče (°C)	-209,99	44,1 (beli)	817 (40 bar)	631	271
Vrelišče (°C)	-195,82	280 (beli)	610	1440	1420
Razširjenost v zemeljski skorji (%)	0,03	0,09	0,00055	0,000065	0,00002
Gostota (g/cm³ pri 20 °C)	(0,96) ²	1,82 (beli)	5,72	6,68	9,80

Tabela 6: Glavne lastnosti V. skupine
(Lazarini & Brenčič, 1984).

Za elemente V. skupine je značilno:

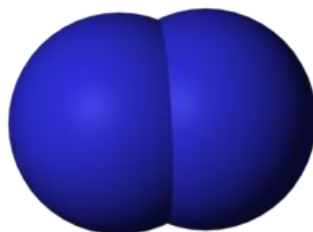
- tvorba kovalentnih spojin,
- tvorba oksidacijskih števil od -3 do +5,
- po skupini navzdol se večja njihov kovinski značaj, kar je najbolj razvidno iz same zgradbe elementov: dušik je plin, fosfor je trdna nekovina, bizmut je kovina s sijajem,
- po skupini raste bazičnost oksidov – fosforjev (III) oksid je kisel, arzenov (III) oksid in antimonov (III) oksid sta amfotermna, bizmutov (III) oksid je bazičen,
- kovalentni radiji atomov rastejo z različnim atomskim številom (Atkins, et al., 1997).

5.2 ELEMENTI

5.2.1 Dušik

Dušik (latinsko ime nitrogenium) je brezbarven plin, brez vonja in okusa, s simbolom N v periodnem sistemu. Je kemijsko precej nereaktivna dvoatomna molekula (N_2). (Atkins, et al., 1997).

Kar 78 odstotkov našega ozračja sestavlja dušik, a le okrog 0,33 % je delež dušika v človeku dostopnem delu zemlje (Drofenik, 2013).



Slika 8: Kalotni model molekule dušika (N_2)

(https://sl.wikipedia.org/wiki/Dvoatomna_molekula#/media/File:Nitrogen-3D-vdW.png).

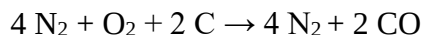
5.2.1.1 Odkritje in ime

Čeprav se je kar nekaj kemikov ukvarjalo z dušikom, za odkritelja dušika označujemo britanskega kemika Daniela Rutherforda. Leta 1772 je odkril dušik, ko je preiskoval plin, ki nastane iz zraka pri gorenju, ko je z absorpcijo v alkalni raztopini iz njega odstranil ogljikov dioksid. Slovensko ime za dušik izhaja iz grške besede *azotikos*, ki pomeni dušljiv plin, ki ne vzdržuje življenja (Lazarini & Brenčič, 1984).

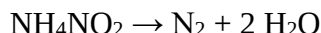
5.2.1.2 Pridobivanje

Dušik pridobivamo:

- z vezavo zračnega kisika z ogljikom, kjer ta postopek uporabljamo zlasti pri sintezi amonijaka:



- v laboratoriju ga v majhnih količinah pridobivamo s segrevanjem vodne raztopine amonijevega nitrata(III) do 80 °C:



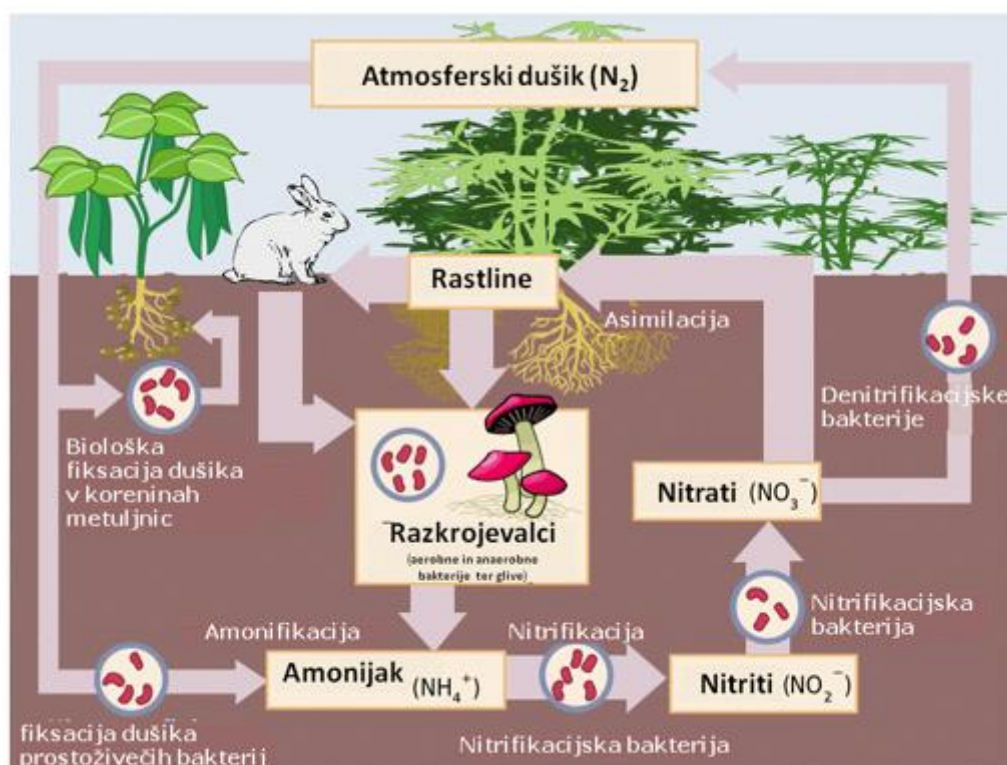
- v industrijskem merilu ga pridobivamo s frakcionirano destilacijo utekočinjenega zraka tako, da zrak najprej utekočinimo, nato pa z izparevanjem ločujemo posamezne sestavine med seboj po vrelišču (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.2.1.3 Uporaba dušika

Dušik uporabljamo v različnih industrijah za različne namene. Tako ga npr. v kemijski industriji uporabljamo za pridobivanje amonijaka s Haber-Boschevim postopkom. Tako pridobljen amonijak pa največkrat uporabljamo za izdelavo umetnih gnojil. V živilski industriji ga uporabljamo za konzerviranje in podaljševanje roka trajanja žil; v naftni industriji ga uporabljamo za čiščenje cevovodov, za vzdrževanje tlaka v rezervoarjih za nafto in plin, za izdelavo zaščitnih slojev različnih rezervoarjev; pri obdelavi kovin in kovinski industriji ga uporabljamo kot čistilni plin pri varjenju cevi iz nerjavečega jekla, ali pa samo kot zaščito kovin, kot so jeklo, baker in aluminij (www.istrabenzplini.si/sl/products.cp2?cid=D, 2016).

Dušik pa še uporabljamo za transport ter za kemijsko obdelavo hitro vnetljivih in na kisik občutljivih snovi, npr. za izdelavo poliamidnih vlaken (Schröter, et al., 1993).

5.2.1.4 Kroženje dušika



Slika 9: Kroženje dušika

(https://sl.wikipedia.org/wiki/Kro%C5%BEnje_du%C5%A1ika, 2016).

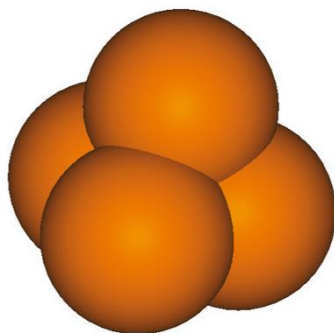
Dušik neprestano kroži med zrakom, prstjo, živalmi in rastlinami. To kroženje imenujemo dušikov cikel ali dušikovo kroženje. Je element, ki je prisoten v vsakem organizmu, in je potreben za sintezo aminokislin, ki tvorijo beljakovine.

Dušik kot glavni gradnik atmosfere je v tej obliki neuporaben za večino živih bitij, razen za nekatere alge ali bakterije. Rastline vsrkajo dušik iz prsti v oblikah mineralnih snovi, tako potem človek in živali zadovoljijo potrebo po dušiku z rastlinskimi beljakovinami, ki jih preoblikujejo v lastne. V prst nazaj se dušik izloča v obliki aminokislin in sečnine; pri razkroju mrtvih bitij pa se sprošča v obliki amonijaka in amonijevih soli. Bakterije te snovi preko nitritov pretvorijo v nitrato ali plinast dušik

(<https://www.lernhelfer.de/schuelerlexikon/chemie/a>, 2016).

5.2.2 Fosfor

Fosforja je v naravi okoli 0,07%. Beseda fosfor izhaja iz grške besede phosphoros in pomeni nosilec svetlobe. Fosfor tvori oksidacijska števila od -3 do +5. Leta 1669 ga je odkril alkimist Hennig Brand (Schröter, et al., 1993).



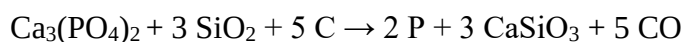
Slika 10: Kalotni model molekule fosforja (P₄)
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html).

5.2.2.1 Nahajališče

Fosfor se v naravi nahaja le v obliki soli zaradi svoje velike afinitete do kisika. Najbolj razširjeni naravni fosfati so: fosforit, apatit, vivianit, vaveli in monaciat. Fosfor je tudi del mnogih železovih rud (Šarić-Medić, et al., 2002).

5.2.2.2 Pridobivanje

Industrijsko pridobivamo fosfor iz fosfatov v elektropečeh pri 1400 °C z redukcijo s koksom v prisotnosti silicijevega oksida:



Pri hitrem hlajenju par fosforja z mrzlo vodo nastane beli fosfor. Pri segrevanju belega fosforja v zaprtem sistemu, brez prisotnosti kisika na 200–300 °C, pa nastane manj reaktiven in nestrupen rdeči fosfor (Schröter, et al., 1993).

Pri segrevanju belega fosforja pod velikim tlakom (10⁹ Pa) pa nastane črni fosfor (Brenčič & Lazarini, 1997).

5.2.2.3 Kemična sestava in lastnosti fosforja

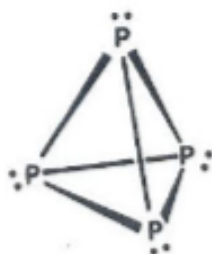
Fosfor obstaja v treh različnih modifikacijah. Ločimo beli fosfor, rdeči fosfor in črni fosfor.

Lastnosti	Beli fosfor	Rdeči fosfor	Črni fosfor
Barva	Bela	Rdeča do vijolična	Sivo črna
Kovinskost	Nekovinski	Nekovinski	Nekovinski
Tališče	44 °C	589,5 – 620 °C	-
Gostota pri 20 °C	1,82 g/cm ³	2,20 - 2,36 g/cm ³	2,7 g/cm ³
Vonj	Po česnu	Brez vonja	Brez vonja
Strupenost	Zelo strupen	Nestrupen	Nestrupen
Topnost v CS ₂	Lahko topen	Netopen	Netopen

Tabela 7: Lastnosti fosforja

(Schröter, et al., 1993).

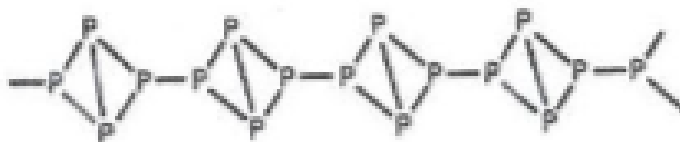
Kristalna struktura belega fosforja vsebuje štiriatomne molekule P₄, ki imajo obliko tetraedra, saj je vsakem oglišču atom, vsak atom pa je povezan s tremi sosednjimi atomi (Brenčič in Lazarini, 1997).



Slika 11: Zgradba belega fosforja

(Drofenik, 2013).

Pri segrevanju belega fosforja se prekine ena vez P v P₄ tetraedru, nastali deli pa se med seboj povežejo v dolge verige. Vijoličasti fosfor ima verižno strukturo (Brenčič in Lazarini, 1997).



Slika 12: Zgradba črnega fosforja

(Drofenik, 2013).

5.2.2.4 Uporaba

Belega fosforja ne uporabljamo samo za pridobivanje rdečega in črnega fosforja, ampak ga uporabljamo predvsem zaradi njegove vnetljivosti in dolgotrajnega gorenja za vojaške namene. V preteklosti so z njim polnili zažigalne bombe, s katerimi so netili požare predvsem med 2. svetovno vojno. Dandanes ga uporabljamo tudi za izdelavo fosforne kisline, umetnih gnojil, čistil in drugih substanc (https://sl.wikipedia.org/wiki/Beli_fosfor, 2016).

5.2.3 Arzen

Arzen je kemijski element periodnega sistema s simbolom As, ki ima vrstno število 33 in relativno atomsko maso 74,92. Arzen je znan metaloid, ki ga uporabljamo v različnih pesticidih, herbicidih, insekticidih, številnih zlitinah, v številnih mineralih, v kombinaciji z žveplom in kovinami (<https://sl.wikipedia.org/wiki/Arzen>, 2016).

Arzena je v naravi približno 0,0003 %, njegova oksidacijska števila pa so -3, +3 in +5 (Schröter, et al., 1993).



Slika 13: Arzen
(Gray, 2012).

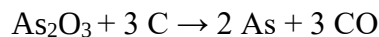
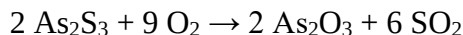
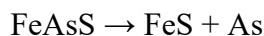
5.2.3.1 Nahajališča arzena

Arzen redko najdemo v elementarni obliki, v glavnem ga najdemo v obliki sulfidov. Arzen spremlja mnoge kovinske sulfide, zato tudi večina kovin, ki jih pridobivamo in sulfidov, vsebujejo arzen, npr. cink, svinec, bizmut,...(Schröter idr., 1993).

V naravi pa najdemo predvsem ogromno arzenovih mineralov. Najvažnejši so arzenopirit (FeAsS), avripigment As_2S_3 , realgar (As_4S_4) in arzenolit (As_2O_3) (Drofenik, 2013).

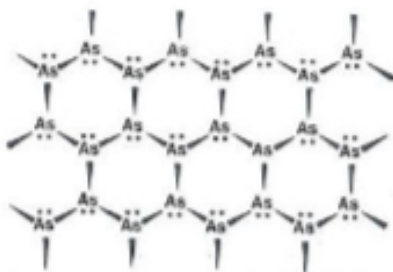
5.2.3.2 Pridobivanje

Po Drofeniku (2013) arzen najenostavnejše pridobivamo s segrevanjem arzenopirita ali pa s praženjem sulfidov in z redukcijo nastalega oksida z ogljem:



5.2.3.3 Alotropske modifikacije arzena

Tako kot fosfor ima tudi arzen več alotropnih modifikacij. Najobstojnejša modifikacija arzena je heksagonalni sivi arzen, ki ima kovinski sijaj in polprevodniške lastnosti. Njegova kristalna struktura je plastovita, sorodna obliki črnega fosforja (Brenčič & Lazarini, 1997).



Slika 14: Arzen

(Lazarini & Brenčič, 1984).

Pri segrevanju sivi arzen sublimira. Tako arzenove pare postanejo svetlo rumene. Pare vsebujejo molekule arzena, ki imajo tetraedrično zgradbo. Pri hitrem hlajenju arzenovih par s tekočim dušikom nastane kubični rumeni arzen, s približno trikrat manjšo gostoto od sivega. Arzenove molekule so majhne in zato neobstoje (v primerjavi s fosforjem) ter razpadejo že pod vplivom svetlobe, pri čemer nastane sivi arzen (Brenčič & Lazarini, 1997).

5.2.4 Antimon

Antimon je kemijski element periodnega sistema s simbolom Sb, ki ima vrstno število 51 in relativno atomsko maso 121,75. Je polkovina, ki ima tališče pri 630,7 °C in vrelišče pri 1750 °C. Antimon je krhka kovina, ki dobro prevaja električni tok (Kač, 2004).

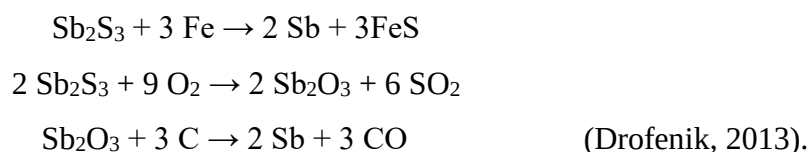
V naravi ga je približno 0,00003 %, njegova oksidacijska števila pa so -3, +3 in +5 (Schröter, et al., 1993).



Slika 15: Antimon
(Gray, 2012).

5.2.4.1 Pridobivanje antimona

Antimon pridobivamo iz sulfidnih rud, kot sta antimonit (Sb_2S_3) in antimonov sijajnik z metalurškimi postopki. Rudo talimo v loncu v plamenskih pečeh:



5.2.4.2 Alotropske modifikacije arzena

Poznamo dve alotropski modifikaciji antimona. Rumeni antimon je zelo nestabilen in nekovinski, medtem ko je sivi antimon polkovinski in prevaja električni tok (Drofenik, 2013).

5.2.4.3 Uporaba

Arzen uporabljamo predvsem pri izdelavi zlitin, saj je njegova glavna lastnost, da zmehča zlitine. Uporabljamo ga tudi v polprevodniški tehniki za izdelavo IR detektorjev in svetlečih diod (Drofenik, 2013).

5.2.5 Bizmut

Bizmut je kemijski element periodnega sistema s simbolom Bi, ki ima vrstno število 83 in relativno atomsko maso 208,98. Je rdečkasto bela/srebrna krhka kovina z gostoto $9,747 \text{ g/cm}^3$, tališčem $271,3 \text{ °C}$ in vreliščem pri okoli 1560 °C (Kač, 2004).



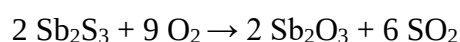
Slika 16: Bizmut

(<https://sl.wikipedia.org/wiki/Bizmut>).

5.2.5.1 Nahajališča in pridobivanje bizmuta

Glavna nahajališča bizmuta so v Boliviji, Peruju in Mehiki, na evropskih tleh pa v Španiji, najdemo ga pa tudi na ozemlju bivše Jugoslavije, na Kosovu. (Lazarini in Brenčič, 1984)

Pridobivamo ga iz sulfidnih rud, kot sta bizmutov sijajnik in bizmutov oker, s praženjem sulfidov in redukcijo oksidov.



5.2.5.2 Lastnosti in uporaba bizmuta

Bizmut je rdečkasto srebrna kovina. Je diamagnetna kovina, ki je žlahtnejša od vodika in se ne raztoplja v razredčeni klorovodikovi in žveplov-(VI) kislini. Dobro je topna v dušikovi (V) kislini, kjer se razvija v dušikov oksid (Schröter, et al., 1993).

Zgradba kristalne mreže je podobna kot pri arzenu in antimonu, razlika je le ta, da so razdalje med plastmi manjše (Lazarini & Brenčič, 1984).

Bizmut se uporablja za pripravo lahko taljivih zlitin s tališčem 60 °C, uporablja se lahko za varovalke in za odlitke lesenih predmetov. (Drofenik, 2013).

Uporabljamo ga tudi za v kozmetiki, saj iz bizmutovega oksoklorida izdelujejo lesketajoč beli lak za nohte. Uporablja se v lovstvu za naboje, ki so bolj okolju prijazni kot svinčevi, ter v pirotehniko za rakete (Gray, 2012).

5.3 OKSIDI IN OKSOKISLINE ELEMENTOV V. SKUPINE

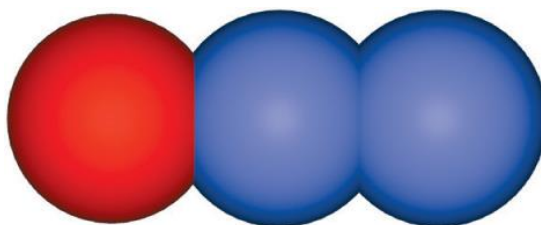
5.3.1 Dušikovi oksidi

Formula	Ime	Oksidacijsko število	Fizikalno stanje pri 25 °C in 1 atm	Vpliv vode
N ₂ O	Didušikov oksid	+1	Plin	Netopen
NO	Dušikov oksid	+2	Plin	Netopen
N ₂ O ₃	Didušikov trioksid	+3	Disociira na NO + NO ₂	Kisel – HONO
NO ₂	Dušikov dioksid	+4	Plin: 2NO ₂ ↔ N ₂ O ₄	Kisel – HONO in HONO ₂
N ₂ O ₅	Didušikov pentoksid	+5	Trden	Kisel - HONO ₂

Tabela 8: Lastnosti dušikovih oksidov
(Atkins, et al., 1997).

5.3.1.1 Didušikov oksid (N₂O)

Didušikov oksid ali N₂O z relativno molekulsko maso $M_r = 44$, je brezbarven plin, v vodi topen plin, ki je nestrupen in ima tališče pri -91 °C in vrelišče -88 °C. Didušikov oksid so nekoč zaradi njegovega fiziološkega efekta, ki ga povzroča, imenovali tudi smejalni plin, saj je eden prvih uporabljenih anestetikov, ki se ga v zmesi s kisikom še dandanes uporablja za ublažitev porodnih bolečin (Drofenik, 2013).



Slika 17: Kalotni model molekule didušikovega oksida (N₂O)
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html) (Založništvo Jutro, brez datuma).

Didušikov oksid nastane pri segrevanju mešanice amonijevega sulfita in nartijevega nitrata:

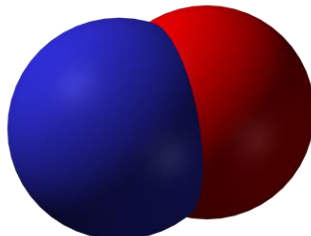


Didušikov oksid je pri sobni temperaturi nereaktiven plin, ne reagira s halogeni, alkalijskimi kovinami, niti z ozonom. Pri višjih temperaturah razpade na kisik in dušik, zato vzdržuje gorenje organskih snovi. V didušikovem oksidu gorijo žveplo, ogljik in alkalijske kovine (Lazarini & Brenčič, 1984).

Zaradi svoje nereaktivnosti, plin brez barve, okusa in vonja, se uporablja kot potisni plin za nekatere vrste konzervirane hrane v pločevinkah (Atkins, et al., 1997).

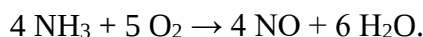
5.3.1.2 Dušikov oksid (NO)

NO ali dušikov(II) oksid je brezbarven, zelo strupen plin, ki je v vodi slabo topen in hitro zreagira s kisikom v rjavkaste pare (Drofenik, 2013).

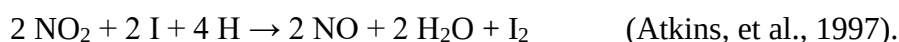


Slika 18: Kalotni model molekule dušikovega oksida (NO)
(https://sl.wikipedia.org/wiki/Du%C5%A1ikov_oksid).

Industrijsko ga pridobivamo z oksidacijo amoniaka:

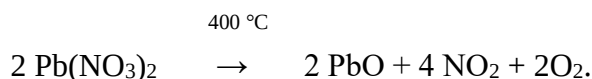


V laboratoriju pa z redukcijo nitrata (III) s kalcijevim jodidom:

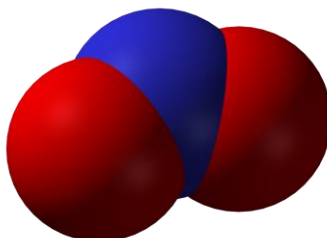


5.3.1.3 Dušikov dioksid (NO₂)

Dušikov dioksid ali dušikov(IV) oksid je plin temnorjave barve, je strupen in daje smogu rjavkasto barvo. Dušikov dioksid dobimo s segrevanjem trdega svinčevega(II) nitrata(V):



Dušikov dioksid reagira z vodo, pri čemer nastane zmes dušikove-(III) kisline in dušikove-(V) kisline:



Slika 19: Kalotni model molekule dušikovega dioksida (NO₂)
(https://sl.wikipedia.org/wiki/Du%C5%A1ikov_oksid#/media/File:Nitrogen-dioxide-3D-vdW.png).

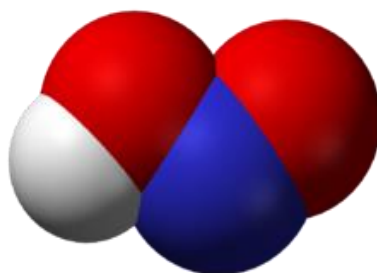
5.3.1.3.1 *Smog*

Beseda smog je skovanka iz dveh angleških besed – besede **smoke**, ki pomeni dim, in besede **fog**, ki pomeni megla – in pomeni močno onesnažen zrak z izparinami in meglo. Smog nastaja po večini v gosto poseljenih industrijskih območjih. Razlikujemo med dvema različnima smogoma. Prvi se imenuje *londonski smog*, za katerega je značilna megla, ki je pomešana z žveplovim dioksidom in delci; drugo vrsto smoga pa imenujemo *fotosmog*, ki nastaja npr. v Los Angelesu, in za katerega je značilno, da z učinkovanjem svetlobe na žveplov dioksid, dušikove okside in ogljikovodike, ki so v zraku, nastanejo nevarne snovi, kot so formaldehid, akrolein, ozon in druge (Kač, 2004).

5.3.2 Dušikove oksokisliline

5.3.2.1 Dušikova(III) kislina (HNO_2)

Dušikovo(III) kislino, pridobivamo iz nitratov(III) z močnimi kislinami ali pa z uvajanjem zmesi dušikovega oksida in dušikovega dioksida v molskem razmerju 1:1 v vodo:



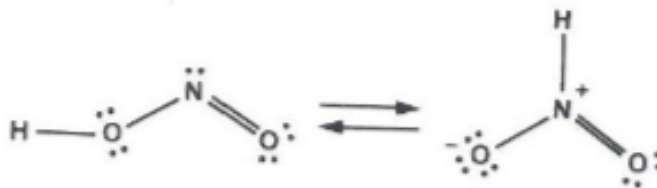
Slika 20: Kalotni model molekule dušikove(III) kisline

<https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/d/d3/Trans-nitrous-acid-3D-vdW.png/240px-Trans-nitrous-acid-3D-vdW.png>.

Dušikova(III) kislina obstoja v plinasti fazi v razredčeni vodni raztopini. Pri segrevanju razpada:



Znani pa sta tudi dve tautomerni obliki dušikove(III) kisline:

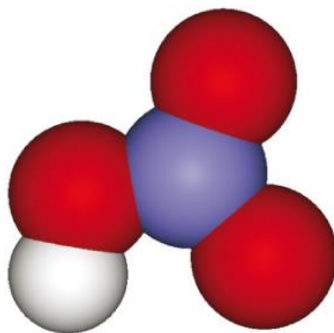


Slika 21: Tavtomerni obliki dušikove(III) kisline
(Lazarini & Brenčič, 1984).

Dušikova(III) kislina je šibka kislina, ki ima v enaki meri izražene redukcijske in oksidacijske lastnosti, reagira s hidroksidi in karbonati tako, da nastanejo nitrati(III) (Lazarini & Brenčič, 1984).

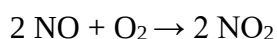
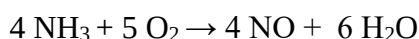
5.3.2.2 Dušikova(V) kislina (HNO_3)

Dušikova(V) kislina je najpomembnejša dušikova kislina. Je rahlo viskozna, brezbarvna tekočina, ki ima tališče pri $-41,6\text{ }^{\circ}\text{C}$, vrelišče pri $84,1\text{ }^{\circ}\text{C}$ in gostoto $1,522\text{ g/cm}^3$ (Drofenik, 2013).



Slika 22: Kalotni model molekule dušikove(V) kisline
http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3.

Znan je postopek pridobivanja dušikove(V) kisline preko NO, ki ga dobimo z oksidacijo amonijaka pri $850\text{ }^{\circ}\text{C}$ in 5 bar s platinskim katalizatorjem. NO se naknadno oksidira v NO_2 , ki je mešan anhidrid, in se veže z vodo. Ta postopek imenujemo tudi Wilhelm-Oswaldov postopek;



Končna reakcija sinteze: $4\text{ NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{ HNO}_3$ (Drofenik, 2013).

5.3.3 Fosforjevi oksidi

Fosfor tvori več oksidov in oksospojnin v katerih ima različna oksidacijska števila.

+1	+2	+3	+4	+5	+6
		P ₄ O ₆	(PO ₂) _x	P ₄ O ₁₀	
H ₃ PO ₂	H ₄ P ₂ O ₄	(HPO) _{2x}		(HPO ₃) _x	
		H ₃ PO ₃		H ₃ PO ₄	H ₃ PO ₅
		H ₄ P ₂ O ₅	H ₄ P ₂ O ₆	H ₄ P ₂ O ₇	H ₄ P ₂ O ₈

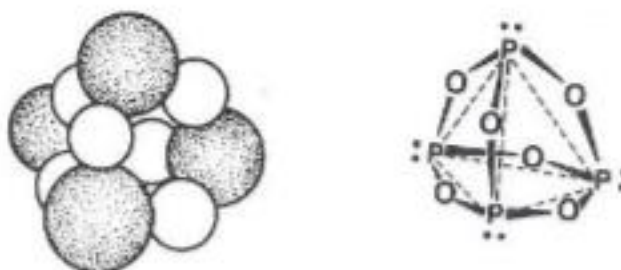
Tabela 9: Spojine fosforja s kisikom
(Drofenik, 2013).

5.3.3.1 Fosforjev(III) oksid (P₄O₆)

Fosforjev(III) oksid je bela voskasta kristalična snov, s tališčem pri 22,5 °C in vreliščem pri 173,1 °C. Fosforjev(III) oksid nastane, če pri gorenju fosforja dovajamo razmeroma majhne količine kisika in je temperatura reakcije relativno nizka. Reakcija je močno eksotermna.



V molekuli P₄O₆ so fosforjevi atomi razporejeni v ogliščih tetraedra, kisikovi atomi pa povezujejo po dva atoma fosforja in so nad robovi tetraedra. Vsak fosforjev atom je vezan na tri kisikove atome in ima nevezni elektronski par (Lazarini & Brenčič, 1984).



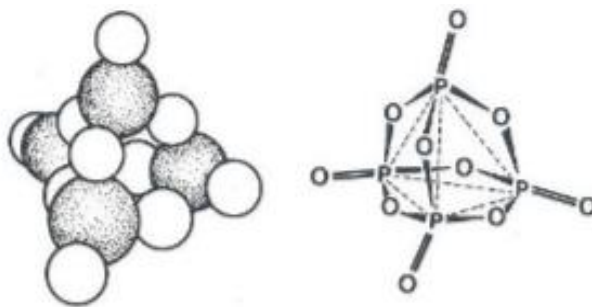
Slika 23: Model strukturne formule P₄O₆ formule
(Lazarini & Brenčič, 1984).

5.3.3.2 Fosforjev(V) oksid (P₄O₁₀)

Pri nadaljnjem gorenju fosforjevega(III) oksida, v prisotnosti kisika dobimo fosforjev(V) oksid, ali P₄O₁₀.



Struktura molekule P₄O₁₀ je podobna strukturi P₄O₆, le da je na vsak atom fosforja vezan kisikov atom z dvojno vezjo (Drofenik, 2013).



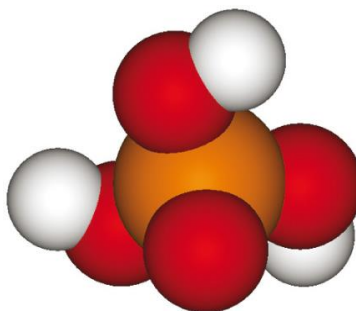
Slika 24: Model strukturne formule P_4O_{10}
(Lazarini & Brenčič, 1984).

Fosforjev(V) oksid je močno higroskopen, bel prah, ki se z vodo burno spaja v različne kisline, in ga uporabljamo kot sušilno sredstvo (Schröter, et al., 1993).

5.3.4 Oksokisline fosforja

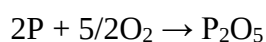
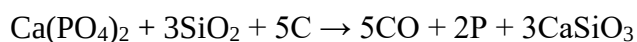
5.3.4.1 Fosforjeva(V) kislina (H_3PO_4)

Fosforjeva(V) kislina je kristalična snov, ki je brez barve in se v vsakem razmerju meša z vodo. Tališče ima pri 42,35 °C in gostoto 1,88 g/cm³. Fosforjevo(V) kislino pridobivamo z dodajanjem vode fosforjevemu(V) oksidu ali s hidrolizo fosforjevega pentakloridira:



Slika 25: Kalotni model molekule fosforjeve(V) kisline
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

Tehnološki postopek pridobivanja fosforjeve(V) kisline je povezan z redukcijo kalcijevega fosfata do belega fosforja v elektropečeh ter njegovo oksidacijo in vezavo vode:



Fosforjevo(V) kislino uporabljamo za fosfatiranje železa in cinka, uporabljamo pa jo tudi za raztopine za elektrolitsko in kemično poliranje kovin, za pridobivanje umetnih gnojil ter za premaz kovinskih površin proti rjavenju, za izdelovanje katalizatorjev in farmakov. Vsem najbolj znana pa je kot uporaba pri pripravi osvežilnih pijač, katerim izboljša okus (Drofenik, 2013).

5.3.4.2 Ostale fosforjeve oksokisline

- Difosforjeva(V) kislina ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$).
- Peroksofosforjeva(V) kislina (H_3PO_5).
- Peroksodifosforjeva(V) kislina ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$).
- Difosfirjeva(IV) kislina ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$).
- Fosforjeva(III) kislina (H_3PO_3).
- Fosforjeva(I) kislina (H_3PO_2) (Drofenik, 2013).

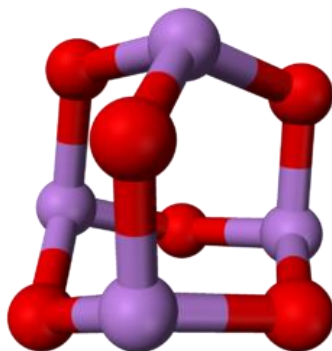
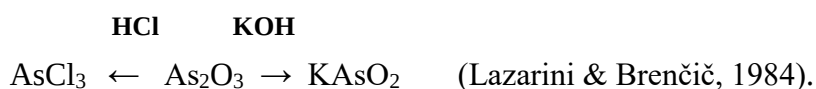
5.3.5 Oksidi, oksosoli in spojine arzena, antimona in bizmuta

5.3.5.1 Arzenove spojine

5.3.5.1.1 Arzenov(III) oksid

Arzenov(III) oksid ali arzenik je polimorfna spojina. Poleg amorfne modifikacije je znana tudi kubična modifikacija, ki vsebuje molekule As_4O_6 . Kubična modifikacija nastane pri nizki temperaturi, njeno tališče je $274\text{ }^\circ\text{C}$, vrelišče je $460\text{ }^\circ\text{C}$. Na zraku kubična modifikacija sublimira. Arzenov(III) oksid se dobro topi v vodi. Njegova raztopina je nekoliko kislila. Arzenov(III) oksid je zelo strupen, saj je smrtna doza že 0,1g.

Arzenov(III) oksid lahko reagira s kislinami in bazami, torej je amfoteren:



Slika 26: Kroglični model arzenovega trioksida
(https://sl.wikipedia.org/wiki/Arzenov_trioksid).

5.3.5.1.2 Arzenova(V) kislina

Arzenova(V) kislina nastane z oksidacijo arzenovih(III) spojin. Nastane pri oksidaciji elementarnega arzena z dušikovo(V) kislino. Je nekoliko šibkejša kislina od fosforjeve(V) kisline, vendar močnejši oksidant. Arzenova(V) kislina tvori tri vrste soli. Če ji odvzamemo vodo, nastane arzenov(V) oksid (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.3.5.2 *Antimonove spojine*

5.3.5.2.1 Antimonov(III) oksid

Antimonov(III) oksid nastopa v dveh polimorfnihi modifikacijah, v kubični z molekulami Sb_4O_6 in v ortorombski obliki s kristalno strukturo, ki vsebuje polimerne dvojne verige. Kubična modifikacija se pretvori v ortorombsko pri temperaturi 557 °C, tališče ortorombskega antimonovega(III) oksida je 655 °C, njegovo vrelišče pa je pri 1456 °C.

Antimonov(III) oksid je skoraj popolnoma netopen v vodi. Reagira s koncentrirano žveplovo(VI) kislino, pri čemer nastane najprej spojina $(\text{H}_3\text{O})\text{Sb}(\text{SO}_4)_2$, iz nje pa antimonov(III) sulfat(VI). Pri reakciji s koncentrirano klorovodikovo kislino pa nastane antimonov(III) klorid (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.3.5.2.2 Antimonov(V) oksid

Pri oksidaciji antimona z dušikovo(V) kislino nastane hidratizirani antimonov(V) oksid, ki je v vodi malo topen. Antimonov(V) oksid reagira s hidroksidi v talini in vodni raztopini. Je bel prah, ki ima strukturo $\text{Sb}[\text{SbO}_4]$ in v vročini postane rumen (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.3.5.3 *Bizmutove spojine*

5.3.5.3.1 Bizmutov(III) oksid

Bizmutov(III) oksid je bazična spojina. S koncentriranimi halogenovodikovimi kislinami nastanejo raztopine trihalogenidov. Bizmutov(III) oksid se raztaplja v koncentrirani žveplovi in dušikovi kislini (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.4 HALOGENIDI ELEMENTOV V. SKUPINE

NF ₃	NCl ₃	NBr ₃	NI ₃	-	-	-
PF ₃	PCl ₃	PBr ₃	PI ₃	PF ₅	PCl ₅	PBr ₅
AsF ₃	AsCl ₃	AsBr ₃	AsI ₃	AsF ₅	-	-
SbF ₃	SbCl ₃	SbBr ₃	SbI ₃	-	SbCl ₅	SbBr ₅
BiF ₃	BiCl ₃	BiBr ₃	BiI ₃	BiF ₅		

Tabela 10: Halogenidi elementov V. skupine periodnega sistema
(Drofenik, 2013).

❖ Dušikovi halogenidi

Vsi dušikovi halogenidi N(Hal)₃ imajo kovalentno piramidno strukturo. Nastanejo med reakcijo amonijaka s halogenom. Dušikovi trihalogenidi so hlapni.

Dušikov triklorid (NCl₃) je rumena oljnata tekočina in nevaren eksploziv. Vez Cl – N je skoraj ne-polarna, saj imata oba elementa enaki elektronegativnosti. Kot plin je dušikov triklorid stabilen, uporablja se za beljenje moke (Drofenik, 2013).

❖ Fosforjevi halogenidi

Pomembnejši kot dušikovi halogenidi sta dve vrsti fosforjevih halogenidov P(Hal)₃ in P(Hal)₅. Nastanejo neposredno iz elementov in z vodo dajo fosforjevo(III) kislino oz. fosforjevo(V) kislino (Atkins, et al., 1997).

• Arzenovi halogenidi

Arzenovi trihalogenidi As(Hal)₃ so kovalentno zgrajene molekule. Nastanejo iz oksida z ustrezno halogenovodikovo kislino. Poznana sta hlapen arzenov triklorid (AsCl₃) ter arzenov pentafluorid (AsF₅), ki je močna Lewisova kislina (Lazarini & Brenčič, 1984).

• Antimonovi halogenidi

Antimonov trifluorid (SbF₃) nastane pri reakciji med antimonovim(III) oksidom in vodikovim fluoridom. Antimonov trifluorid ima obliko kvadratne piramide. Poznamo pa še antimonov triklorid (SbCl₃) ter antimonov pentaklorid (SbCl₅), ki nastane z reakcijo med antimonovim pentakloridom in vodikovim fluoridom (Lazarini & Brenčič, 1984).

- **Bizmutovi halogenidi**

Bizmutov trifluorid (BiF_3) ima ionsko kristalno strukturo in je v vodi netopen. Bizmutov pentafluorid (BiF_5) nastane pri neposrednem fluoriranju bizmuta ali njegovega trifluorida. Bizmutov pentafluorid je močno fluorirno sredstvo (Lazarini & Brenčič, 1984).

5.5 SPOJINE Z VODIKOM

Elementi V. skupine periodnega sistema tvorijo več vrst hidridov. Spojine imajo polarno kovalentno vez. Njena polarnost se po predznaku spreminja. Hidridi V. skupine s polarno kovalentno vezjo imajo piramidno strukturo molekul. Molekule hidridov so med seboj vezane s šibkimi medmolekulskimi van der Waalsovimi silami. Vse spojine V. skupine z vodikom so strupene (Drofenik, 2013).

NH_3	amoniak	N_2H_4	hidrazin	HN_3	vodikov azid
PH_3	fosfan	P_2H_4	difosfan		-
AsH_3	arzin	As_2H_4	diarzan		-
SbH_3	stiban		-		-
BiH_3	bizmutan		-		-

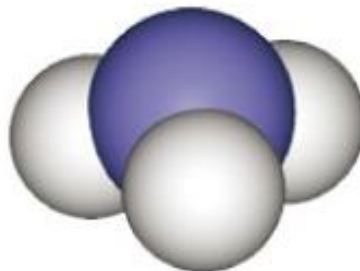
Tabela 11: Hidridi elementov V. skupine
(Drofenik, 2013).

Hidrid	M_r	Tališče (°C)	Vrelišče (°C)	Polarnost vezi naboj na H	$\Delta H_{\text{tvorbena}}$ (kJ/mol)
NH_3 (amoniak)	17	-77,7	-33,4	+0,06	-45,9
PH_3 (fosfan)	34	-133,7	-88	-0,01	+9,2
AsH_3 (arzin)	79	-116	-62	+0,02	+75,2
SbH_3 (stiban)	124	-88	-17	-0,01	+34
BiH_3 (bizmutin)	212	-	22,0	-0,03	-

Tabela 12: Fizikalne lastnosti hidridov
(Drofenik, 2013).

5.5.1 Amonijak (NH₃)

Amonijak je najpomembnejša spojina dušika z vodikom. Je plin z ostrim vonjem, ki se pri -33 °C utekočini in je kot kapljevina po fizikalnih in kemijskih lastnostih precej podoben vodi. Njegovo tališče je pri -77,7 °C. Amonijak je bistveno lažji od zraka in gori le v čistem kisiku. Mešanice z zrakom so eksplozivne (Schröter, et al., 1993).



Slika 27: Kalotni model molekule amoniaka (NH₃)

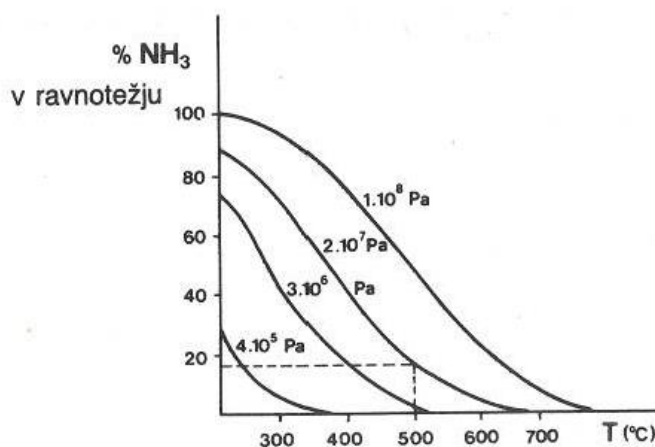
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

Industrijski postopek za pridobivanje amonijaka izhaja iz elementarnega dušika in vodika, je najvažnejši postopek za predelavo zračnega dušika in osnova vseh industrijskih postopkov proizvodnje dušikovih spojin. Ravnotežna reakcija med vodikom in dušikom je eksotermna:



Z naraščajočo temperaturo se ravnotežna konstanta zmanjšuje in pri višji temperaturi je ravnotežna koncentracija amonijaka manjša.

Optimalni pogoji sinteze amonijaka so relativno visok tlak in relativno nizka temperatura. Kot katalizator se uporablja železo, ki pa je najbolj učinkovito pri 500 °C ter 200 atm ($2 \cdot 10^7$ Pa), kar je razvidno iz slike 18, kjer je odvisnost deleža amonijaka v ravnotežju od temperature pri določenih tlakih (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 28: Odvisnost deleža amonijaka v ravnotežju od temperature pri določenih tlakih (Lazarini & Brenčič, 1984).

Reakcijsko zmes vodika in dušika pripravimo tako, da v plinski generator vpihavamo na razžarjeni koks izmenoma zrak (eksotermna reakcija) in vodno paro (endotermna reakcija).



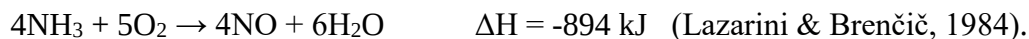
Ogljikov oksid je mogoče odstraniti z vodno paro, pri čemer le-ta reagira v prisotnosti katalizatorja:



Amonijak je termično obstojna snov, ki na elemente razpade pri segrevanju pod vplivom katalizatorjev. Deloma razpade pod vplivom kratkovalovne ultravijolične svetlobe. Amonijak gori v kisiku in zraku tako, da nastane voda in dušik:

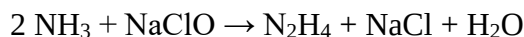


Na zraku se tok amonijaka sicer vžge, plamen pa takoj, ko prenehamo segrevati, ugasne. V čistem kisiku je temperatura plamena višja, zato amonijak po vžigu gori, ne da bi odvajal toploto. Pod vplivom katalizatorja gori amonijak tako, da nastane dušikov oksid



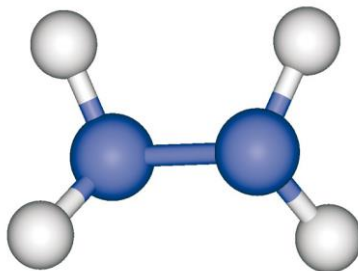
5.5.2 Hidrazin (N_2H_4)

Hidrazin je druga najpomembnejša spojina dušika in vodika. Enako kot amonijak je hidrazin baza in reducent. Nastane pri reakciji amonijaka z natrijevim kloratom(I):



Hidrazin je tekočina, ki ima tališče pri 1,5 °C in vrelišče pri 113,5 °C. njegova gostota je 1,011g/cm³ (Lazarini & Brenčič, 1984).

Uporablja se kot penilno sredstvo za proizvodnjo polimernih pen, pomembno vlogo pa ima tudi v farmacevtski industriji, ter kot pogonsko gorivo vesoljskih plovil (Drofenik, 2013).

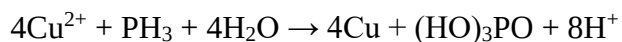


Slika 29: Kroglični model molekule hidrazina (N_2H_4)

(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

5.5.3 Fosfin (PH₃)

Fosfin je edina stabilna spojina fosforja in vodika, ki ima tališče pri -133,8 °C ter vrelišče pri -87,7 °C. Je plin in je analog amonijaka. Je Lewisova baza, vendar je močnejši reducent in reducira bakrove(II) in srebrove(I) ione do kovine:



Fosfin gori s kisikom do fosforjeve(V) kisline:



Slika 30: Kalotni model molekule fosfina
(<https://sl.wikipedia.org/wiki/Fosfin>).

5.5.4 Arzin (AsH₃), stibin (SbH₃) in bizmutin (BiH₃)

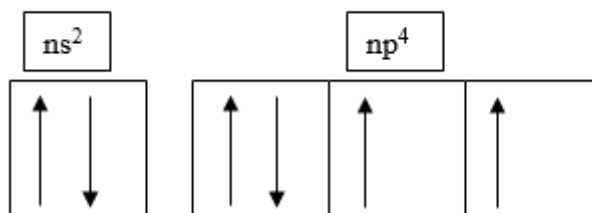
Arzin (AsH₃) in stibin (SbH₃) nastaneta pri reakciji arzenovih in antimonovih spojin z nascentnim vodikom, bizmutin (BiH₃) pa nastane v sledovih pri raztapljanju zlitine magnezij-bizmut v klorovodikovi kislini. Hidridi arzena, antimona in bizmuta so manj obstojni od fosfina, obstojnost se zmanjšuje z naraščajočo molsko maso spojin (Lazarini & Brenčič, 1984).

6 VI. SKUPINA PERIODNEGA SISTEMA

VI. skupino periodnega sistema sestavljajo elementi kisik (O), žveplo (S), selen (Se), telur (Te) in polonij (Po). Njihovo ime »halkogeni« izvirja iz grščine in pomeni »tisti, ki tvorijo rude«. Elementa kisik in žveplo sta najpomembnejša elementa VI. skupine periodnega sistema, saj je kisik najbolj razširjen element v zemeljski skorji in je življenjsko pomemben, žveplo pa izredno pomembno za industrijo, predvsem zaradi žveplove(VI) kisline. Selen in telur sta redka elementa, medtem ko je polonij radioaktiven element (Atkins idr., 1997).

6.1 STRUKTURA IN ZNAČILNOSTI ELEMENTOV VI. SKUPINE

Elektronska konfiguracija elementov te skupine je ns^2np^4 , kjer je n število periode:



Slika 31: Elektronska konfiguracija VI. skupine
(Drofenik, 2013).

	O	S	Se	Te	Po
Vrstno število	8	16	34	52	84
Relativna atomska masa	15,99	32,06	78,96	127,60	210,00
Tališče (°C)	-218,75	118,95	220	450	282
Vrelišče (°C)	-182,97	444,60	684,80	1390	1508

Tabela 13: Glavne lastnosti VI. skupine
(Schröter idr., 1993).

Kovinski značaj elementov VI. skupine narašča od kisika do polonija. Njihova oksidacijska števila so od -2 do +6, pri čemer ima kisik skoraj vedno oksidacijsko število -2, ostali elementi pa imajo oksidacijska števila od -2 do +6. Kisik in žveplo sta nekovini, selen in telur sta polkovini, polonij pa je kovina (Schröter idr., 1993).

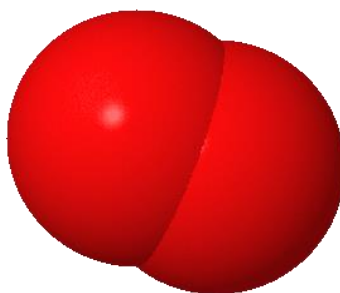
6.2 ELEMENTI

6.2.1 Kisik

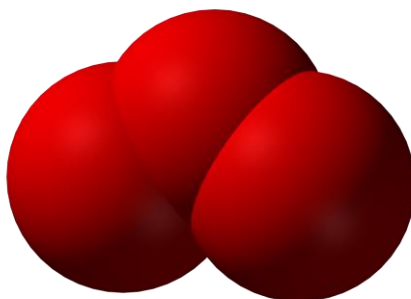
Najpomembnejši in najbolj dostopen element na Zemlji je kisik, saj kar 21 prostorninskih % atmosfere, skoraj 90 masnih % vode in skoraj 50 % mase zemeljske skorje sestavlja kisik (Brenčič & Lazarini, 1997).

Za vodikom ter helijem je kisik tretji najbolj razširjen element v vesolju, čeprav je Zemlja v sončnem sistemu izjema, saj ima naš planet veliko plinastega kisika. Kisik je zelo reaktiven plin, ki tvori okside z večino drugih elementov (Parsons & Dixon, 2014), razen z elementi helij, neon in argon. S skoraj vsemi elementi se spaja neposredno, izjema so ksenon, radon, halogeni (razen fluor) ter nekatere žlahtne kovine (Lazarini & Brenčič, 1984).

Kisik kot plin se pojavi v dveh alotropskih oblikah, kot O_2 (slika 32) in O_3 (slika 33); najbolj pogosta alotropska oblika je kisik v obliki molekul O_2 . Kisik je plin brez vonja in okusa. Pri $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$ kondenzira v svetlo modro tekočino (Atkins, et al., 1997).



Slika 32: Alotropska modifikacija kisika O_2
(<https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik>, 2016).



Slika 33: Alotropska modifikacija kisika O_3
(<http://cudapriode.com/porta/bptkzn/10041-ozon-mirisni-kisik>, 2016).

Kisik je brezbarven plin, je paramagnetna snov, ki je v vodi slabo topna (Schröter, et al., 1993).

6.2.1.1 Odkritje in ime

Z odkritjem kisika lahko povežemo tri kemike. Švedski farmacevt *Carl Wilhelm Scheele* je prvič leta 1771 odkril kisik s segrevanjem manganovega dioksida s koncentrirano žveplovo kislino, drugič pa leta 1772 s segrevanjem solitra (Grdenić, 2007). Plin je Scheele poimenoval ognjeni plin, saj je bil edini plin, ki je gorenje pospeševal (<https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik>, 2016).

Svoje odkritje o kisiku je Scheele komaj predstavil leta 1777, zato moramo kot prvega, ki je odkril kisik, poimenovati angleškega kemika *Joseph Priestley*-a, ki je kisik pripravil s segrevanjem živosrebrovega oksida (Grdenić, 2007). Svoj poskus je izvedel z gorenjem sveče, kjer je ugotovil, da v odkritem plinu sveča gori bolj intenzivno kot na zraku, miš pa je živela dlje (Kobal, 1994). To novo vrsto zraka je poimenoval »deflogistonirani zrak«. Tretji kemik, ki ga lahko povežemo s kisikom, pa je Lavoisier (Grdenić, 2007).

Ime kisik izhaja iz latinske besede *oxygenium* in pomeni tisti, ki tvori kisline (Schröter, et al., 1993).

6.2.1.2 Pridobivanje

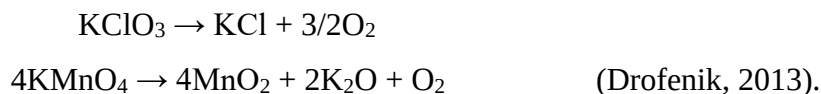
Industrijsko pridobivamo kisik z najpomembnejšim postopkom, s frakcionirano destilacijo tekočega oz. utekočinjenega zraka. Zrak je sestavljen iz 78,09 % dušika, 20,95 % in 0,93 % argona in 0,03 % ogljikovega dioksida. Ostali plini, ki so prisotni v zraku, so še helij, neon, kripton ter ksenon (Drofenik, 2013).

a) Industrijski postopek

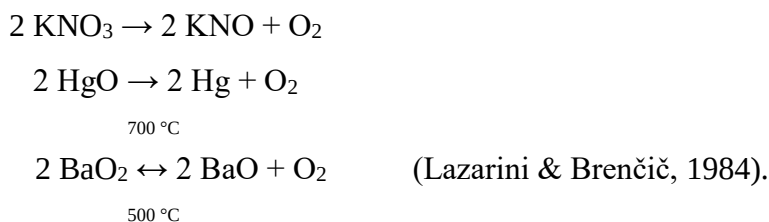
Med tehnološkimi postopki za utekočinjanje zraka je v rabi Lindejev postopek, ki deluje na osnovi Joule-Thomsonovega efekta. Zrak se stisne v kompresorjih na 200 atm, kjer ga je potrebno hladiti z mrzlo vodo, saj se zrak pri kompresiji greje. Stisnjen zrak se expandira skozi šobo, kjer se ohladi. Pri tej ekspanziji se zrak ohladi za 45 °C. Tak postopek se ponavlja vse dokler se zrak ne utekočini. Kisik in dušik ločimo s frakcionirano destilacijo zaradi velike razlike v vreliščih, saj ima kisik vrelišče pri -183 °C, dušik pa -196 °C (Lazarini & Brenčič, 1984).

b) V laboratoriju

V laboratoriju se pripravljajo manjše količine kisika s termičnim razrojem spojin, ki so bogate s kisikom. Te spojine so KClO_3 , KMnO_4 in H_2O_2 :



Kisik nastane tudi pri termičnem razkroju mnogih oksosoli, oksidov in peroksidov:

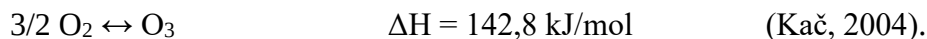


6.2.1.3 Uporaba kisika

Kisik je tehnično zelo vsestransko uporaben. Uporabljamo ga v industriji živil in pijač predvsem za gojenje in transport rib, v industriji jekla se kisik uporablja za taljenje kovin, uporablja se tudi pri uplinjanju premoga in pri termičnem krekiranju nafte. Tekoči kisik se uporablja za pogon raketnih motorjev (Kač, 2004), v medicini se s kisikom obogaten zrak uporablja za dihanje (<https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik>, 2016).

6.2.1.4 Ozon

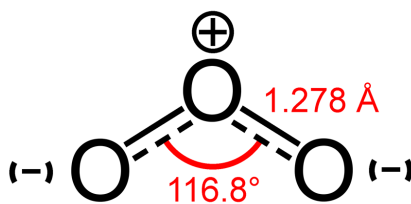
Ozon je trivialno ime za trikisik. Ozon je manj stabilna modifikacija kisika, ki je pri sobni temperaturi modre barve. Tališče je $-192,7\text{ }^\circ\text{C}$, vrelišče je $111,9\text{ }^\circ\text{C}$. Ozon je neobstoje, saj pri običajni temperaturi ter tlaku počasi razpade na kisik O_2 , iz katerega ponovno nastane ozon pod vplivom ultravijoličnih žarkov:



Ozon, ki ima oster vonj, zaradi katerega ga zaznamo že pri manjših koncentracijah, nastaja v ozračju ob nevihtah ali pod vplivom ultravijoličnih žarkov. Za živa bitja in rastline je v večjih koncentracijah strupen (Brenčič & Lazarini, 1997).

Ozon uporabljamo za razkuževanje vode, saj v ozračju absorbira UV žarke ter ščiti pred njihovim škodljivim delovanjem.

Molekula ozona ni linearna, saj je njena vez pod kotom $116,8^\circ$ v triatomni molekuli (slika 34) (Drofenik, 2013).



Slika 34: Molekulska struktura ozona
(<https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik>, 2016).

6.2.2 Žveplo

Žveplo je element, ki ga v zemeljski skorji najdemo okoli 0,3 %, tako je delež žvepla v naravi tisočkrat manjši kot delež kisika. Žveplo so poznali in uporabljali že v antiki. Latinsko ime žvepla je *sulfur*, slovensko ime žvepla pa izvira iz nemškega imena *Schwefel* (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 35: Žveplovi kristali na kamnu
(Gray, 2012).

6.2.2.1 Viri in pridobivanje žvepla

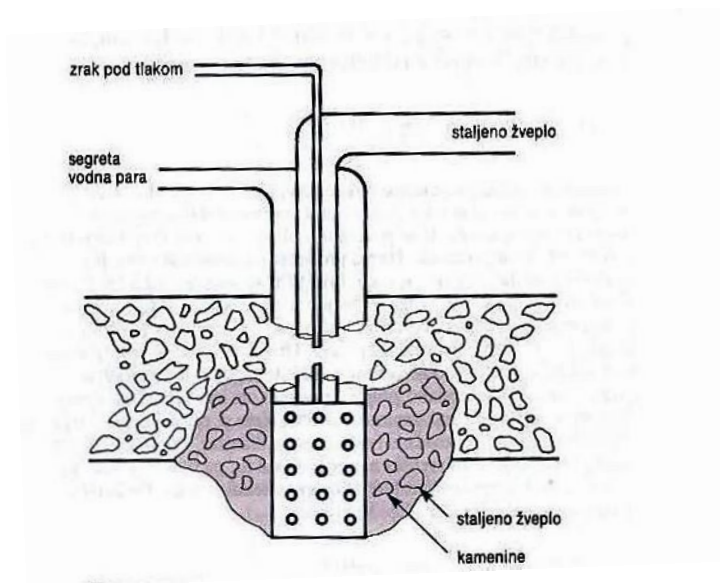
Najpomembnejši viri samorodnega (elementarnega) žvepla se nahajajo v Louisiani in Texasu v ZDA, na Siciliji v Italiji ter na otoku Hokaido na Japonskem. Samorodno žveplo je vulkanskega izvora. Med najpomembnejšimi žveplovimi spojinami, ki so v naravi, so sulfidi in minerali (Lazarini & Brenčič, 1984).

Žveplo pridobivamo na tri različne načine:

a) Iztaljevanje elementarnega žvepla

Je postopek, ki ga uporabljajo na območju Louisiane in Texasa, kjer so plasti samorodnega žvepla debele do 100 m in se nahajajo pod peskom, kjer je kopanje oteženo v globini od 150 do 300 m. Žveplo pridobivajo po postopku imenovanem Fraschevem postopek tako, da se zavrtajo tri koaksialne cevi v ležišče žvepla. Skozi zunanjo cevko vpihujejo na 175 °C segreto vodno paro pod pritiskom, ki tali žveplo. Skozi notranjo cevko vpihujejo vroč zrak pot tlakom

40 atm, ki staljeno žveplo iztisne skozi srednjo cevko na površje. Čistost tega žvepla je nekje 98-99 % (slika 36) (Lazarini & Brenčič, 1984).

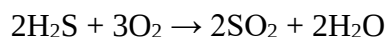


Slika 36: Pridobivanje žvepla iz plasti pod zemljo
(Brenčič & Lazarini, 1997).

b) Oksidacija H₂S

c) Redukcija SO₂

Najracionalnejši postopek regeneriranja odpadnega žvepla je oksidacija dela vodikovega sulfida do žveplovega dioksida ter redukcija žveplovega dioksida s prebitnim vodikovim sulfidom:

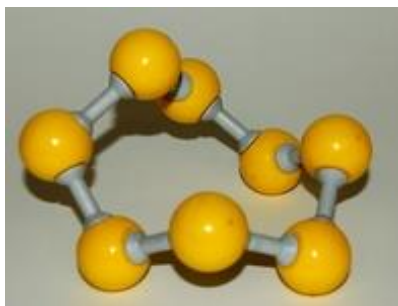


6.2.2.2 Lastnosti žvepla

Žveplo je element, ki pri višjih temperaturah reagira s številnimi kovinami in nekovinami. Pri segrevanju na zraku se vžge pri približno 260 °C in zgori z modrim plamenom v žveplov dioksid (SO₂) (Kač, 2004).

Žveplo je polimorfen element, ki ima več alotropskih modifikacij kot kisik. Znanih je približno 10 trdnih alotropskih modifikacij. Od trdnih alotropskih modifikacij sta najpomembnejši ter najobstojnejši α-žveplo (S_α) ter β-žveplo (Lazarini & Brenčič, 1984).

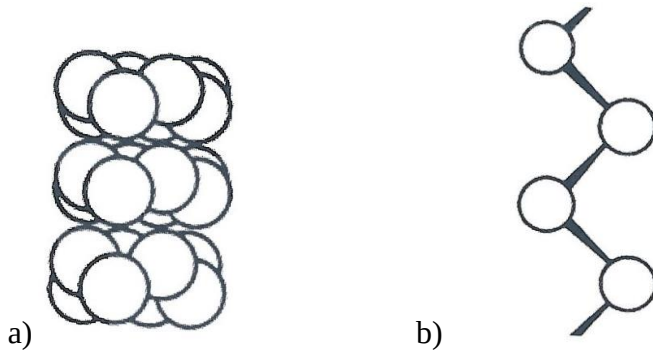
Termodinamsko najbolj stabilna oblika žvepla je α -žveplo (slika 38 a), z rombsko obliko, ki jih sestavljajo majhni obroči, molekule S_8 (Drofenik, 2013).



Slika 37: Molekula žvepla S_8

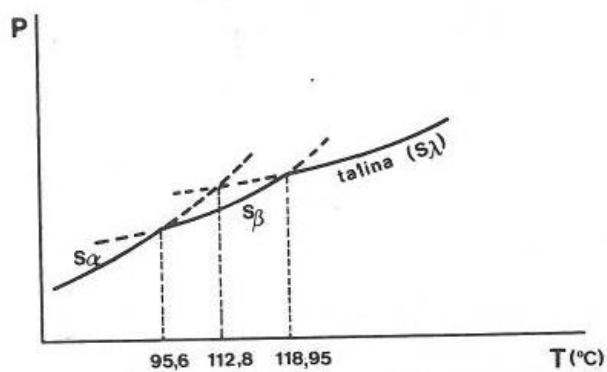
(http://ekemija.osbos.si/e-gradivo/2-sklop/gradniki_elementov.html, brez datuma).

S povišanjem temperature na približno $95,6\text{ }^{\circ}\text{C}$ nastane druga bolj stabilna oblika žvepla β -žveplo, ki je prav tako sestavljeno iz molekul S_8 . Ko temperaturo povišamo na $118,95\text{ }^{\circ}\text{C}$ se molekule S_8 pričnejo taliti. Medmolekulske vezi se deloma prekinajo in žveplo postaja vse bolj tekoče. Tako nastane λ -žveplo. λ -žveplo je maloviskozna tekočina, iz katere pri povišanju temperature nastane nova zvrst žvepla μ -žveplo (slika 38 b). Fazni diagram prehajanje ene oblike žvepla v drugo je predstavlja slika 37 (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 38: Alotropske modifikacije žvepla a) α -žveplo
(Drofenik, 2013).

b) μ -žveplo



Slika 39: Fazni diagram prehoda alotropskih modifikacij žvepla
(Lazarini & Brenčič, 1984).

6.2.2.3 Uporaba žvepla

Največja količina žvepla se uporablja za proizvodnjo žveplove(VI) kisline. Žveplo pa uporabljamo tudi pri vulkanizaciji kavčuka, kjer žveplo med molekulami kavčuka v gumi poveča obrabno trdnost gume ter v farmaciji, kjer se žveplo uporablja za izdelavo preparatov, ki vsebujejo žveplo kot primes (Drofenik, 2013).

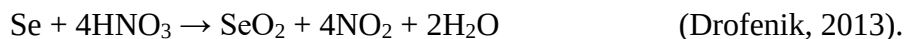
Prav tako žveplo uporabljamo v vinogradništvu, kot sredstvo za zatiranje škodljivcev ter za proizvodnjo barvil (Kač, 2004).

6.2.3 Selen

Selen je element, ki ga je leta 1817 odkril Šved Jöns Jacob Berzelius v blatu na dnu svinčenih komor v neki tovarni, kjer so pridelovali žveplovno kislino. Njegovo ime izvira iz grške besede selene, kar pomeni luna (Kač, 2004).

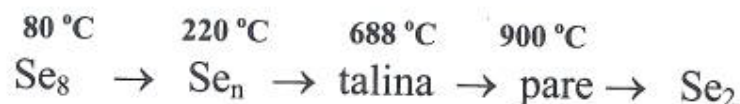
6.2.3.1 Pridobivanje selena

Selen je največkrat skupaj s telurjem primešan žveplu v rudah. Selen pridobivamo iz anodnega blata pri elektrolitski rafinaciji bakra. Blato izlužijo s hidroksidom, selen pa izoborijo z žveplovim dioksidom (Schröter, et al., 1993)



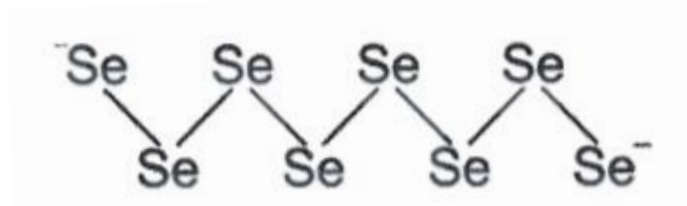
6.2.3.2 Alotropske modifikacije selena

Prav tako kot žveplo, tudi selen tvori obročaste molekule Se_8 , oz. verige Se_n , ki se v odvisnosti od temperature po velikosti molekul spreminjajo (slika 38).



Slika 40: Spreminjanje selena v odvisnosti od temperature
(Drofenik, 2013).

Selen je polimorfen element. Poznamo tri rdeče, dve črni in eno sivo modifikacijo selena. Pri rdečem selenu ločimo eno amorfno obliko in dve obliki, imenovani α -selen in β -selen, ki vsebujeta molekule Se_8 . Pri črnih modifikacijah je ena amorfna, druga modifikacija pa steklasta, ki pa pri segrevanju postane do 60 °C postane plastična. Vse rdeče in vse črne modifikacije selena so termodinamsko neobstoje. Če velike atome selena, ki se povezujejo v obroč, segrevamo nad 80 °C, se atomi pretvorijo v termodinamsko bolj stabilno obliko, v sivo modifikacijo, katere lastnosti so poprevodne. V kristalni obliki sive modifikacije nastanejo cik-cak verige selena (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 41: Neskončne cik-cak verige selena.
(Drofenik, 2013).

6.2.3.3 Uporaba selena

Selen uporabljamo pri proizvodnji stekla, saj ga dodajamo steklu, da razbarva zeleno obliko stekla. Uporabljamo ga tudi za fotoelektrične celice v nekaterih kamerah ter v fotokopirnih strojih (Drofenik, 2013).

6.2.4 Telur

Telur je zelo redek element, saj ga v zemeljski skorji najdemo zelo majhen odstotek, nekje 0,000001 %. Kristal telurja je srebrno bele barve, ki pa po videzu spominja na kositer ali antimon. Telur je element, ki ima polkovinske lastnosti. Je krhki element, ki se ga po večini uporablja kot polprevodnik v tehniki.

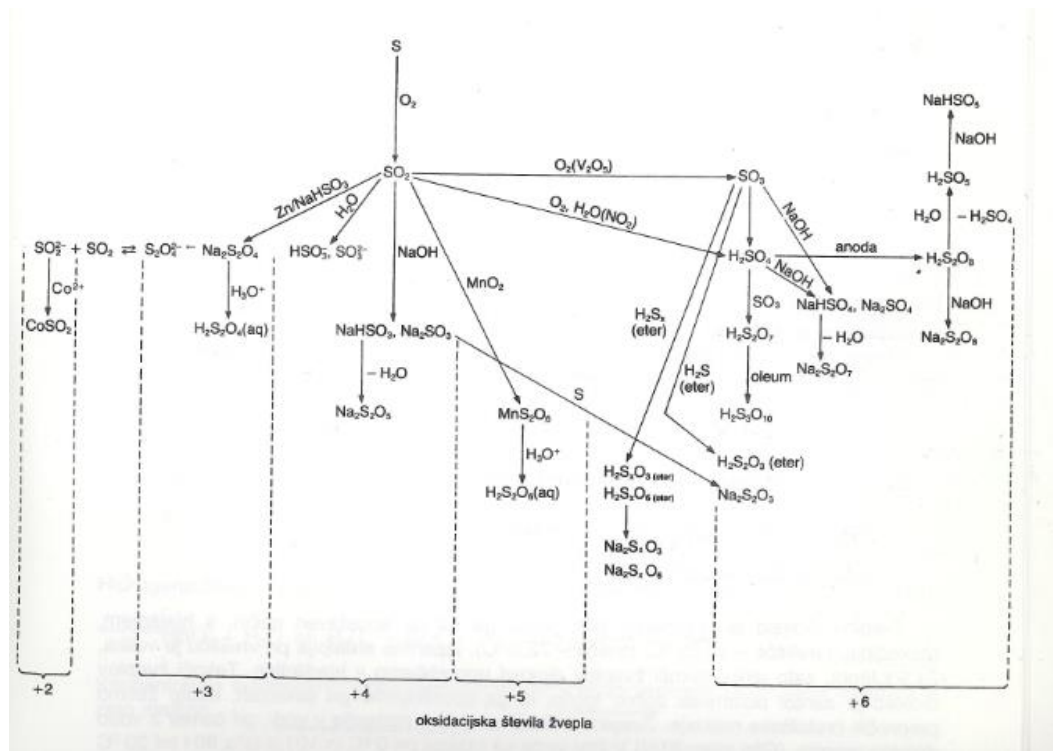
Telur je leta 1783 v Romuniji odkril avstrijski kemik in mineralog Franz Joseph Müller von Reichenstein, ki ga je zaradi svojega kovinskega sijaja zamenjal za antimon, a je z raznimi

poskusi to tezo ovrgel. Nekaj let in poskusov kasneje je bil von Reichenstein prepričan v odkritje novega elementa. Za pomoč je zaprosil leta 1797 nemškega kemika Martina Heinricha Klaproth-a, ki je von Reichensteinovo prepričanje potrdil. Klaproth je novo odkriti element poimenoval telur. Ime izvira iz latinske besede tallus in pomeni zemlja (Gray, 2012).

6.3 OKSIDI IN OKSOKISLINE ELEMENTOV VI. SKUPINE

6.3.1 Žveplovi oksidi

Najpomembnejši oksidi in oksokisline VI. skupine periodnega sistema so žveplovi oksidi in oksokisline. Žveplo tvori štiri okside, dva peroksida in veliko oksožveplovih kislin in njihovih soli. Oksidacijska števila osrednjega žveplovega atoma so +2, +3, +4, +5 in +6. Oksidacijska števila +2 in 4 imajo soli, pri oksidacijskih številih +3 in +5 najdemo poleg soli tudi razredčene vodne raztopine žveplovih kislin, pri oksidacijskem številu +6 pa najdemo kisline (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 42: Oksidacijska števila žvepla in njegove spojine
(Lazarini & Brenčič, 1984).

6.3.1.1 Žveplov dioksid (SO₂)

Žveplov dioksid pridobivamo na več načinov:

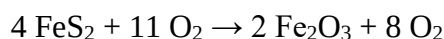
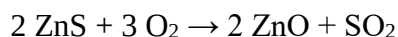
a) Z gorenjem žvepla na zraku:

Ko žveplo na zraku gori, nastane plinasti žveplov dioksid (SO₂) in manjša količina belega dima, imenovanega žveplov trioksid (SO₃):

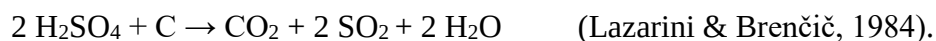


b) **Predelava sulfidnih rud in pirita ali praženje rud:**

V industrijskem merilu nastaja žveplov dioksid pri predelavi sulfidnih rud in pirita:

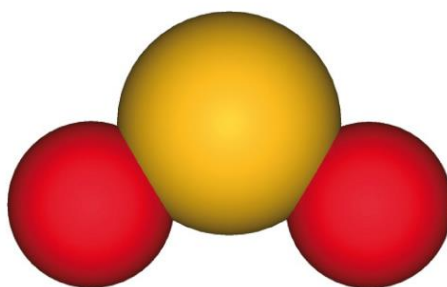


c) **Redukcija žveplove(VI) kisline z ogljikom:**



Žveplov dioksid (SO₂) je brezbarven plin, neprijetnega vonja in ga lahko na enostaven način utekočinimo, saj je njegovo vrelišče pri -10,02 °C in tališče pri -72,5 °C. SO₂ so nekoč uporabljali v kompresorskih hladilnikih, da se mu temperatura pri izparevanju močno zniža. V vodi je žveplov dioksid dobro topen (Drofenik, 2013).

Žveplov dioksid reducira organska barvila, zato ga pogosto uporabljamo za beljenje volne, svile ali slame. V kombinaciji z močnejšimi reducenti je žveplov dioksid oksidant. Žveplov dioksid je dušec plin, ki draži dihala in sluznico. Ni strupen plin, je pa v večjih koncentracijah v zraku škodljiv za žive organizme (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 43: Kalotni model žveplovega dioksida (SO₂)

(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

6.3.1.1.1 *Kisli dež*

Izpušni plini, kjer nastanejo oksidi dušika NO_x , pri gorenju fosilnih goriv v termoelektrarnah in iz naravnih virov kot so vulkani nastane žveplov dioksid, ozon in vodna para v atmosferi, povzročajo, da dež, ki je nekoliko kisel zaradi ogljikovega dioksida, preide v kisli dež, ki je korozivna razredčena raztopina dušikovih in žveplovih oksokislin. Kisli dež napada apnenec, marmor stavb, spira hranilne snovi iz prsti in znižuje pH voda. Posebej zaskujoč je vpliv kislega dežja na gozdove. (Atkins, et al., 1997).

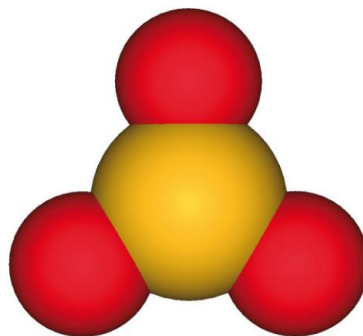
6.3.1.2 *Žveplov trioksid (SO_3)*

Žveplov trioksid je hlapna bela trdna polimorfna snov. Znane so tri različne modifikacije in sicer α - in β - SO_3 , ki nastane iz plinaste faze pri sobni temperaturi ter γ - SO_3 , ki nastane iz plinaste faze pod temperaturo $-50\text{ }^\circ\text{C}$. Tališče γ - SO_3 modifikacije je $16,85\text{ }^\circ\text{C}$, njegovo vrelišče je $44,8\text{ }^\circ\text{C}$, medtem ko sta tališče in vrelišče α - in β - SO_3 višja. Tališče je $62,2\text{ }^\circ\text{C}$, vrelišče pa $32,5\text{ }^\circ\text{C}$ (Lazarini & Brenčič, 1984).

Žveplov trioksid močno reagira z vodo in je zelo higroskopen. Je anhidrid žveplove(VI) kisline:



Industrijsko pridobivamo žveplov trioksid z oksidacijo žveplovega dioksida z zračnim kisikom. V laboratoriju pa pridobivamo žveplov trioksid pri segrevanju koncentrirane žveplove(VI) kisline, ali s segrevanjem hidrogensulfatov (VI) (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 44: Kalotni model žveplovega trioksida (SO_3)
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

6.3.1.3 *Ostali oksidi žvepla*

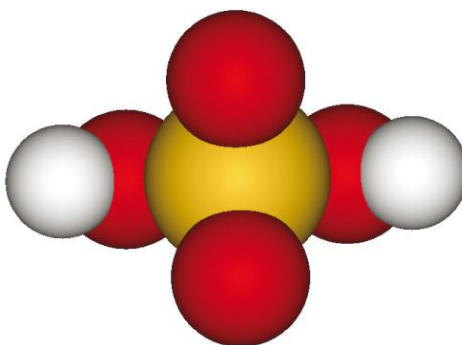
a) Dižveplov oksid (S_2O).

- b) Dižveplov trioksid (S_2O_3).
- c) Žveplova peroksida S_2O_7 in SO_4 (Lazarini & Brenčič, 1984).

6.3.2 Žveplove oksokislina

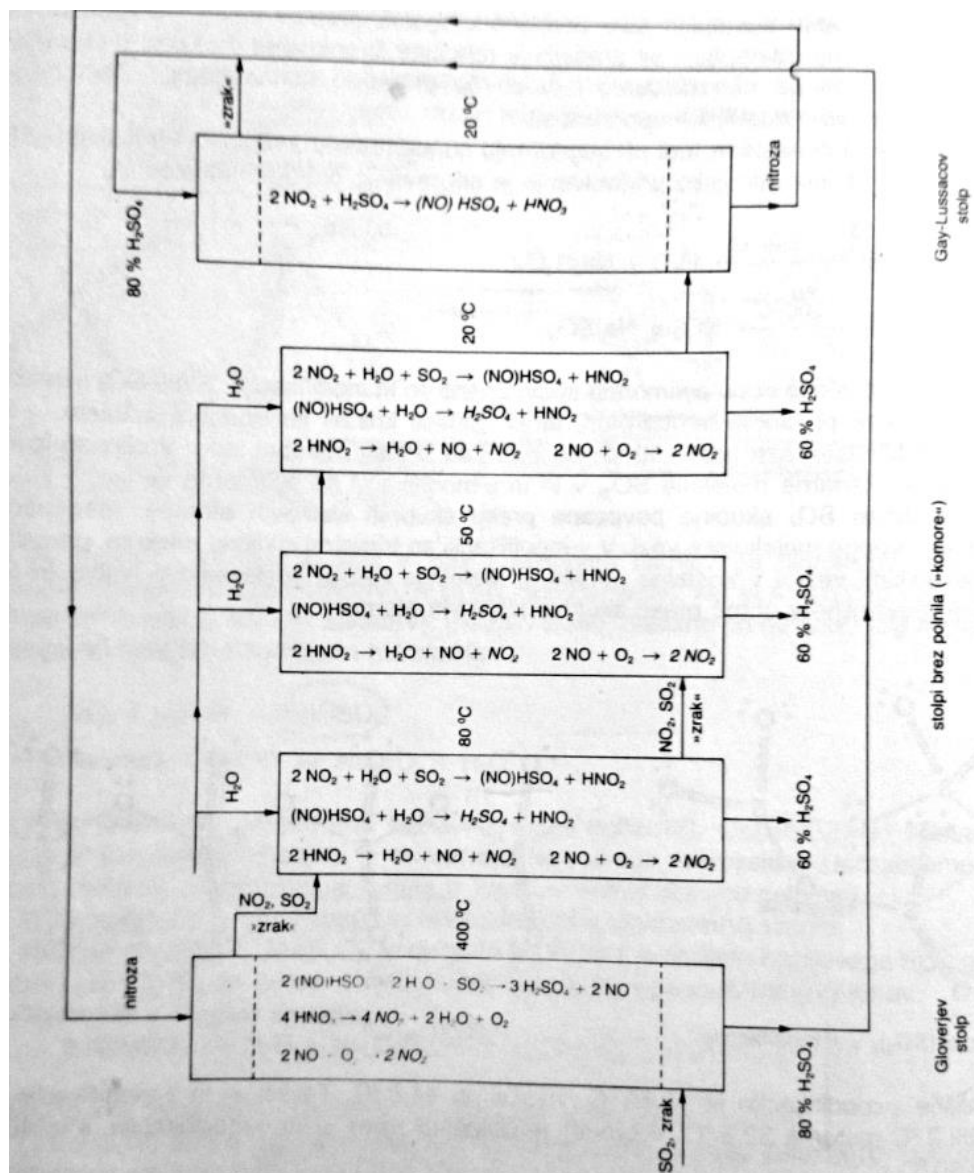
6.3.2.1 Žveplova(VI) kislina H_2SO_4

Žveplova (VI) kislina je najpomembnejša žveplova oksokislina. Čista žveplova(VI) kislina je brezbarvna tekočina, ki nima vonja. Je viskozna tekočina s tališčem $10,36\text{ }^\circ\text{C}$ in vreliščem pri $338\text{ }^\circ\text{C}$. Njena gostota pri $20\text{ }^\circ\text{C}$ je $1,82\text{ g/cm}^3$ (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 45: Kalotni model žveplove(VI) kisline
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

Tehnološki postopek pridobivanja H_2SO_4 poteka z oksidacijo SO_2 s kisikom, v prisotnosti katalizatorja in vodne pare. Tak postopek je znan že več kot 250 let. Prvotni postopek pridobivanja, kjer so snovi reagirale v svinčenih komorah, so modernizirali ter komore zamenjali s stolpi, ta postopek imenujemo zaprt komorni postopek (slika 46), pri katerih so izgube minimalne (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 46: Shema postopka pridobivanja žveplove(VI) kisline
(Lazarini & Brenčič, 1984).

Spodaj v Gloverjev stolp, ki je napolnjen s keramičnimi obroči, ki so obstojni v kislinah vstopata zrak in SO_2 . Navzdol protitočno po polnilu polzi nitroza, ki je nasičena koncentrirana žveplova(VI) kislina z dušikovim dioksidom, polnilo pa omogoča intenziven stik med plini in tekočino. Najpomembnejša sestavina nitroze je nitrozilov hidrogensulfat(VI), ki reagira z delom vročega žveplovega dioksida ter vodo, pri čemer nastane žveplova(VI) kislina. Spodaj se iz Gloverjevega stolpa izteka 80-82 % žveplove(VI) kislina, na vrhu pa stolp zapuščajo pri 100 °C ohlajeni plini NO_2 in SO_2 ter zrak. Spodaj iz Gloverjevega stolpa se iztekajočo kislino je potrebno prečrpati v Gay-Lussacov stolp, kjer se nitroza obnavlja.

Plini v prvi komori ne zreagirajo popolnoma, reakcije pa pri nižjih temperaturah potekajo v naslednjih komorah dalje. V teh komorah nastane 60 % žveplova(VI) kislina, ki je končni produkt tehnološkega postopka (Lazarini & Brenčič, 1984).

60 % žveplova(VI) kislina se uporablja za proizvodnjo umetnih gnojil, koncentrirana do 96 % žveplova(VI) kislina pa se uporablja za proizvodnjo HCl in fosforjeve(V) kisline (Drofenik, 2013).

Vroča žveplova(V) kislina je zelo močen oksidant, ki deloma razpade na vodo in žveplov trioksid, ki pa termično ni obstojen, in pri višjih temperaturah razpade na žveplov dioksid in kisik (Lazarini & Brenčič, 1984).

6.3.2.2 *Dižveplova(VI) kislina ($H_2S_2O_7$)*

Dižveplovo(VI) kislino pridobivamo iz oleuma. Oleum je zmes, kjer se velika količina SO_3 raztaplja v koncentrirani žveplovi(VI) kislini. Tališče dižveplove(VI) kisline je pri 36 °C (Lazarini & Brenčič, 1984).

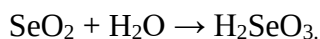
6.3.2.3 *Ostale oksokisline žvepla*

- a) Peroksožveplova(VI) kislina (H_2SO_5).
- b) Peroksodižveplova(VI) kislina ($H_2S_2O_8$).
- c) Dižveplova(V) kislina ($H_2S_2O_6$) (Drofenik, 2013).

6.3.3 **Oksidi in oksospojine selen in telurja**

a) *Selenova(IV) kislina (H_2SeO_3)*

Selenova(IV) kislina je šibka kislina, nastane pri raztapljanju selenovega dioksida v vodi.



b) *Selenova(VI) kislina (H_2SeO_4)*

Selenovo(VI) kislino dobimo z oksidacijo selenove(IV) kisline s klorom. Selenova(VI) kislina je v razredčenih vodnih raztopinah močna kislina.

c) *Telurjeva(IV) kislina.*

d) *Telurjeva(VI) kislina* (Drofenik, 2013).

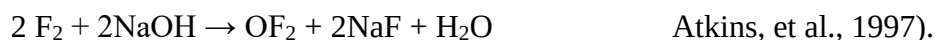
6.4 HALOGENIDI ELEMENTOV VI. SKUPINE

S ₂ F ₂		S ₂ Cl ₂	S ₂ Br ₂	
SF ₄		SCl ₂		
SF ₆	SF ₅ Cl	SCl ₄		
S ₂ F ₁₀				
		Se ₂ Cl ₂	Se ₂ Br ₂	
		SeCl ₂	SeBr ₂	
SeF ₄		SeCl ₄	SeBr ₄	
SeF ₆				
		TeCl ₂	TeBr ₂	
TeF ₄		TeCl ₄	TeCl ₄	TeJ ₄
TeF ₆				
Te ₂ F ₁₀				

Tabela 14: Spojine žvepla, selena in telurja s halogeni
(Lazarini & Brenčič, 1984).

6.4.1 Halogenidi kisika

Pravi halogenidi kisika so fluoridi. Kisikov difluorid (OF₂) je brezbarven strupen plin, ki ga pridobimo tako, da vodimo fluor skozi razredčeno vodno raztopino natrijevega hidroksida:



6.4.2 Halogenidi žvepla

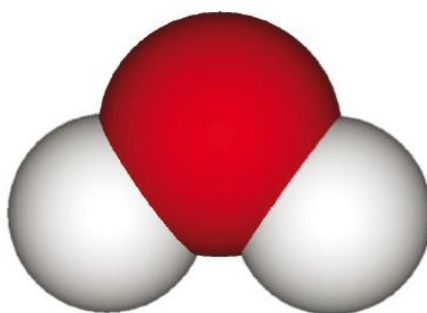
Najpomembnejša žveplova halogenida sta žveplov heksafluorid (SF₆) ter dižveplov diklorid (S₂Cl₂). Oba žveplova halogenida nastaneta pri neposredni reakciji iz elementov. Žveplov heksafluorid je plin, ki je toplotno in kemijsko zelo stabilen. Dižveplov diklorid je zlaturumena strupena tekočina, neprijetnega vonja, ki ga uporabljamo v industriji pri vulkanizaciji gum (Atkins, et al., 1997).

6.5 SPOJINE Z VODIKOM

6.5.1 Voda (H₂O)

Voda je ena najpomembnejših spojin na Zemlji, saj okoli $\frac{3}{4}$ zemeljske površine prekriva morje ter površinske vode, kot so jezera, reke in potoki. Voda je sestavni del številnih živih organizmov in tudi mineralov, ki vsebujejo kristalno vezano vodo (Lazarini & Brenčič, 1984).

Molekula vode je spojina ene molekule kisika in dveh molekul vodika, ki nastane pri gorenju vodika:



Slika 47: Kalotni model molekule vode
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

Voda je spojina, brez okusa in brez vonja, ki ima poleg izredno visokega vrelišča in izparilne entalpije še nekaj anomalnih lastnosti. V primerjavi z ostalimi tekočimi spojinami ima voda veliko specifično toploto. Njena anomalija je tudi led, saj ima voda tališče pri 0 °C. Led ima približno 9 % manjšo gostoto od tekoče vode, prostornina pa se ji poveča. Gostota tekoče vode je pri 0 °C 0,996 g/cm³ (Lazarini & Brenčič, 1984).

Voda je ena izmed najbolj vsestranskih kemikalij, saj lahko reagira kot Brønstedova kislina ali baza, Lewisova baza, oksidant ali reducent. Kot Brønstedova kislina voda reagira v reakciji z amonijakom:

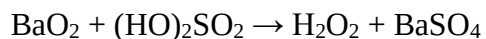


Kot Brønstedova baza pa voda reagira v reakciji z ocetno kislino:

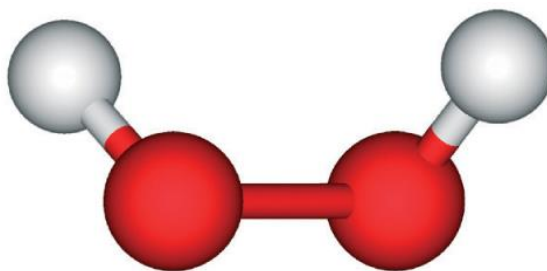


6.5.2 Vodikov peroksid (H₂O₂)

Vodikov peroksid (H₂O₂) industrijsko pridobivamo s katalitsko oksidacijo vodika, v laboratoriju pa pri reakciji razredčene žveplove(VI) kisline z barijevim peroksidom:



(Atkins, et al., 1997).



Slika 48: Kroglični model molekule Vodikovega peroksida (H_2O_2)

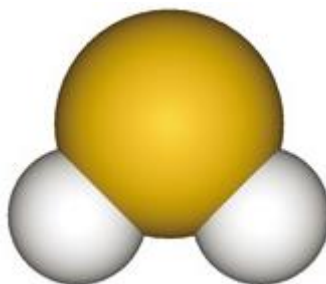
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

V prosti prodaji lahko dostopamo do 30 % vodne raztopine vodikovega peroksida. Uporabljamo ga pa predvsem za proizvodnjo detergentov, kot belilno sredstvo za beljenje perila, slame, bombaža, v medicini kot razkužilo ter v kozmetiki predvsem pri barvah za lase (Lazarini & Brenčič, 1984).

Vodikov peroksid je brezbarvna, viskozna tekočina, z modrikastim odsevom v debelejših plasteh. Njegovo tališče je pri $-0,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, vrelišče pri $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ (Atkins, et al., 1997).

6.5.3 Vodikov sulfid (H_2S)

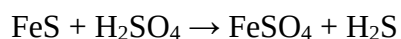
Vodikov sulfid je strupen težek plin, z vonjem po gnilih jajcih. Vodikov sulfid je razmeroma dobro topen v vodi (Lazarini & Brenčič, 1984).



Slika 49: Kalotni model molekule vodikovega sulfida

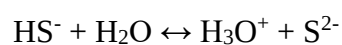
(http://www.jutro.si/podatki_slike.html#u3).

V laboratoriju ga pridobivamo neposredno z reakcijo med sulfidi in kislinami:

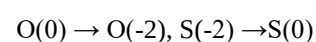
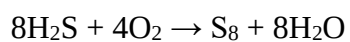


(Lazarini & Brenčič, 1984).

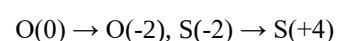
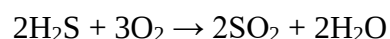
Je zelo nevaren plin, saj nam lahko omrtviči občutek za vonj, in tako težje zaznamo njegovo pristnost. Vodikov sulfid se dobro topi v vodi ter tvori šibko kislo raztopino:



Vodikov sulfid je močan reducent, kjer ima žveplo oksidacijsko število -2, lahko pa se brez težav oksidira v višja stanja. Tako se pri gorenju plinastega vodikovega sulfida na zraku oksidacijsko število poveča do 0:



V prebitku zraka pa poteče oksidacija do žveplovega dioksida:



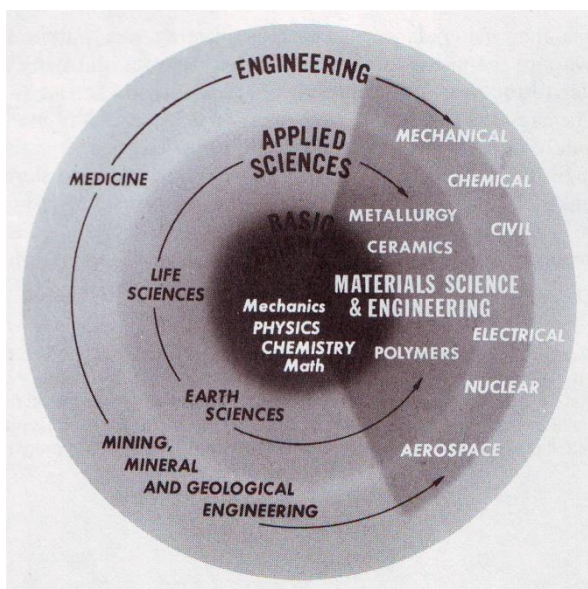
(Atkins, et al., 1997).

7 OD KEMIJE DO TEHNIKE

Naravoslovne vede obsegajo področja, katerih skupni cilj je proučevanje narave in odkrivanje naravnih zakonov. Tako so naravoslovne oz. naravoslovno znanstvene vede preplet med fizikalnim znanstvenim področjem, kemijskim in biološkim znanstvenim področjem, kakor tudi med matematiko, kibernetiko ter geologijo. Svojo aplikacijo in uporabno vrednost pa dobivajo v tehniki in tehniških vedah.

V začetku razvoja znanosti so bila vsa naravoslovna področja oz. vede med seboj povezane. Od Aristotela naprej pa so postajale vse bolj ločene, vsa posamezna področja so pričela razvijati svojo specifično raziskovalno metodiko, način razmišljanja, specifične teorije. A zaradi družbenega razvoja so se tudi te vede in področja začela v zadnjih desetletjih med seboj ponovno vse bolj prepletati in povezovati. Tako je npr. kemija in kemijsko znanstveno področje vir ne samo tehnične smeri, ampak tudi vir biologije, fizike, medicine, geologije in agronomije. Tako lahko kemijo kot naravoslovno-matematično vedo prepletemo s tehničnimi vedami, kot so elektrotehnika, strojništvo, informatika, gradbeništvo in še mnogo drugih (Koželj, 1990, Aberšek, 2012).

Na spodnji sliki 50 je prikazana takšna povezava različnih znanstvenih ved.



Slika 50: Umestitev materialov med znanstvene discipline
(Van Vlack, 1975).

7.1 GRADIVA

Osredotočimo se sedaj le na materiale oz. gradiva, kar je najpogostejše poimenovanje materialov v OŠ. Strukturo materialov lahko opazujemo na treh nivojih: molekularnem, strukturnem in inženirskem nivoju.

a) Molekularni nivo

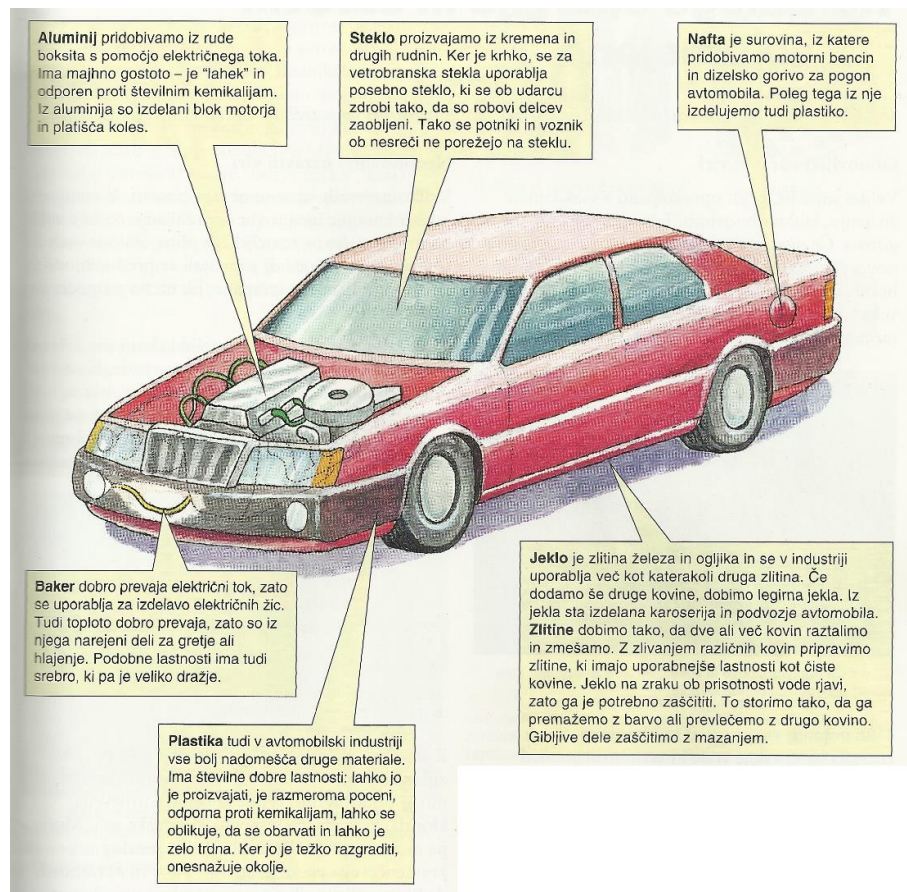
Kemija in fizika sta si od nekdaj zastavljali vprašanje, kaj je materija, substanca ali snov. Snov ali substanca je vse tisto, kar napolni prostor, kar lahko otipamo in se da obdelati ter se pojavlja v plinasti, tekoči ali trdni fazi. Snov je sestavljena iz atomov, ki je najmanjši delec snovi, molekul, ki so neodvisni delci sestavljeni iz dveh ali več atomov istega ali različnih elementov in ionov, ki so atomske skupine, ki nosijo enega ali več pozitivnih ali negativnih nabojev, ali hkrati iz vseh treh delcev. O sami snovi lahko govorimo šele takrat, ko je v njej zadostno število atomov, molekul in ionov (Kač, 2004).

b) Strukturni nivo

V tehniki je izjemno pomembna struktura gradiv, saj lahko bistveno vpliva na lastnosti teh gradiv. Atomi so povezani v ustrezne strukture. Na osnovi tega ločimo amorfne in kristalne snovi.

c) Inženirski nivo

Prav pri inženirskem nivoju najdemo velike povezave med naravoslovnimi vedami oz. med naravoslovnimi tehnologijami, kot je npr. kemijska tehnologija in energetika, ali kemijska tehnologija in avtomobilska industrija, kjer po večini uporabljamo ne-kovinska in kovinska gradiva, kar lepo prikazuje slika 51 (Van Vlack, 1975).



Slika 51: Materiali, ki jih uporabljamo za izdelavo avtomobila
(Gabrič, et al., 2011).

7.2 DELITEV GRADIV

Za tehnično prakso je seveda inženirski nivo najpomembnejši. Pri inženirskem nivoju govorimo predvsem o lastnosti različnih gradiv in povezavi le-teh z lastnostmi končnih izdelkov.

Gradivo ali material je vsaka uporabna snov v kateremkoli agregatnem stanju, ki jih predvsem v OŠ delimo na dve skupini, na ne-kovinska gradiva in na kovinska gradiva.

- NE-KOVINSKA GRADIVA:

- Les, papir, celuloza, gradbeni materiali, steklo, umetne snovi, usnje, guma, lepila, premazi, maziva, goriva.

- KOVINSKA GRADIVA:

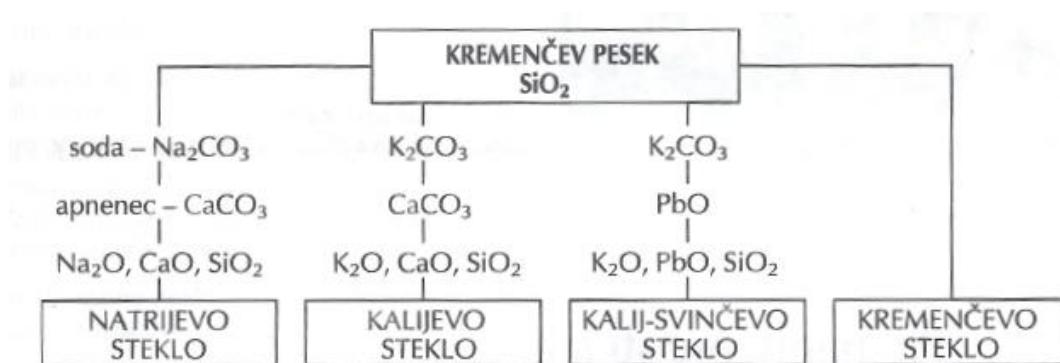
- Železo in zlitine na osnovi železa ter barve kovine, kot so aluminij, baker, cink, kositer, svinec, nikelj, krom (Aberšek, 1995).

Oglejmo si to delitev na nekaj primerih.

7.3 NE-KOVINSKA GRADIVA

7.3.1 Steklo

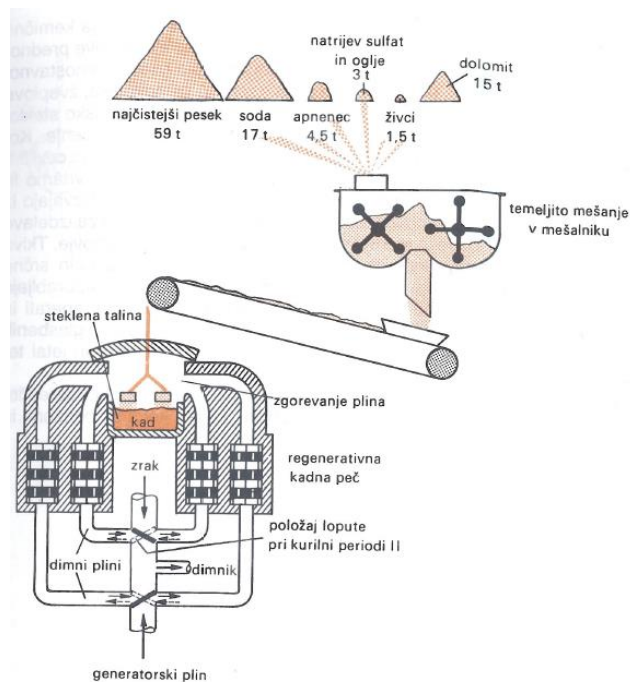
Steklo je prozorna amorfna snov, katere glavna sestavina za izdelavo je kremenčev pesek (SiO_2). Poleg kremenčevega peska so druge sestavine za izdelavo stekla še soda (Na_2CO_3), apnenec (CaCO_3), natrijev sulfat (Na_2SO_4), boksid in boraks ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$). Potrebujemo pa še pomožna sredstva, kot so sredstva za razbarvanje in bistrenje stekla, sredstva za barvanje ter sredstva za motnitev stekla. Glede na sestavo snovi ločimo različne vrste stekla, kar prikazuje slika 52 (Jug-Hartman, 1997).



Slika 52: Vrste stekla, glede na njihovo sestavo
(Jug-Hartman, 1997).

7.3.1.1 Izdelava stekla

Vse surovine najprej stehtamo, fino zmeljemo in zmešamo. Tako gre v mešalnik, seveda odvisno od vrste stekla, kot je prikazano na sliki 51, približno 59 % čistega kremenčevega peska, 17 % sode, 4,5 % apnenca, 3 % natrijevega sulfata in oglja, 1,5 % živca ter 15 % dolomita. Steklo talimo v talilnih pečeh in talilnih loncih pri temperaturi med 1400° - 1600°C . Talino, ki jo dobimo, kasneje ohladimo na približno 1000°C , saj je pri tej temperaturi talina dovolj gosta oz. viskozna in tekoča, da jo lahko oblikujemo. Glede na viskoznost, lahko talino stekla oblikujemo z različnimi metodami in postopki, kot npr. z valjanjem, z vlečenjem, s pihanjem, stiskanjem in dr. (Eckhard, et al., 2008).



Slika 53: Postopek izdelave stekla
(Wedam & Adlešič, 1991).

Tradicionalna metoda izdelovanja votlih steklenih izdelkov je **pihanje**, ki zahteva izjemne spretnosti in občutek. Pri postopku pihanja ločimo postopek stojnega pihanja ter postopek ustnega pihanja, kjer je glavni pripomoček steklopihaška cev (Eckhard, et al., 2008).

Pri postopku **ulivanja** staljeno steklo ulivamo v kalupe ter pustimo, da se gmota ohladi. S postopkom ulivanja pridobivamo predvsem izdelke iz polnega stekla. S postopkom **valjanja** pa izdelujemo debele in ravne steklene površine ter ornamentno steklo. Taljeno steklo se vlije na kovinsko mizo, kjer ga valji, ki so pritrjeni na mizi, valjajo. Verjetno pa je najbolj razširjen postopek **vlečenje** stekla, ki ga uporabljamo za izdelavo tanjšega ravnega stekla, ki se uporablja kot okensko steklo (Jug-Hartman, 1997).

7.3.1.2 Vrste stekla

Steklo razvrščamo po različnih kriterijih. Tako ga ločimo po načinu sestave, po postopkih oblikovanja ter po namenu uporabe (Jug-Hartman, 1997).

a) **Po sestavi:**

- **Natrijevo steklo** je steklo svetlo modre do zelenkaste barve, ki ga predvsem uporabljamo izdelavo kozarcev in steklenic. Izdelano je iz kremenčevega peska, apnenca in sode (Jug-Hartman, 1997).

- Kalijevo steklo je izdelano iz kremena pepelike in apnenca. Je mehkejše in težje taljivo steklo, ki se uporablja za temperaturno bolj obstojne izdelke (Aberšek, 1995).
- Kalij-svinčeno ali kristalno steklo vsebuje veliko dodatek svinčevega oksida in se uporablja predvsem kot optično steklo za leče (Jug-Hartman, 1997).
- Barvno steklo je izdelano z dodatki kovinskih oksidov. Tako npr. dodatek kromovega oksida obarva steklo zeleno, dodan bakrov oksid modro, manganov oksid pa steklo obarva vijoličasto (Jug-Hartman, 1997).
- Varnostno steklo je steklo, ki se uporablja predvsem v letalski in avtomobilski industriji, predvsem za vetrobranska stekla. Imenujemo ga tudi tripleks steklo, saj je sestavljeno iz dveh slojev stekla in vmesnega sloja, ki je iz celuloida (Aberšek, 1995).

b) Po načinu izdelave:

- Ravno okensko steklo se izdeluje z postopkom valjanja.
- Votlo steklo, iz katerega so narejeni predvsem kozarci, steklenice, posode za gospodinjstvo, okrasna steklovina. Votlo steklo nastane z ročnim ali stojnim pihanjem taline stekla (Jug-Hartman, 1997).

c) Po namenu uporabe in njegovih lastnostih:

- optično steklo,
- gradbeno steklo,
- laboratorijsko steklo idr (Aberšek, 1995).

7.3.1.3 Obdelava stekla

Steklo lahko obdelujemo na različne načine. Lahko ga režemo, vrtamo, brusimo, poliramo in oblikujemo (Eckhard, et al., 2008).

7.3.2 Usnje

Usnje pridobivamo z obdelovanjem živalske kože s procesom, imenovanim strojenje. Strojenje je proces, kjer izmenjuje uporabljamo razne kemične in mehanske postopke. Strojila se z vlakni kože kemično vežejo, da zapolnijo praznino med njimi (Haupt, et al., 1994).

7.3.2.1 Priprava kože in postopek strojenja

Kožo pred samim strojenjem sortiramo po njeni debelini, vrsti ter kakovosti, tako da že pri samem sortiranju določimo, kakšno vrsto usnja bomo iz dotične kože izdelali. Kožo operemo, jo očistimo ter jo namočimo v vodo, da izgubi sledi konzerviranja, ki smo jih uporabili takoj po zakolu živine. Ko se koža napoji z vodo sledi luženje v alkalni raztopini, kjer se struktura kože zrahlja, zgornja plast kože ali povrhnjica in spodnji sloj kože, imenovan mesnatica, pa se zmehčata. Plasti kože ločimo med seboj s cepljenjem tako, da za nadaljnjo uporabo pridobimo samo osrednji del kože, imenovan usnjica. Sledi postopek strojenja, kjer strojila, ki so kemične snovi, delujejo na beljakovine v koži in jo pretvorijo v usnje (Jug-Hartman, 1997).

7.3.2.2 Strojila

Ločimo 4 vrste strojil:

- a) **Rastlinska strojila** so strojila, ki jih pridobivamo iz lubja, lesa, plodov, cvetov oz. iz rastlin, saj te vsebujejo veliko čreslovine ali tanina (Jug-Hartman, 1997).
- b) **Rudninska strojila** so strojila, ki jih dandanes uporabljamo za pridelavo usnja, in so soli kroma ter aluminija.
- c) **Strojila iz maščob**.
- d) **Sintetična strojila** (Aberšek, 1995).

7.3.2.3 Obdelava usnja

Ker usnje po strojenju še nima primernih lastnosti za uporabo, moramo usnje primerno obdelati. Tako ločimo med mehanskimi in kemičnimi postopki plemenitenja usnja. Tako so najpogostejši postopki obdelave sušenje, valjanje, brušenje, barvanje, likanje idr. (Jug-Hartman, 1997).

7.3.2.4 Delitev usnja

Usnje delimo po načinu uporabe na usnje za obutev, oblačilno usnje, tehnično usnje in galanterijsko usnje (Jug-Hartman, 1997).

7.3.3 Naravni in sintezni kavčuk

Gospodarsko najpomembnejši naravni polimer je naravni kavčuk, ki ga uporabljamo predvsem za izdelavo predmetov iz naravne gume. Ločimo med sinteznim oz. sintetičnim in naravnim kavčukom (Haupt, et al., 1994).

7.3.3.1 Naravni kavčuk in proizvodnja gume

Naravni kavčuk pridobivamo iz mlečnega soka drevesa kavčukovec, ki se goji plantažno. Drevesa kavčukovca dosegajo višine od 10 do 20 m, v njih je drevesna smola, imenovana lateks, ki vsebuje približno 60 % vode, 30 % poliizoprena ter 10 % beljakovin, soli in smol (Haupt, et al., 1994).

V lubje drevesa kavčukovca v obliki črke V naredimo rez, da začne v zbirne posode iztekati drevesna smola ali lateks. Lateks se nato zgosti tako, da se sesiri oz. koagulira, saj se mu doda razredčena mravljinčna kislina (HCOOH) ali razredčena očetna kislina (CH_3COOH). Postopek koagulacije poteka ob segrevanju lateksa na 70 °C. Zaradi postopka koagulacije se na dnu posod naravni kavčuk izloči, zato ga lahko zvijemo v trakove in pripravimo za transport (Jug-Hartman, 1997).

Tako pripravljen kavčuk je lepljiv in ni primeren za uporabo, zato je nadaljnji postopek obdelave kavčuka postopek imenovan mastificiranje ali gnetenje surovega kavčuka med valji. Pri tem postopku se poveča plastičnost kavčuka in sposobnost za sprejemanje dodatkov (Haupt, et al., 1994).

Sledi postopek mešanja. Pri tem postopku naravnemu kavčuku primešajo razne sintetične dodatke, da se izboljša njegova lastnost. Tako se npr. uporabljajo dodatki, ki izboljšajo mehanske lastnosti ter preprečujejo staranje (Jug-Hartman, 1997).

Vulkanizacija, kot najpomembnejša kemična reakcija, je postopek, pri katerem naravni kavčuk obdelujemo s 3- 5 % žveplom pri povišani temperaturi 130 °C. Žveplo se veže med molekule kavčuka in povzroči zamreženje oz. mrežasto strukturo. Tako se tehnično neuporaben kavčuk spremeni v mehko elastično gumo, ki je odporna proti staranju (Haupt, et al., 1994).

7.3.3.2 Sintezni kavčuk

Elastomeri so sintezni polimeri, ki jih pridobivamo s polimerizacijo iz industrijsko pridobljenih monomerov, in spadajo med sintezne kavčuke. Najpomembnejši sintezni kavčuki so:

- a) **Kavčuk SB**, ki je odporen proti vročini, obrabi in drsenju, in se uporablja predvsem v proizvodnji gum, predvsem za avtomobilske avtoplašče.
- b) **Kavčuk PB** je zelo odporen in elastičen kavčuk.
- c) **Kavčuk B**, ki je najmanj elastičen in ga uporabljamo za proizvodnjo zračnic (Haupt, et al., 1994).

7.3.4 Umetne snovi oz. sintezni polimeri

Umetne snovi delimo glede na izvor v dve skupini:

- a) Plastične mase, ki so narejene iz sintetičnih polimerov, za katere osnovne surovine dobimo s kemično predelavo spojin.
- b) Plastične mase, ki so iz naravnih polimerov, za katere osnovne surovine dobimo iz živih organizmov, kot so celuloza, kavčuk ali beljakovine (Jug-Hartman, 1997).

7.3.4.1 Zgradba sinteznih polimerov

- ❖ **Termoplasti** so umetne snovi, ki so med seboj zgrajeni iz nepovezanih oz. razvejanih verižnih makromolekul. Termoplaste lahko z njihovim segrevanjem poljubno oblikujemo (Jug-Hartman, 1997).
- ❖ **Duroplasti** so umetne snovi, katerih makromolekule so med seboj povezane v prostorsko mrežo. Njihovo ime izhaja iz latinske besede durus, ki pomeni trd. Ko se duroplasti strdijo, njihovo preoblikovanje ni več mogoče (Haupt, et al., 1994).
- ❖ **Elastomeri** so umetne snovi s trajno elastičnostjo, ki je neodvisna od obremenitve (Aberšek, 1995).

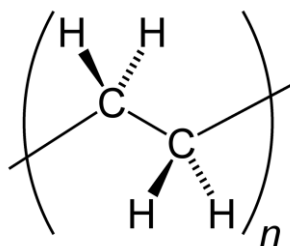
7.3.4.2 Vrste sinteznih polimerov

Sintezne polimere delimo na polimerizate, polikondenzate, ter na poliadukte (Haupt, et al., 1994).

7.3.4.2.1 Polimerizati

- a) **Polietilen (PE - (C₂H₄)_n)** pridobivamo s polimerizacijo etena. Glede na proizvodnjo po dveh različnih postopkih ločimo polietilen z nizko gostoto, ki je upogljiv termoplast z voskasto površino in je obstojen pri temperaturah od -70 do +80 °C, in polietilen z visoko gostoto, ki je odpornejši proti raztezanju in obstojen pri temperaturi do 100 °C (Haupt, et al., 1994).

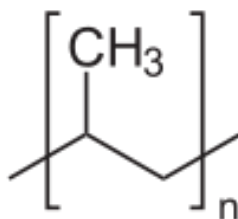
Uporabljamo ga za cevi, za folije za zavijanje ter kot izolator v kemični in elektro industriji (Aberšek, 1995).



Slika 54: Polietilen

(<https://en.wikipedia.org/wiki/Polyethylene>).

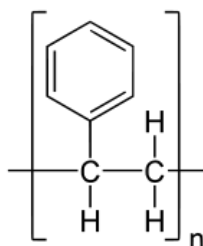
- b) **Polipropilen (PP – (C₃H₆)_n)** je ogljikovodik, ki vsebuje le atome ogljika in vodika, je mehansko in toplotno odpornejši od polietilena. Polipropilen je brezbarven in svetleč in ga uporabljamo predvsem za ohišja tehničnih aparatov, uporablja se tudi kot embalaža in mrežice za sadje in zelenjavo (Jug-Hartman, 1997).



Slika 55: Polipropilen

<https://en.wikipedia.org/wiki/Polypropylene>.

- c) **Polistiren (PS – (C₈H₈)_n)** je monomer stirena, ki je mineral na osnovi benzena in etena **ter** je odporen le do temperature 70 °C. Je mehansko občutljiv in krhek, rad se lomi. Uporabljamo ga za embalažo, plastične lončke, ohišja aparatov, belo tehniko in mnogo drugih stvari. Polistiren lahko penimo. Penjen polistiren imenujemo stiropor, ki je lahek material, a izredno dober izolator (Jug-Hartman, 1997).



Slika 56: Polistiren

(<https://sr.wikipedia.org/wiki/Polistiren>).

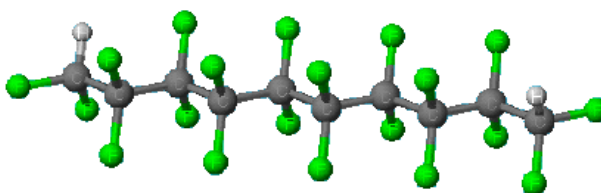
- d) **Polivinilklorid (PVC)** ima na vinilnem radikalni vezan atom klora, ki je zdravju škodljiv. Ločimo trdi PVC, ki je odpornejši in se uporablja za cevovode, v elektrotehniki kot izolacijski material ter mehki PVC, ki ga uporabljamo za pridobivanje umetnega usnja in gum ter v tapetništvu (Jug-Hartman, 1997).



Slika 57: Polivinilklorid

[https://hr.wikipedia.org/wiki/Poli\(vinil-klorid\)](https://hr.wikipedia.org/wiki/Poli(vinil-klorid)).

- e) **Poliakrilester (PAE)** je prozoren duroplast, ki je odporen proti staranju (Haupt, et al., 1994).
- f) **Politetrafluoreten (PTFE)** ali teflon, za katerega je značilno, da je odporen na visoke temperature in kemično popolnoma obstojen. Uporabljamo ga za prevleke za posodo, prevleke likalnikov ter za tekstilna tehnična vlakna (Jug-Hartman, 1997).



Teflon, $-(CF_2CF_2)-$

Slika 58: Teflon

(<http://www.lenntech.com/teflon.htm>).

7.3.4.2.2 Polikondenzati

- a) **Poliamidi (PA)** so zelo trdni in elastični polimeri, ki jih uporabljamo v tekstilni industriji, za izdelavo vlaken, imenovanih nylon in perlon (Jug-Hartman, 1997).
- b) **Poliester (PES)** je duromer, ki ga dobimo reakcijo med večbaznimi organskimi kislinami in alkoholi, uporabljamo ga za izdelovanje smole ter tekstilnih vlaken (Haupt, et al., 1994)
- c) **Fenoplasti.**
- d) **Aminoplasti.**

7.3.4.2.3 Poliadukti

- a) **Poliuretani (PUR)** se uporabljajo v tekstilni industriji (Haupt, et al., 1994).
- b) **Epoksidne smole** nastanejo pri procesu poliadicije. Epoksidne smole so trdne in odporne proti obrabi. Uporabljamo jih za zaščito kovin pred korozijo, ali kot lepila za kovine (Jug-Hartman, 1997).

7.3.4.3 *Postopki izdelave umetnih snovi*

7.3.4.3.1 Poliadukti

- a) **Poliuretani (PUR)** se uporabljajo v tekstilni industriji (Haupt, et al., 1994).
- b) **Epoksidne smole** nastanejo pri procesu poliadicije. Epoksidne smole so trdne in odporne proti obrabi. Uporabljamo jih za zaščito kovin pred korozijo, ali kot lepila za kovine (Jug-Hartman, 1997).

7.3.4.4 *Postopki izdelave umetnih snovi*

Po obliki je največ polimerov v obliki zrn ali prahu in ravno to njihovo stanje pripomore, da plastične izdelke na koncu dobimo z različnimi postopki in dodatki. Najpogostejši postopki oblikovanja polimerov so tlačno litje, stiskanje, iztiskanje in penjenje (Jug-Hartman, 1997).

❖ **Tlačno litje polimerov**

Termoplastična zrnca polimera stalimo, nato pa to talino vbrizgavamo v kalup. Z vbrizgavanjem oz. tlačnim litjem dobimo zelo natančne plastične odlitke. Ta postopek lahko uporabljamo tudi za izdelavo bolj zapletenih oblik. Ta postopek uporabljamo, ko želimo izdelati več manjših ali večjih izdelkov, v serijski liniji, kot npr. ohišja gospodinjskih strojev, vedra, posoda ter izdelki za vsakdanjo uporabo (Jug-Hartman, 1997).

❖ **Stiskanje**

Postopek stiskanja uporabljamo za težko tekoče termoplaste in duroplaste. Stiskamo jih v t. i. stiskalnicah pod visokim tlakom. Postopek stiskanja uporabljamo za proizvodnjo različnih folij, pisarniških predmetov, talnih oblog in ponjave (Jug-Hartman, 1997).

❖ **Iztiskanje**

Polimerna zrnca, segrevamo v stroju za iztiskanje, kjer vreteno polžaste oblike potiska staljeno maso skozi primerno oblikovano odprtino. S postopkom iztiskanja izdelujemo predvsem različne cevi, profile in palice (Jug-Hartman, 1997).

❖ Penjenje

Plastične mase penimo s pomočjo dodatkov za penjenje, ki pri segrevanju sproščajo pline. Ko se masa ohladi, ostanejo kroglice s plini ujete v masi. Na ta način se največkrat izdeluje stiropor, penaste čistilne gobe, embalaža in lahki izolacijski materiali (Jug-Hartman, 1997).

7.3.5 Papir

Papir je v današnji družbi eno najpomembnejših gradiv, saj ga uporabljamo za pisanje, tiskanje, kot embalažo in v mnoge druge namene. Papir je tanka, upogljiva snov, ki je izdelana iz mrežastih vlaken celuloze.

V obdobju nekje od 3500 p.n.š. do leta 1000 n.š. so kot prvi papirni material, imenovan papirus, uporabili Egipčani. Izdelali so ga iz stebel močvirske rastline imenovane *Cyperus papyrus* (Jug-Hartman, 1997).

V Mali Aziji se je v času nekje od 263 p.n.š. pa nekje do 15. stoletja našega štetja uporabljal pergament, ki se je iz mesteca Pergamo razširil po celotni Evropi. Surovine iz katerega so ga pridelovali so bile predvsem ovčja ter telečja koža. Z izdelavo papirja so prvi pričeli Kitajci (Aberšek, 1995).

7.3.5.1 Surovine za izdelavo papirja

Glavna surovina za proizvodnjo papirja je **celuloza**, saj se okoli 95 % vse na svetu proizvedene celuloze uporabi prav za izdelavo papirja. Prvotni sestavini celuloze sta les in slama ter star papir in odpadni tekstil.

Okoli 75 % vse celuloze, ki je uporabimo za izdelavo papirja, pridobimo iz dreves iglavcev, saj le-ti dajejo daljša vlakna; 20 % iz lesa listavcev ter nekje 5 % prvotne celuloze pridobimo iz slame in zelenih rastlin (Haupt, et al., 1994).

Surovino imenovano **lesovina** mehansko pridobivamo iz lesa. Deblo olupimo in očistimo, nato pa brusimo vse dokler se les ne razvlakni. Lesovina je lahko bele ali temnejše barve in se po večini uporablja za izdelavo kartona in lepenke ter papirja temnejše barve (Jug-Hartman, 1997).

7.3.5.2 Pomožna sredstva in dodatki pri pridelavi papirja

Dodatna sredstva, ki jih uporabljamo pri pridelavi papirja, so:

- **Polnila**, ki v papirni masi zapolnijo prazne prostore med vlakni. Zaradi njih papir postane gladek, neprosojen in čvrst. Kot polnila uporabljamo npr. kreda, kaolin in titanov oksid.
- Vlakna med seboj zlepijo **lepila oz. klej**, zaradi katerih papir postane manj vpojen.
- **Barvila**, ki rahlo rumenkasto-bel ton papirja prekrijejo v rahlo modrikastega (Jug-Hartman, 1997).

7.3.5.3 Izdelava papirja

Sama proizvodnja mase poteka v treh fazah:

- **Priprava papirne mase**

Izdelava papirja se prične z mletjem osnovnih surovin, kot so lesovina, celuloza ali sekundarne surovine, v papirno maso, ki vsebuje velike količine vode. Vlakna se med gnetenjem sprostijo in sprejemajo vodo, zaradi katere so vlakna voljna in med seboj prepletena. Papirni kaši, ki jo dobimo, dodamo pomožna sredstva, da dosežemo željeno lastnost, za kasnejšo predelavo. To papirno kašo imenujemo tudi papirna pulpa (Jug-Hartman, 1997).

- **Predelava papirne kaše na papirnih strojih**

Papirna kaša ali papirna pulpa priteka na velike bobne, ki imajo neskončno sito. Ta boben se vrti, voda počasi odteka in nastane list. List potuje skozi stiskalnico z valji in nato v sušilnico na sušilne valje, da se posuši.

Po sušenju se papir dodatno obdela, saj potuje v gladilnike, imenovane satiner, kjer papir s stiskanjem pridobi dodatno trdnost ter lepši zunanji videz. Papir se nato na papirnem stroju navije na velik boben, ki se kasneje prenese na previjalni stoj (Jug-Hartman, 1997).

- **Plemenitenje in dodelava papirja**

Ker surov papir nima primernih lastnosti za uporabo, ga moramo plemenititi, kar pomeni, da ga moramo gladiti in nanj enostransko ali obojestransko nanašati premazna sredstva, ga sušiti in stiskati. Seveda pa je vsaka nadaljnja obdelava odvisna od samega namena uporabe papirja. Ko dosežemo željeno kakovost papirja, papirni zvitek razrežemo z rezalniki na manjše dele (Jug-Hartman, 1997).

7.3.5.4 *Formati papirja in razrezovanje*

Papir po sami izdelavi razrežemo na dva načina, na formate, kar pomeni prečno razrezovanje, ali v zvitke, kar je vzdolžno razrezovanje.

Ločimo različne formate:

- Format A se uporablja za pisemski papir, tisk in risanje.
- Format B se uporablja kot tiskarski papir.
- Format C se uporablja za razne mape in pisemske ovojnice.
- Format K uporabljamo za kartone in lepenko.
- Format E uporabljamo za embalažne papirje v listih in polah (Jug-Hartman, 1997).

7.4 KOVINSKA GRADIVA

7.4.1 **Železo (Fe)**

Železo je kovina s tališčem pri 1539 °C, vreliščem 2735 °C ter gostoto 7,86 g/cm³. Železo je kovina, ki je s 3,4 masnih % za aluminijem najbolj pogosta kovina, in je takoj za aluminijem, kisikom in silicijem četrti najbolj pogosti element na našem planetu (Lazarini & Brenčič, 1984).

Železo je zelo pogosta težka kovina, ki se nahaja v različnih rudah, kot so magnetit, železov oksid, ki vsebuje največ železa izmed vseh rud, hematit, ki je oksid rdeče barve in vsebuje 70 % železa, limonit, oksid, ki ima v molekuli vezano vodo in vsebuje nekje do 50 % železa, siderit, iz katerega se zelo težko izloči čisti železo ter pirit, ki je železov sulfid, ki ga uporabljamo za pridobivanje žveplove(VI) kisline (Jug-Hartman, 1997).

7.4.2 **Jeklo – zlitina železa z ogljikom**

Zlitine železa, ki vsebujejo do 2 % ogljika, imenujemo jekla, zlitine z več kot 2 % vsebnosti ogljika pa imenujemo surova železa ali grodlji. Jeklo ni ena sama kovina, jeklo je vrsta železovih zlitin, ki se med seboj razlikujejo glede na namen uporabe (Jug-Hartman, 1997).

7.4.2.1 *Vrste jekel*

Glede na kemijsko sestavo delimo jekla na:

- ogljikova ali nelegirana jekla so jekla vseh vrst, ki vsebujejo do 1,7 % ogljika,

- legirana jekla so zlitine z drugimi kovinami, kot so silicij, mangan, krom, nikelj, idr.

Glede na **postopek pridobivanja** delimo jekla na:

- navadna nelegirana ali malo legirana ogljikova jekla, ki niso toplotno obdelana ter
- plemenita jekla, ki so toplotno obdelana.

Glede na **uporabo** ločimo:

- Konstrukcijska jekla, ki jih uporabljamo za strojogradnjo in jeklene konstrukcije, transportna sredstva, jekla za vijake, matice, kovice in cevi, idr.
- Orodna jekla, ki so zelo trdna in vsebujejo okoli 0,45 % ogljika ter jih uporabljamo za izdelavo orodij za obdelavo kovin in nekovin. Tako jeklo je zelo žilavo in dobro prenaša obremenitve (Jug-Hartman, 1997).

7.4.3 Baker (Cu)

Baker je ena najstarejših kovin, ki jo je človek znal uporabljati. V človeku dostopnem delu Zemlje je okrog 0,0003 % bakra. Latinsko ime za baker je cuprum in izvira iz latinskega imena Cyprium oz. Ciper, kjer so v antičnem času bila največja nahajališča bakrovih rud. Večina bakra se nahaja v sulfidnih rudah, manjše so množine samorodnega bakra. Baker ima tališčne pri 1083 °C, vrelišče pa pri 2350 °C (Lazarini & Brenčič, 1984).

Baker prepoznamo po značilni rdečkasti barvi in je kovina, ki jo pridobivamo s taljenjem. Je tako imenovana barvasta kovina, ki zelo dobro prevaja električni tok. Na zraku površina bakra oksidira in se temno obarva. Pri stiku z vlago postanejo vse površine bakra zelenkaste barve. Če baker legiramo z drugimi elementi, mu spremenimo lastnosti in tako pridobimo bakrove zlitine, kot so:

- Medenina, ki je najpomembnejša bakrova zlitina, sestavljena iz bakra in cinka, je zlato rumene barve in se uporablja za številne uporabne in okrasne predmete.
- Bronovina, je bakrova zlitina, ki je sestavljena iz treh elementov, in sicer iz bakra, cinka, ki sta stalni kovini, ter iz npr. kositra, aluminija, niklja ali kakšne druge kovine (Jug-Hartman, 1997).

7.4.4 Svinec (Pb)

Svinec je mehka in težka kovina temno sive barve, ki je brez leska na površini, saj jo po navadi prevlečemo z motno platjo, ki jo varuje pred korozijo. Svinec je kovina, ki je odporna proti vodi in proti kislinam. Uporabljamo ga v številnih zlitinah (Jug-Hartman, 1997).

7.4.5 Aluminij (Al)

Aluminij je izredno lahka in mehansko odporna kovina, ki se v veliki meri uporablja v avtomobilski industriji za karoserijo. Je dober elektroprevodnik, zdravju neškodljiv in zelo odporen proti atmosferskim vplivom, morski vodi in kemikalijam (Jug-Hartman, 1997).

8 OD GOZDA DO LESA

Ker bomo v nalogi uporabljali kot gradivo predvsem les, posvetimo temu gradivu nekoliko več pozornosti.

8.1 GOZD

Gozd je organizirana življenjska skupnost rastlin in živali v življenjskem prostoru, ki uspeva povsod, kjer to dopuščajo ekološki dejavniki in človek. Okrog 42 % celotnega ozemlja Evropske unije in 31 % celotne zemeljske površine prekrivajo gozdovi (Stegne & Bračič, 2015).

8.1.1 Gozdovi v Sloveniji

Skoraj 60 % naše države pokrivajo gozdovi, kjer uspeva približno 71 različnih vrst dreves, od tega 10 vrst iglavcev in 61 vrst listavcev. Lesna zaloga Slovenije je približno 338 milijonov m³, kar znaša približno 285 m³ lesa na hektar, od česar posekamo približno 3,5 do 4 milijone m³ lesa na leto. Najpogostejši drevesni vrsti pri nas sta smreka in bukev, sledijo jima jelka, hrast, bor, macesen in ostale drevesne vrste, ki so po svojem procentnem deležu zapisane v tabeli 15 (Stegne & Bračič, 2015).

Smreka	32,3 %
Bukev	31,7 %
Jelka	7,6 %
Hrast	7,0 %
Bor	5,7 %
Macesen	1,2 %
Plemeniti listavci	4,6 %
Mehki listavci	1,7 %
Drugo	8,2 %

Tabela 15: Drevesna sestava v Sloveniji
(Stegne & Bračič, 2015).

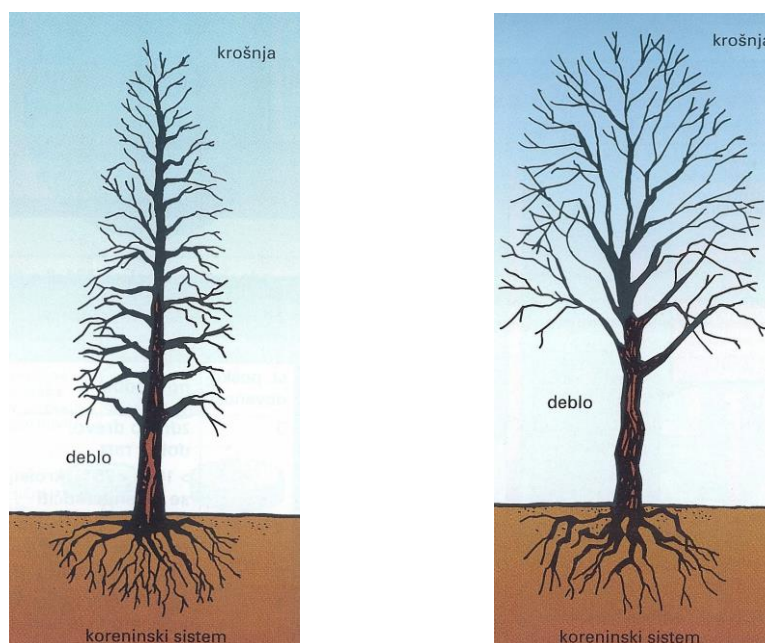
Seveda je glavni in najpomembnejši pridelek gozdov les, a pomembni so tudi tako imenovani stranski proizvodi gozdov, kot so divjad, gozdni sadeži, plodovi, zelišča in gobe. Pomemben

je pri »skladiščenju« ogljikovega dioksida, ki je potreben za proces fotosinteze (Geršak, 2014).

8.2 DREVO

Drevo je trajna rastlina, ki je višja od 4 metrov. Dosega visoko starost in je sestavljena iz korenin, olesenelega stebila imenovanega deblo in krošnje, ki jo sestavljajo veje z listi oz. iglicami. Drevesa spadajo med semenke oz. med rastline, ki se razmnožujejo s semeni. Pri iglavcih so semena na semenskih luskah zrelih storžev, pri listavcih pa so semena zaščitena v plodovih, zato jih imenujemo kritosemenke (Stegne & Bračič, 2015).

- **Korenine** tvorijo v celoti koreninski sistem ter so velike in razvejane. Ločimo glavne in stranske korenine, ki služijo za zasidranje drevesa ter iz tal vsrkavajo potrebno vodo in hranilne snovi za rast drevesa.
- **Deblo** nosi krošnjo drevesa in skrbi za dotok hranilnih snovi od korenin do listov navzgor;
- **Krošnja** je sestavljena iz vej in vejic, brstov, listov oz. iglic, cvetov in sadežev. Glede na obliko debla in razvejanosti krošnje ločimo metlasto ali stožčasto obliko krošnje (slika 54) (Eckhard, et al., 2008).

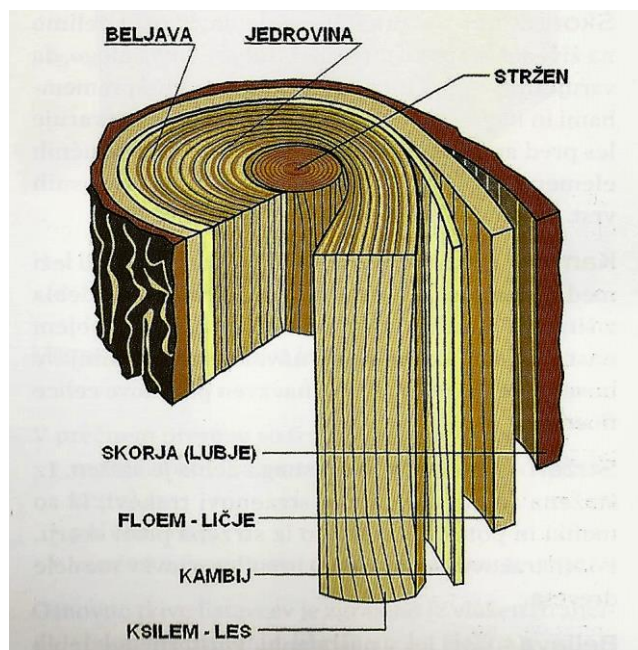


Slika 59: Deblo stožčaste oblike in deblo metlaste oblike
(Eckhard, et al., 2008).

8.2.1 Rast drevesa

Pomladni in poletni meseci so tisti, ko drevo najbolj pospešeno raste. Prav v pomladnih mesecih prične drevo najprej rasti v višino, kar imenujemo primarna rast, kjer drevo začne z odganjanjem glavnih in stranskih poganjkov na deblu ter v debelino ali ti. sekundarna rast, ki poteka v kambiju (Eckhard, et al., 2008).

8.2.2 Zgradba debla oz. drevesa



Slika 60: Zgradba debla
(Stegne & Bračič, 2015).

Deblo je sestavljeno iz več plasti in sicer:

- **Les ali sekundarni ksilem** sestavljajo traheje in traheide, ki imajo prevodno nalogo, saj po koreninskem sistemu prevajajo vodo in minerale ter nalogo, da drevesu dajejo oporo;
- **Ličje ali sekundarni floem** se vsako leto obnovi, stari floem pa se stisne v tanke letvice. Njegova naloga je, da poleg celic, ki prevajajo raztopljene organske snovi, gradi še celice z oporno nalogo ter celice osnovnega tkiva.
- **Skorja ali lubje** se imenuje zunanji del debla, ki je lahko gladek, razpokan ali luskast. Lubje delimo na t. i. živi del oz. ličje ter mrtvi del oz. lubje. Naloga lubja je, da varuje drevo pred naglimi temperaturnimi spremembami, mehanskimi poškodbami ter varuje les pred atmosfersko vlago. Je pa tudi ključen element, ki pripomore k prepoznavanju in ločevanju različnih drevesnih vrst.

- **Kambij** je s prostim očesom težko vidno tkivo, ki leži med ksilom in floemom, in vpliva na rast debla v širino.
- **Stržen** se nahaja v središču drevesnega debla. Iz stržena navzven se širijo strženovi trakovi, po katerih se pretakajo hranilne snovi v vse dele drevesa. Strženovi trakovi so mehki in potekajo radialno iz stržena proti skorji.
- **Beljava** imenujemo novi les, ki je v nastajanju.
- **Jedrovina** je osrednji sloj v drevesnem deblu (Stegne & Bračič, 2015).

8.2.3 Napake debla

Napake so posledica rasti drevesa, ali drugih naravnih dejavnikov, kot so poškodbe zaradi naravnih pojavov, delovanja mikroorganizmov, gliv, insektov, živali in človeka. Najpogostejše napake debla oz. lesa so krivost debla, koničnost, zavistost, grčavost in bule, rakavost debla, razpoke, ovalnost. In prav vse te napake so zelo moteče, saj je prav zaradi napak odvisen način obdelave lesa (Stegne & Bračič, 2015).



Slika 61: Napake debla
(Eckhard, et al., 2008).

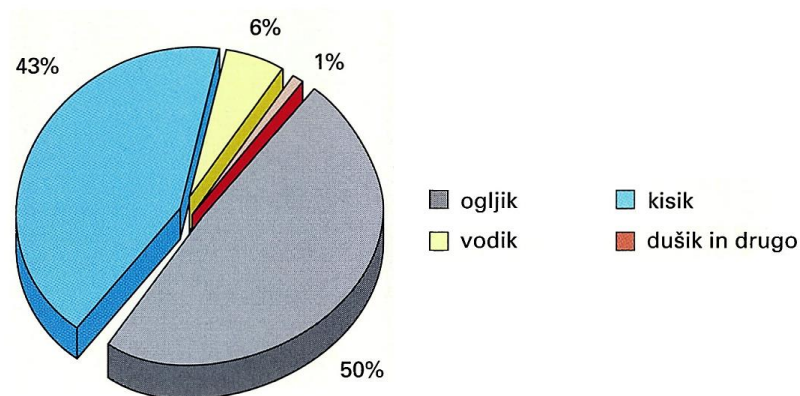
8.3 LES

Les je organski material, sestavljen iz številnih celic, ki se med seboj razlikujejo po tipu, obliki in nalogi. Les je glavno prevodno in mehansko tkivo dreves, ki je v zgodovini človeštva imel od nekdaj pomembno vlogo, saj so ga ljudje uporabljali ne samo kot gorivo, pač pa tudi za izdelavo orožja, orodja in opreme, ali kot gradbeni material. Dandanes pa je les zelo pomembna surovina, saj iz njega pridobivamo celulozo, ki je osnovna sestavina za papir, celulozne plastične snovi, za pridobivanje očetne kisline, acetona, alkohola, itd. (Aberšek, 1995).

Po njegovi notranji zgradbi ločimo anatomsko sestavo lesa ter kemično sestavo lesa, katero še delimo po mikroskopski sliki lesa, ki podaja obliko in sestavo celic, ter po mikroskopski sliki, ki pokaže staničja lesne mase in načine, kako so le-te med seboj povezana v različne črte in oblike (Aberšek, 1995).

8.3.1 (Kemična) zgradba lesa

Kemična sestava lesa je odvisna od posameznih lesnih vrst. Tako so elementi, ki sestavljajo les, ogljik, ki ga okoli 50 %, kisik 43 %, vodik 6 %, okoli 1% pa je dušika (Eckhard, et al., 2008).



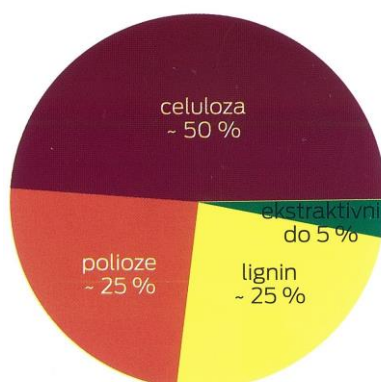
Slika 62: Elementi, ki sestavljajo les
(Eckhard, et al., 2008).

Sestava lesa:

- a) **Celuloza** ($C_6H_{10}O_2$)_n je brezbarvna vlaknasta snov brez vonja in okusa, ki po svoji kemični sestavi spada med polisaharide. V lesu je celuloze okoli 50 %. Makromolekule celuloze so sestavljene iz velikega števila enot glukoze, ki nastaja pri fotosintezi. Celuloza je zelo odporna in se ne topi v vodi, alkoholu ali acetonu. Pridobivamo jo s kemično

predelavo lesa. V največji meri jo uporabljamo za pridelavo papirja, sintetičnih vlaken, lakov itd. (Čermak, 1998),

- b) **Hemiceluloza**, imenovana tudi polioza, je po kemični sestavi zelo podobna celulozi, le da so njene makromolekule veliko krajše in bolj razvejane. Hemiceluloze so prav tako polisaharidi, topni v vodi. V reakciji s kislinami hitro razpadejo v enostavne sladkorje. Odvisno od vrste lesa je hemiceluloze do 20 % (Čermak, 1998).
- c) **Lignin** je polimer, ki ga najdemo v celični steni, kjer ga je med 25 – 30 %. Odstotek lignina v deblu se pri olesenitvi dela povečuje, medtem ko se odstotek celuloze zmanjšuje, zato prav lignin vpiva na olesenelost debla (Aberšek, 1995).
- d) **Ekstraktivne snovi** oz. spremljajoče snovi lesa so **škrob**, ki vpliva na trajnost lesa, saj več škroba, kot vsebuje les, manjša je njegova trajnost; **smole**, ki so zmes trdnih in tekočih sestavin in povečujejo trdnost lesne mase; **tanin** je barvilo, ki daje lesu njegovo posebno rdeče-rjavo barvo in ga najdemo v vseh drevesnih delih; **barvila** in **strupi**, ki pa jih vsebujejo le določene vrste dreves (Aberšek, 1995).



Slika 63: Sestava lesa
(Stegne & Bračič, 2015).

8.3.2 Prerezi in tekstura lesa

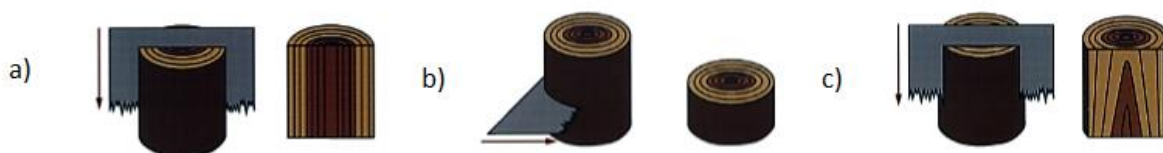
Tekstura lesa je značilni videz lesa v poljubnem prerezu, ki ga lahko vidimo s prostim očesom, saj imajo vse drevesne vrste različno teksturo, ki je odraz zgradbe lesa, rasti in barvnih posebnosti. Pri opazovanju teksture je pomembno, da je površina čimbolj gladko obdelana, saj je prav zaradi bolj dodelane obdelava, tekstura bolj izrazita.

Glede na zgradbo lesa je tekstura lahko pravilna ali nepravilna. Pravilna tekstura je značilna za normalno raščena drevesa, medtem ko je nepravilna tekstura pri drevesih z različnimi nepravilnostmi v rasti. Kljub imenu nepravilna tekstura, je le-ta zelo cenjena v mizarški

industriji, saj gre tukaj za posebnosti in neprecenljivost vzorcev predvsem pri proizvodnji furnirja (Čermak, 1998).

Glede na prerez lesa, ločimo prečno, radialno in tangencialno teksturo lesa. Ti trije prerezi so tudi najbolj pogosti, in se pojavljajo na različnih obdelovalnih površinah:

- **Prečni ali čelni prerez** dobimo pri pravokotnem prerezu debla na drevesno os. Na njem so opazne letnice v obliki nanizanih krogov, ki imajo pomen pri prepoznavanju drevesnih vrst ter pri presoji zdravosti in kakovosti lesa.
- **Radialni prerez** je značilen za furnir in deske sredice, ki jih narežemo v smeri trakov. Pri tem prerezu so letnice nanizane v obliki bolj ali manj vzporednih linij.
- **Tangencialni prerez** dobimo, če deblo prerežemo vzdolžno, ampak ne po sredini. Pri tem prerezu lahko opazimo letnice v obliki nepravilnih krivulj (Čermak, 1998).



Slika 64: Prerezi lesa:

a) Radialni prerez.

b) prečni prerez.

c) tangencialni prerez.

(Stegne & Bračič, 2015).

8.3.3 Lastnosti lesa

Les kot eden najbolj priljubljenih in uporabnih materialov je znan že tisočletja. Les ima ogromno lastnosti, ki nam dopuščajo različne načine obdelave, vsestransko uporabo ter veliko konstrukcijskih možnosti. Prav zaradi teh lastnosti je les kot material zelo blizu človeku in njegovim potrebam (Čermak, 1998).

Pred uporabo, predelavo ter obdelavo je potrebno poznati lastnosti lesa, ki jih delimo na mehanske, fizikalne, fizikalno-kemične in estetske lastnosti (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.4 Mehanske lastnosti lesa

Mehanske lastnosti so lastnosti, ki pridejo do izraza, ko na les delujejo zunanje oz. mehanske sile, saj te na lesu povzročajo različne deformacije. Kakšne oz. kako velike pa so te poškodbe je odvisno od drevesne vrste, zgradbe lesa, oblike lesa, pa tudi od vrste, velikosti in smeri

delovanja sil. Ker ima les zelo majhno gostoto, ima izreden mehanske lastnosti, ki so zelo pomembne pri uporabi lesa v gradbeništvu, ladjedelništvu ter izdelavi športnega orodja in pripomočkov (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.4.1 Trdota lesa

Trdota je odpor, ki ga les nudi proti tršemu materialu, ko je sam. Ta odpor predvsem čutimo pri zabijanju žebeljev v les, ali pri vijačenju in žaganju oz. pri različnih tehnikah obdelave lesa. Trdoto ugotavljamo z različnimi metodami in pripomočki. Trdota se izraža v N/m^2 oz. N/cm^2 in N/mm^2 .

Trdota lesa je odvisna od drevesne vrste, in jo razvrščamo v 5 skupin ki so predstavljene v tabeli 16:

	Ime	Trdota (N/cm^2)	Vrsta lesa
1.	Zelo mehak les	pod 3500	Smreka, topol, jelka, lipa, bor,...
2.	Mehak les	od 3500 do 5000	Macesen, breza, jelša,...
3.	Srednje trd les	od 5000 do 6500	Domači kostanj, brest,...
4.	Trd les	od 6500 do 10000	Hrast, javor, oreh, jesen, bukev,
5.	Zelo trd les	Od 10000 do 15000	Oljka, dren,...

Tabela 16: Trdota lesa
(Čermak, 1998).

8.3.4.2 Obrabljivost lesa

Je odpor lesa proti delovanju zunanjih sil, ki s trenjem želijo odstraniti njegovo površinsko plast. Z obrabljivostjo se povečini srečujemo pri stopnicah, lesenih podih, pragovih itd.

Obrabljivost je odvisna predvsem od prereza, tako je najmanjša pri prečnem prerezu lesa, največja pa pri radialnem prerezu (Čermak, 1998).

8.3.4.3 Trdnost lesa

Trdnost lesa je odpor, ki ga les nudi delovanju sile. Trdnost je tudi lastnost, ki je izrednega pomena pri uporabi lesa v gradbene oz. konstrukcijske namene (Aberšek, 1995).

8.3.4.4 Cepljivost lesa

Cepljivost lesa je odpornost proti cepljenju oz. ločevanju vlaken v smeri rasti oz. v vzdolžni smeri. Silo, ki je potrebna za razdvajanje vlaken, imenujemo razcepni odpor (Čermak, 1998).

8.3.4.5 Elastičnost ali prožnost lesa

Je lastnost, ki pride do veljave predvsem pri izdelovanju športnih rekvizitov, čolnarstvu in embalaži. Je lastnost, pri kateri se po prenehanju obremenitve predmet povrne v prvotni položaj (Aberšek, 1995).

8.3.5 Fizikalne lastnosti lesa

Fizikalne lastnosti lesa so posledica zgradbe lesa, ko na les delujejo zunanje naravne sile, kot so vlaga, toplota, svetlobni žarki. Fizikalne lastnosti močno vplivajo na obdelavo in uporabo lesa (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.5.1 Vlažnost lesa

Les je material, ki ima luknjičasto oz. porozno zgradbo. In prav zaradi zgradbe lesa ter zunanjih vplivov, kot sta vlaga in temperatura okolice, se higroskopnost v lesu stalno spreminja. Les vsebuje med 40 in 60 % vode (Aberšek, 1995).

8.3.5.2 Poroznost ali luknjičavost

Luknjičavost ali poroznost povzroča sama zgradba lesa, ki jo merimo kot razmerje med porami in suho lesno maso. Poroznost vpliva na lastnosti lesa, kot so krčenje in nabrekanje, gorljivost in trdnost, neposredno pa tudi vpliva na samo gostoto in trdoto (Čermak, 1998).

8.3.5.3 Gostota lesa

Gostoto lesa izračunavamo po vlažnosti lesa. Ločimo gostoto svežega lesa, ki jo ugotavljamo takoj po poseku ter gostoto suhega lesa, ki jo izračunamo, ko les posušimo (Eckhard, et al., 2008).

8.3.6 Fizikalno-kemične lastnosti lesa

To so lastnosti, ko na les delujejo sile, ki spreminjajo ne samo atomsko zgradbo, ampak tudi kemične častnosti lesa.

8.3.6.1 Trajnost lesa

Trajnost lesa je lastnost, ki vpliva, da les krajši ali daljši čas kljubuje vplivom, ki spreminjajo njegove naravne lastnosti. Trajnost je odvisna od številnih dejavnikov, kot so vlaga, čas

sečnje, klimatske razmere, škodljivci idr. Na trajnost vpliva tudi način uporabe lesa. Večjo odpornost lesa lahko dosežemo s ustrezno zaščito (Čermak, 1998).

8.3.6.2 Gorljivost lesa

Les je gorljiv material, ki se vname in prične goreti pri 270 °C. Iz lesa izhaja voda v obliki kapljic ter različni plini. Ko se les segreva, se krči in poka ter se pri višjih temperaturah prične kemično spreminjati. Moč gorenja doseže višjo suh in porozen les. Njegova kurilna vrednost znaša od 14700 do 16700 kJ/kg (Čermak, 1998).

8.3.7 Estetske ali lepotne lastnosti lesa

Estetske oz. lepotne lastnosti lesa so lastnosti, ki jih zaznavamo z našimi čutili na obdelani površini lesa.

8.3.7.1 Barva lesa

Z barvo lesa ne določimo samo vrste lesa, ampak tudi njegovo kvaliteto, starost in uporabnost. Barva lesa je odvisna od zunanjih dejavnikov, kot so podnebje, svetlobni žarki kraj rasti, starost drevesa idr. Barva lesa ima velik lepotni pomen predvsem pri uporabi lesa v proizvodnji pohištva ali furnirja ter pri različnih postopkih uporabe lesa (Čermak, 1998).

8.3.7.2 Vonj lesa

Po vonju lahko prepoznamo vrsto lesa, njegovo svežost, vsebnost oz. množino smole in starost. Vonj lesa moramo predvsem upoštevati pri uporabi, predvsem v prehrabni industriji (Čermak, 1998).

8.3.7.3 Tekstura lesa

Tekstura lesa je predvsem odvisna od strukture in naravnih barvnih razlik lesa. Tekstura daje lesu značilen videz (Aberšek, 1995).

8.3.8 Zaščita lesa

Les, lesne konstrukcije oz. lesni izdelki so podvrženi različnim vplivom, kot so vlaga, svetloba, škodljivci. V kolikor želimo lesu in lesnim izdelkom podaljšati življenjsko dobo, jih je potrebno pravilno zaščititi (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.8.1 Konstrukcijska zaščita lesa

Konstrukcijska zaščita lesa je fizična zaščita, ki nam nudi različne rešitve, ki jih opravimo na objektu, da bi zaščitili lesene dele. Tako s konstrukcijskimi rešitvami zagotovimo, da so naši lesni izdelki suhi. Konstrukcijske zaščite lesa so npr. zaščita fasad z napušči in prevesi, s konstrukcijami preprečujemo vdor vode v les, ali pa omogočimo hitro odtekanje vode ter hitro sušenje, prav tako s konstrukcijo posrbimo, da izdelek ni v neposredne stiku s tlemi (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.8.2 Zaščita lesa in obdelava

Les je živ, naraven material, za katerega moramo poskrbeti oz. ga negovati. Pomembno je, da zaščitimo les, ki je izpostavljen zunanjim vremenskim vplivom, to pa naredimo z različnimi premazi in zaščitnimi sredstvi (Stegne & Bračič, 2015).

Dandanes stremimo k uporabi zaščitnih sredstev, ki so okolju prijaznejša. V praksi razlikujemo med impregnacijo, premazi in sredstvi za zaščito lesa proti gorenju (Geršak, 2014).

8.3.8.3 Impregnacija lesa

Impregnacija lesa je kemična zaščita lesenih izdelkov, ki jo uporabljamo kot učinkovito zaščito lesa. Uporabljamo jo predvsem v gradbeništvu in na prostem. Impregnacijska sredstva vsebujejo biocide, ki preventivno ščitijo les pred škodljivci (Geršak, 2014).

8.3.8.4 Premazi

Med premazna sredstva uvrščamo brezbarvne lake, pokrivne namaze in lazure.

- **Brezbarvni laki** niso obarvani in na lesu naredijo zaščitni sloj, ki leseno površino ščiti pred zunanjimi vplivi (Geršak, 2014);
- **Pokrivni premazi** popolnoma prekrijejo strukturo lesa in površino obarvajo. Les zaščitijo s pokrivnim slojem ter mu v primerjavi z brezbarvnimi laki zagotavljajo trajnejšo zaščito (Geršak, 2014);
- **Lazure** so prosojni obarvani zaščitni premazi, pri katerih struktura lesa po premazovanju ostane vidna. Lazure vsebujejo topila, smole in pigmente ter vodoodporne snovi. Lesu dajejo lazure svilnat videz, ki je brez leska (Stegne & Bračič, 2015).

8.3.8.5 Sredstva za zaščito proti gorenja

Lesu proti gorenju ni mogoče popolnoma zaščititi, lahko pa s posebnimi premazi upočasnimo širjenje požara. Te premaze najdemo bodisi kot impregnacijska sredstva, ali kot površinski namazi (Geršak, 2014).

8.4 LES KOT GORIVO

Les se je od nekdaj uporabljal in se uporablja tudi dandanes za proizvodnjo toplote, zato je les izredno pomemben vir energije in je okolju prijazen ter obnovljivo gorivo.

Les, ki ga uporabljamo za kurjenje uvrščamo v skupino biomase, v kateri so poleg lesa še vse snovi organskega izvora in nasadi rastlin, ki jih uporabljamo v energetske namene (Geršak, 2014).

8.4.1 Oblike lesnih goriv

- a) **Drva** so les, ki je razžagan in po potrebi cepljen za uporabo v pečeh, kaminih ali kotlih za centralno ogrevanje. Dolžina drv je praviloma določena na dolžino od 15 do 100 cm.
- b) **Polena** je z ostrim sekalnimi ali cepilnimi napravami nasekan les, dolg od 15 do 50 cm.
- c) **Okroglice** so okrogli kosi lesa razcepljeni in razrezani na dolžino od 10 do 50 cm.
- d) **Cepanice** so kosi lesa, ki jih razcepimo ali razrežemo iz okroglega lesa na dolžino 50cm ali več (Stegne & Bračič, 2015).
- e) **Lesni sekanci** so v koščkih nasekana lesna biomasa, določene velikosti. Ločimo med drobnimi sekanci, ki imajo dolžino od 0,5 do 2,5 cm ter na grobe ali velike sekance, dolžine od 2,5 do 8 cm.
- f) **Pelete** izdelujemo iz lesnih ostankov, ki jih zdrobimo, posušimo in nato vroče stiskamo brez dodatkov. Pelete so naravno stisnjen les, premera med 5 do 8 mm ter dolžine med 10 do 30 mm.
- g) **Briketi** so vroče stisnjen naraven les večjih dimenzij. Brikete največkrat uporabljamo za kurjavo v kaminih, štedilnikih in kotlih (Geršak, 2014).

8.5 LEPILA IN LEPLJENJE

Lepilo je sredstvo za vezanje, ki veže dele lesa in ostale elemente v neko celoto. Tako lahko z lepilom vežemo na les plastične elemente, umetne smolne plošče, kovino in steklo. S postopkom lepljenja lahko tudi kombiniramo ostale postopke spajanja, kot je žebljanje in

vijačenje. Samega postopka lepljenja se lotimo, kadar želimo ohraniti naravno lepoto lesa. Za samo lepljenje lesa največkrat uporabljamo hladna lepila, ki so mešanica umetnih smol in vode (Aberšek, et al., 2004).

9 PRAKTIČNI DEL - PROJEKT

9.1 NAMEN IN PREDSTAVITEV PROJEKTA

Periodni sistemi elementov, ki jih največkrat vidimo viseti v kemijskih učilnicah, so s strani učencev povečini neizkoriščeni in neuporabljeni. Glede nato, da je periodni sistem elementov glavni pripomoček pri kemiji, je namen projekta izdelati periodni sistem elementov kot sestavljanko, ki lahko služi tako učencu kot učitelju pri samem pouku kemije. Na ta način lahko združimo predmet tehnike s predmetom kemije.

9.2 NAČRTOVANJE IN RAZVOJ IZDELKA

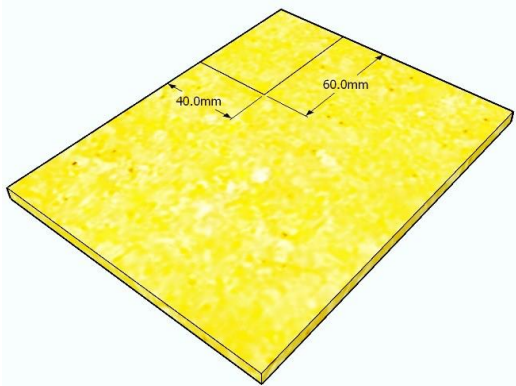
Za načrtovanje in kasneje dober razvoj izdelka je pomembno upoštevati sledeče:

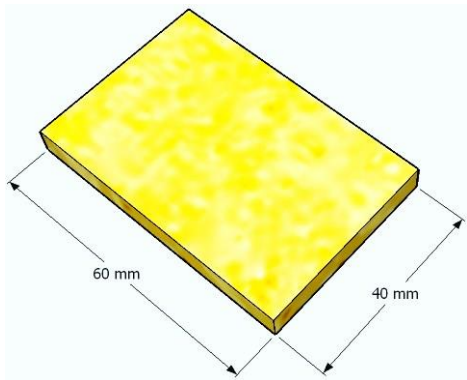
- predstavitev problema ter iskanje možnih rešitev, pri tem pa upoštevati sposobnosti učencev za samostojno delo,
- motiviranje s predstavitvijo že narejenega izdelka ter iskanje morebitnih novih idej,
- izdelava skice,
- dimenzije in izbira gradiva.

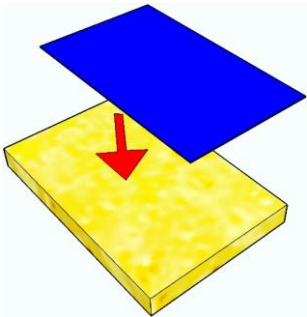
9.3 IZDELAVA PROTOTIPA

Preden pričnemo z izvajanjem dnevnih nalog, pri izdelavi prototipa določimo nekoga, ki bo vodja projekta ter koordinatorje. Naloga vodje projekta bo določiti učence v skupine, v katerih se bo pričelo samo izvajanje posameznih nalog in operacij. Za nalogo vodje moramo izbrati nekoga, ki ima razvite vodilne in komunikacijske spretnosti, saj bo moral svoje koordinatorje usmerjati ter jim pri samih nalogah nuditi pomoč. Na ta način bodo koordinatorji seznanjeni z vsemi dejavnostmi, ki jih prinaša naloga.

Poskrbeti je potrebno tudi za upoštevanje vseh pravil varnosti pri delu ter uporabi zaščitnih sredstev.

TEHNOLOŠKI LIST				PREDMET			
	Datum:	Priimek:	Podpis:	PERIODNI SISTEM ELEMENTOV			
Izdelal:		Rodeš					
Pregledal:		Dr. Aberšek					
Št.	Delovne operacije	Poz.	Gradiva	Orodja, stroji in pripomočki	Zaščitna sredstva	Izdelovalni čas (min)	
						Predviden	Izmerjen
1.	Zarisovanje mer za lesene elemente na les 	1, 2, 3, 4, 5, 6	vezana plošča in smrekov les	svinčnik, trikotnik, ravnilo	delovna halja ali predpasnik	30 min	

2.	Razrez ploščic in stranic 	1,2, 3, 4, 5, 6	vezana plošča in smrekov les	tračna žaga	delovna halja ali predpasnik, zaščitna očala, pokrivalo, rokavice	30 min	
3.	Brušenje vseh elementov	1, 2, 3, 4, 5, 6	vezana plošča in smrekov les	brusilni stroj, ročni brusilni stroj, brusni papir (granulacija 80 - 150)	delovna halja ali predpasnik, zaščitna očala, rokavice	20 min	
4.	Sestava kovčka – lepljenje in žebljanje	1, 2, 3, 4, 5, 6	vezana plošča in smrekov les	lepilo za les, žebli, kladivo	delovna halja ali predpasnik, časopisni papir	40 min	
5.	Zaščita ploščic in celotnega kovčka - lakiranje	1, 2, 3, 4, 5, 6	vezana plošča, smrekov les	čopič, dvo kompo- nentni lak za les Helios	delovna halja ali predpasnik, zaščitna očala, rokavice, časopisni papir	15 min	

6.	Izrezovanje slikic iz papirja	4	papir	škarje	delovna halja ali predpasnik	20 min	
7.	Lepljenje slikic na ploščice 	4	vezana plošča	samolepilni papir, škarje	delovna halja ali predpasnik	45 min	
8.	Pritrjevanje ročaja na kovček	8	Ročaj, vezana plošča, smrekov les	Ročaj, vijak, izvijač	Delovna halja ali predpasnik	10 min	

10 ZAKLJUČEK

Kot bodoči učitelji dveh predmetov se moramo po svojih najboljšim močeh potruditi, da svoje znanje, ki smo ga pridobili, poskusimo uspešno združiti in ga predati naprej. Prav zato je bil namen moje diplomske naloge združevanje obeh predmetov, saj lahko s povezovanjem kemijskega znanja dopolnjujem svoje tehnično znanje in obratno. In prav zaradi tega sem se odločila za skupno diplomsko nalogo, imenovano Periodni sistem elementov.

Cilj moje diplomske naloge je bila predstavitev povezave kemije in tehnike z opisom nastanka periodnega sistema skozi zgodovino, njegovo zgradbo, predstavitev V. in VI. skupine ter podrobnejšim opisom nekovinskega gradiva - lesa, za pripravo didaktičnega pripomočka v obliki kovčka oz. sestavljanke periodni sistem elementov. Tako sem pripravila vso potrebno dokumentacijo za samo izdelavo didaktičnega pripomočka, ki bi lahko služilo tako učitelju kemije, kakor tudi učencem za lažje rokovanje in učenje ne samo elementov periodnega sistema, pač pa tudi za učenje obdelave in izdelave lesnega predmeta pri predmetu Obdelava gradiv – les.

Z izdelkom periodnega sistema iz lesa želim motivirati za čim večje medpredmetno povezovanje ne samo učence, ampak tudi učitelje drugih predmetov.

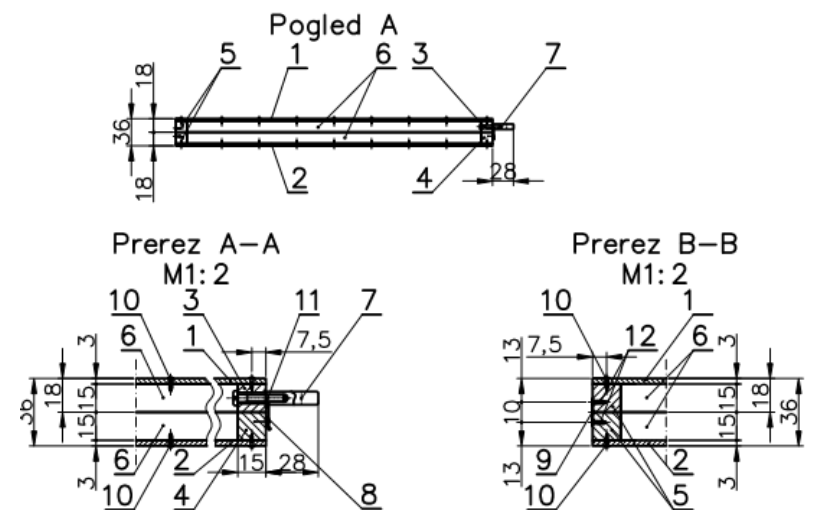
11 LITERATURA IN VIRI

- 1) Aberšek, B., 1995. *Tehnologija in obdelava gradiv*. Radovljica: Didakta d.o.o.
- 2) Aberšek, B., Florjančič, F. & Papotnik, A., 2004. *Tehnika 6. Učbenik za pouk tehnike in tehnologije v 6. razredu devetletnega osnovnošolskega izobraževanja*. Ljubljana: DZS, d.d..
- 3) Atkins, P. W., Clugston, M. J., Frazer, M. J. & Jones, R. A. Y., 1997. *Kemija - zakonitosti in uporaba*. Ljubljana: Tehniška založba Slovenije, d. d..
- 4) Brenčič, J. & Lazarini, F., 1997. *Splošna in anorganska kemija*. 6. ured. Ljubljana: DZS.
- 5) Čadež-Lapajne, D., 1983. *Glina, les, papir, kovina*. Ljubljana: Mladinska knjiga.
- 6) Čermak, M., 1998. *Tehnologija lesa 1. Železniki*: Pami d.o.o.
- 7) Donzelli, R., Munari, B. & Polato, P., 1983. *Delajmo z lesom*. Koper: Lipa Koper.
- 8) Drofenik, M., 2013. *Splošna in anorganska kemija*. 3. dopolnjena ured. Maribor: Fakulteta za kemijo in kemijsko tehnologijo.
- 9) Eckhard, M. in drugi, 2008. *Lesarski priročnik*. 20. izdaja ured. Ljubljana: DZS.
- 10) Gabrič, A., Glažar, S. A. & Slatinek - Žigon, M., 2011. *Kemija za 7. razred osnovne šole*. Ljubljana: DZS.
- 11) Gabrič, A., Glažar, S. A. & Slatinek-Žigon, M., 2001. *Kemija za 7. razred osnovne šole*. Ljubljana: DZS.
- 12) Geršak, M., 2014. *Knjiga o lesu*. Ljubljana: Samozaložba.
- 13) Gray, T., 2012. *Elementi, Slikovni pregled vseh znanih atomov v vesolju*. Ljubljana: Tehniška založba Slovenije, d. d..
- 14) Grdenić, D., 2007. *Zgodovina kemije*. Ptuj: Ptujka Gora: In ob medicus.
- 15) Haupt, W. in drugi, 1994. *Poznavanje blaga*. Celovec-Ljubljana-Dunaj: Mohorjeva založba.
- 16) Jug-Hartman, M., 1997. *Naravoslovje s poznavanjem blaga: kemično, tekstilno in tehnično področje*. prva ured. Ljubljana: DZS.
- 17) Kač, M., 2004. *Kemija - Zbirka: Tematski leksikoni*. Tržič: Učila International.
- 18) Kobal, E., 1994. *Kemija za vedoželjne*. Ljubljana: DZS.
- 19) Kovač - Artemis, T., 1984. *chemiki skozi stoletja*. Ljubljana: Mladinska knjiga.
- 20) Kovačič, B. & Čermak, M., 2001. *Tehnologija lesa 3*. Ljubljana: Lesarska založba.
- 21) Koželj, B., 1990. *Naravoslovje in tehnologija*. Kranj: Moderna organizacija.

- 22) Lawrie, R., 2000. *Kemija - Preproste razlage kemijskih pojavov*. Ljubljana: Tehniška založba Slovenije.
- 23) Lazarini, F. & Brenčič, J., 1984. *Splošna in anorganska kemija*. Ljubljana: DZS.
- 24) Likavec, A., 1993. *Tehnologija obdelave v lesarstvu*. Ljubljana: Tehniška založba Slovenije.
- 25) Papotnik, A., 1993. *Izdelujemo iz lesa*. Radovljica: Didakta.
- 26) Parsons, P. & Dixon, G., 2014. *Periodni sistem, Terenski vodnik po elementih*. Ljubljana: Modrijan založba, d. o. o.
- 27) Puncer, Z., 2002. *Obdelava gradiv - LES. Učbenik za izbirni predmet Obdelava gradiv*. Limbuš: Izotech.
- 28) Schröter, W., Lautenschäger, K.-H., Bibrack, H. & Schabel, A., 1993. *Kemija splošni priročnik*. Ljubljana: Tehniška založba Slovenije.
- 29) Stegne, V. & Bračič, B., 2015. *Uporabimo les*. Ljubljana: Kmečki glas.
- 30) Šarić-Medić, M., Buhač, I. & Bradamante, V., 2002. *Vitamins in minerali resnice in predsodki*. Pruj: In obs nedicus.
- 31) Van Vlack, L. H., 1975. *Elements of materials science and engineering*. Michigan: Addison-Wesley Publishing Company.
- 32) Wedam, A. & Adlešič, M., 1991. *Kako deluje? Sodobna tehnika I. tretja ured.* Ljubljana: Tehniška založba Slovenije.
- 33) <http://www.istrabenzplini.si/sl/products.cp2?cid=31A1E46C-00F6-A450-0695-830A8634DF8B&linkid=progases> (24.04.2016)
- 34) <http://cudaprirode.com/portal/bptkzn/10041-ozon-mirisni-kisik> (24.04.2016)
- 35) <https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik> (24.04.2016)
- 36) http://ekemija.osbos.si/e-gradivo/2-sklop/gradniki_elementov.html (02.05.2016)
- 37) http://projekti.gimvic.org/2010/2a/Magnetne_tekocine/paramagnetizem/ (28.04.2016)
- 38) http://www.meta-synthesis.com/webbook/35_pt/pt_dat (25.04.2016)
- 39) https://de.wikipedia.org/wiki/Gruppe_des_Periodensystems (24.04.2016)
- 40) <https://de.wikipedia.org/wiki/Tellur> (05.05.2016)
- 41) https://en.wikipedia.org/wiki/John_Newlands_%28chemist%29 (05.05.2016)
- 42) <https://sl.wikipedia.org/wiki/Arzen> (05.04.2016)
- 43) https://sl.wikipedia.org/wiki/Beli_fosfor (06.05.2016)
- 44) <https://sl.wikipedia.org/wiki/Kemija> (24.04.2016)
- 45) <https://sl.wikipedia.org/wiki/Kisik> (03.05.2016)

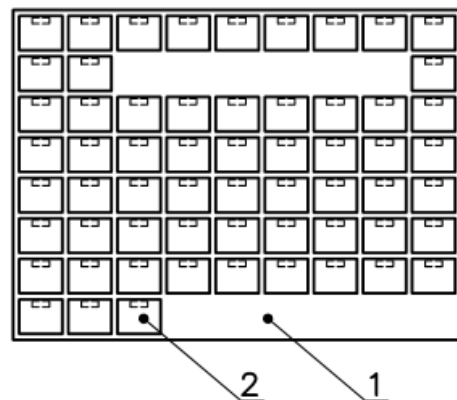
- 46) https://sl.wikipedia.org/wiki/Kro%C5%BEEenje_du%C5%A1ika#/media/File:Kro%C5%BEEenje-du%C5%A1ika.gif (04.05.2016)
- 47) <https://www.google.si/search?q=d%C3%B6bereiner+tri> (05.05.2016)
- 48) <https://www.lernhelfer.de/schuelerlexikon/chemie/artikel/stickstoffkreislauf> (24.04.2016)
- 49) <http://www.istrabenzplini.si/sl/products.cp2?cid=D4ACD33B-E338-FB08-CD60-34B882C0996B&linkid=progases>. (05.05.2016)
- 50) http://www.jutro.si/podatki_slike.html (13.05.2016)
- 51) <https://en.wikipedia.org/wiki/Polyethylene> (22.06.2016)
- 52) <https://en.wikipedia.org/wiki/Polypropylene> (22.06.2016)
- 53) <https://sr.wikipedia.org/wiki/Polistiren> (22.06.2016)
- 54) [https://hr.wikipedia.org/wiki/Poli\(vinil-klorid\)](https://hr.wikipedia.org/wiki/Poli(vinil-klorid)) (22.06.2016)
- 55) <http://www.lenntech.com/teflon.htm> (22.06.2016)

12 PRILOGE

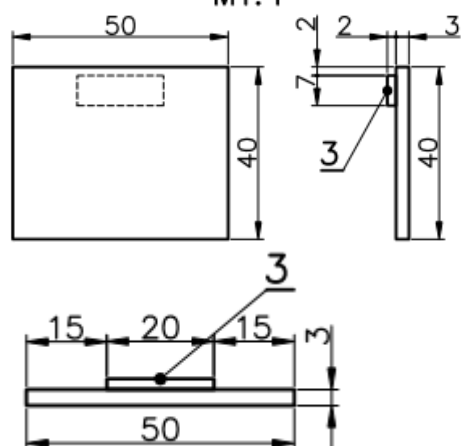


8	Vijak lesni Ø1,4x7 (DIN 97)	12	Vezana plošča	
2	Vijak M4x20 (DIN 84)	11	Vezana plošča	
76	Vijak lesni Ø1,6x7 (DIN 96)	10	Jeklo - Zn	
1	Šarnir 20x20 (32.2020.65.00)	9	VIN PRODUKT	
2	Zapiralo 35x12 (47.3162.11.04)	8	VIN PRODUKT	
1	Ročaj L100 (13.0096.25.00)	7	VIN PRODUKT	
4	Stranica stranska 15x15x393	6	Smrekov les	
2	Stranica zadnja 15x15x556	5	Smrekov les	
1	Stranica sprednja - S 15X15X556	4	Smrekov les	
1	Stranica sprednja - Z 15x15x556	3	Smrekov les	
1	Dno 3x556x423	2	Vezana plošča	
1	Pokrov 3x556x423	1	Vezana plošča	
Kos	Predmet in mere		Poz	Gradivo
	Datum	Ime	Podpis	Fakulteta FNM
Risal	Junij 2016	Rodeš		
Pregledal		dr. Aberšek		
Merilo: 1:5 1:2	Naziv: KOVČEK SESTAVNA RISBA			Številka risbe: 001-2016

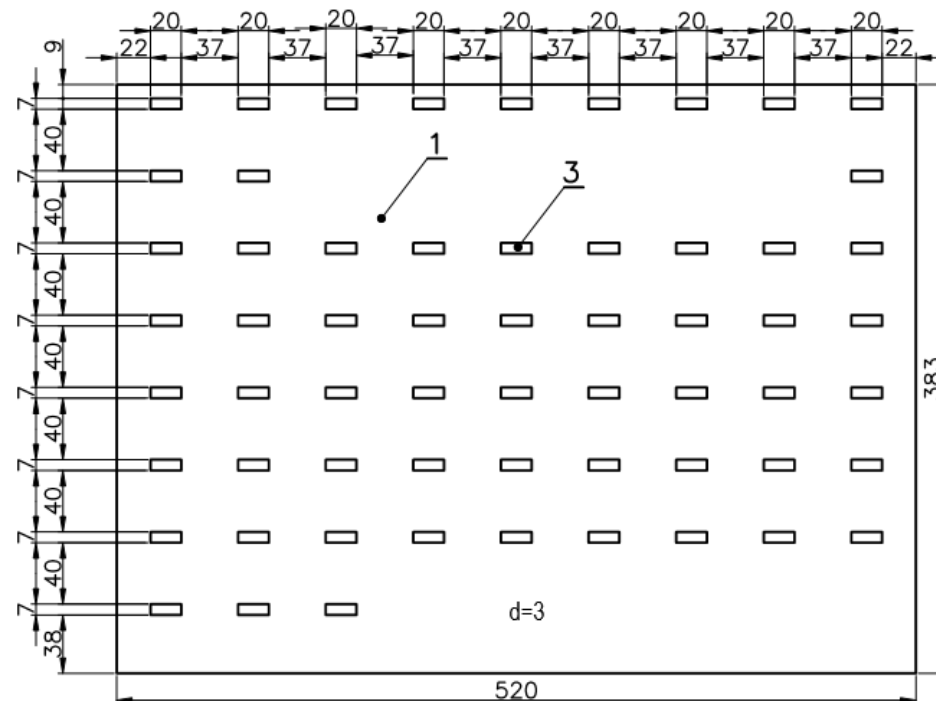
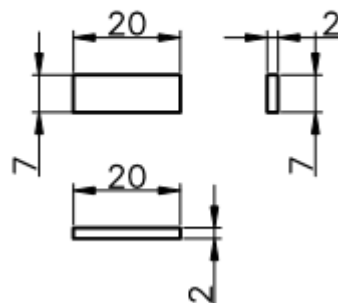
Sestava
M1:5



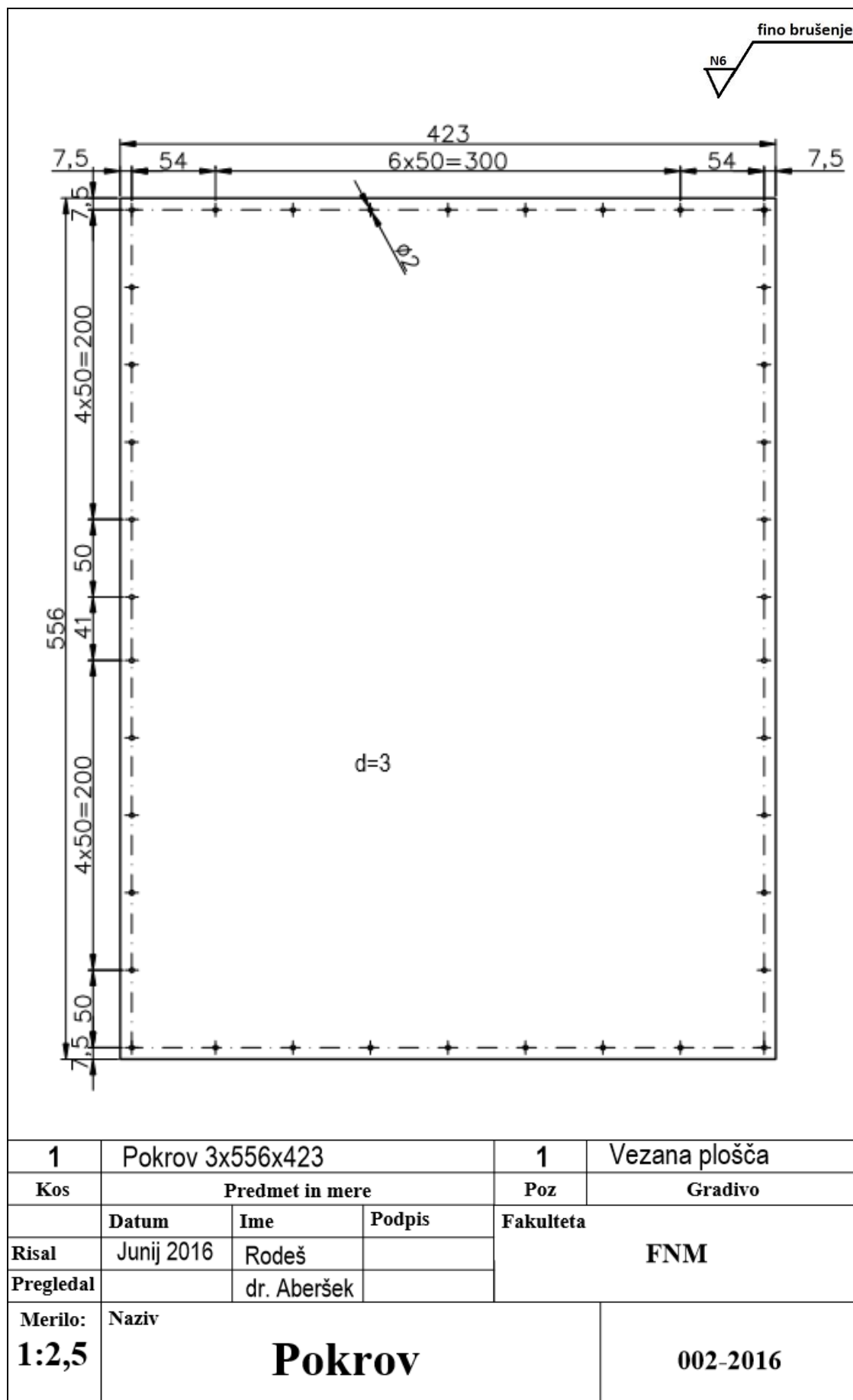
Pozicija 2
M1:1

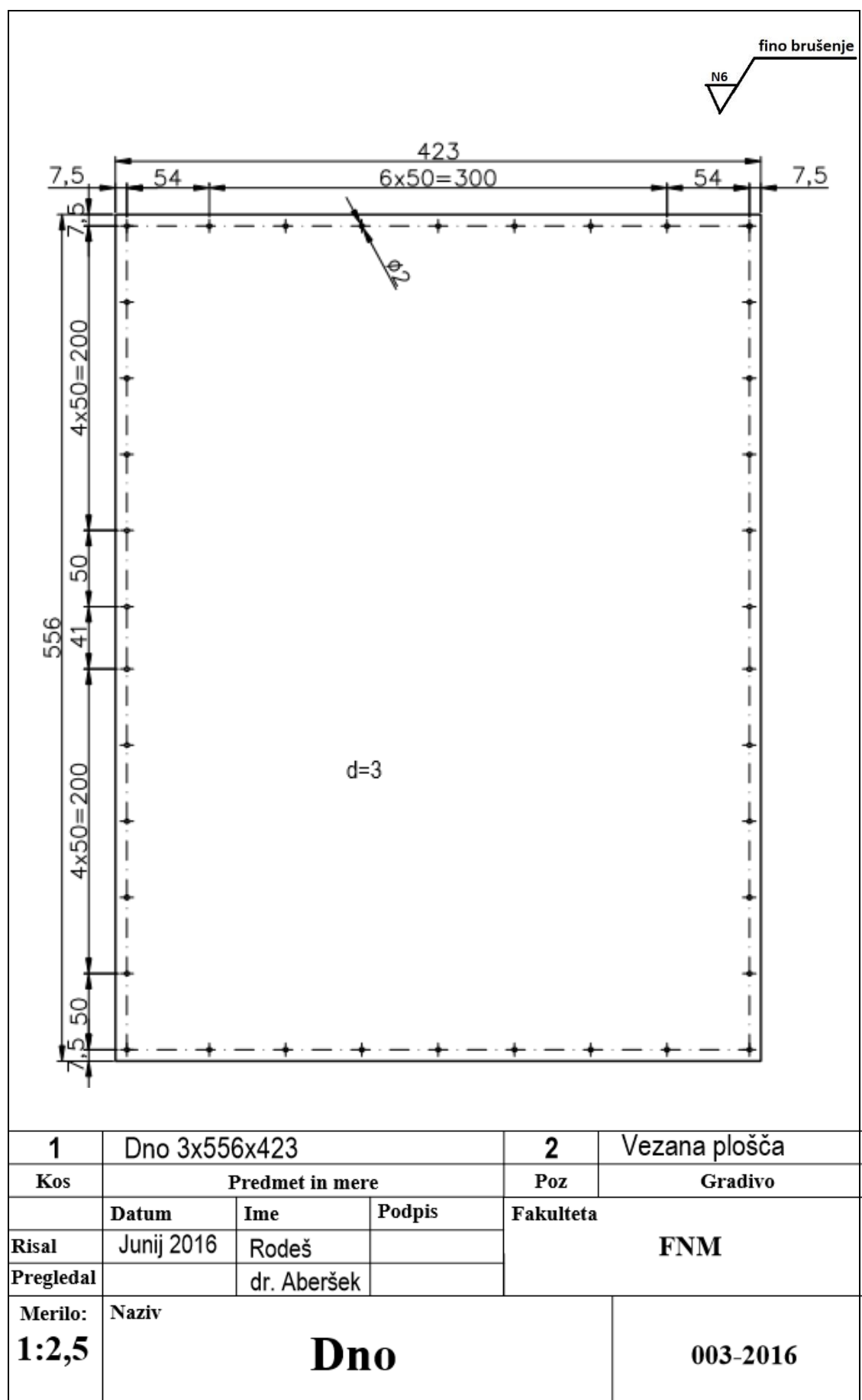


Pozicija 3
M1:1

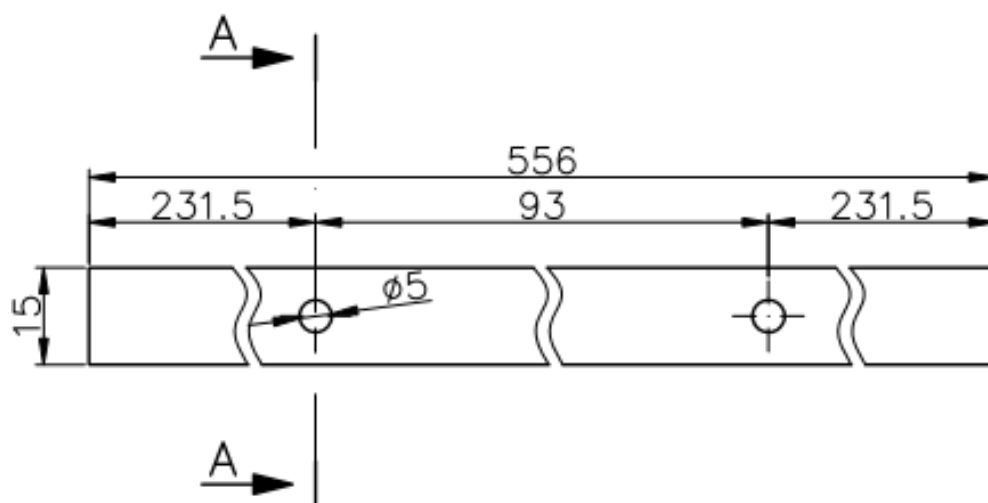
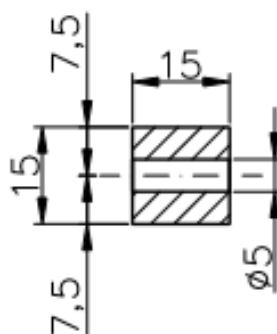


120	Sprimni trak			3	ME-PLAST
60	Ploščica 3x40x50			2	Vezana plošča
1	Plošča 3x520x383			1	Vezana plošča
Kos	Predmet in mere			Poz	Gradivo
	Datum	Ime	Podpis	Fakulteta FNM	
Risal	Junij 2016	Rodeš			
Pregledal		dr. Aberšek			
Merilo: 1:2,5 1:5, 1:1	TABLA				008-2016

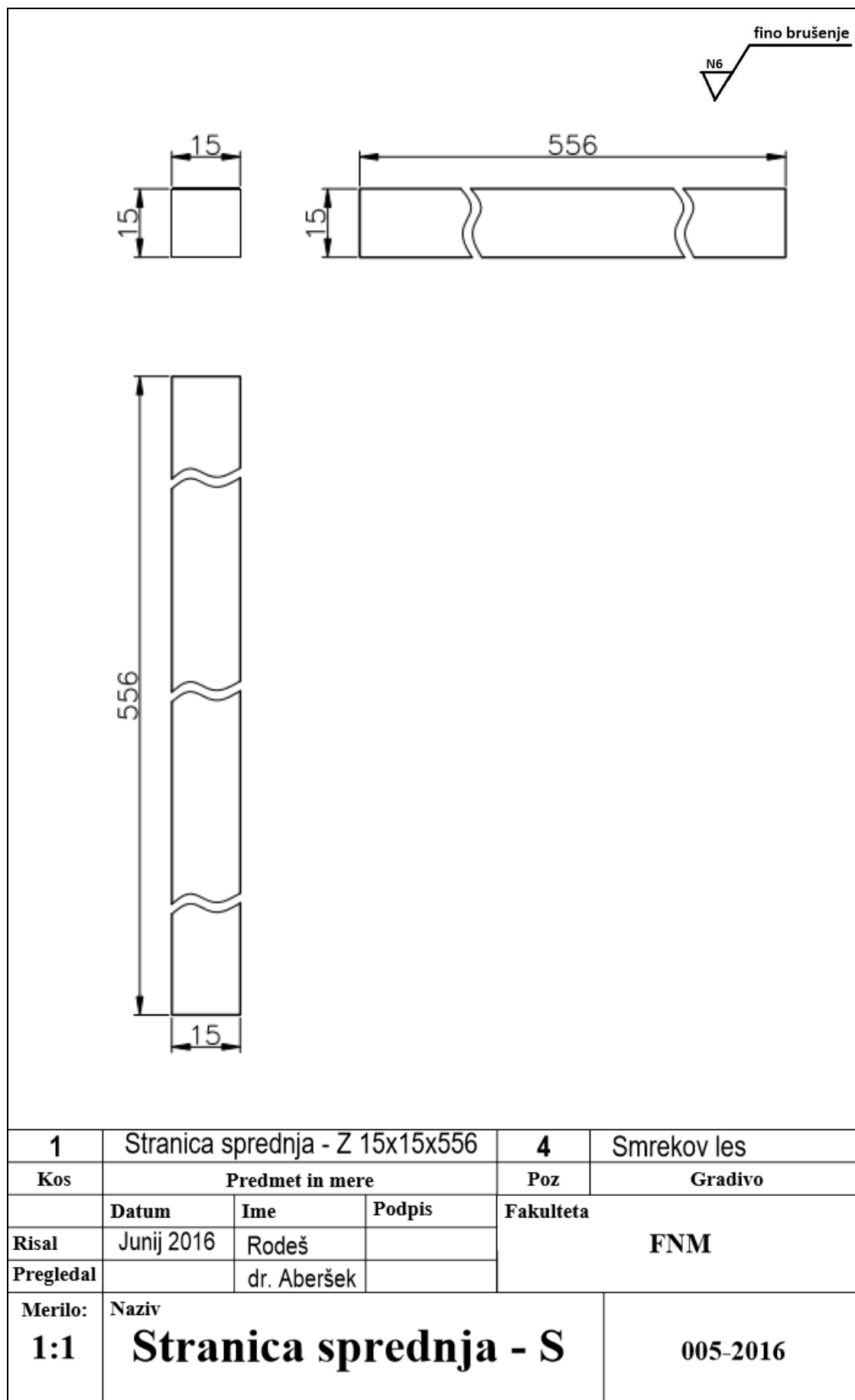


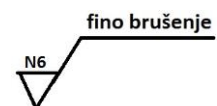


Prerez A-A

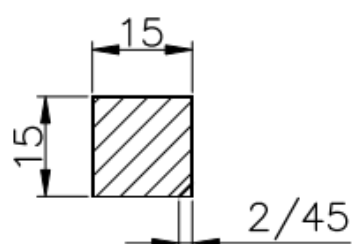


1	Stranica sprednja - Z 15x15x556			3	Smrekov les
Kos	Predmet in mere			Poz	Gradivo
	Datum	Ime	Podpis	Fakulteta FNM	
Risal	Junij 2016	Rodeš			
Pregledal		dr. Aberšek			
Merilo: 1:1	Naziv Stranica sprednja - Z				004-2016

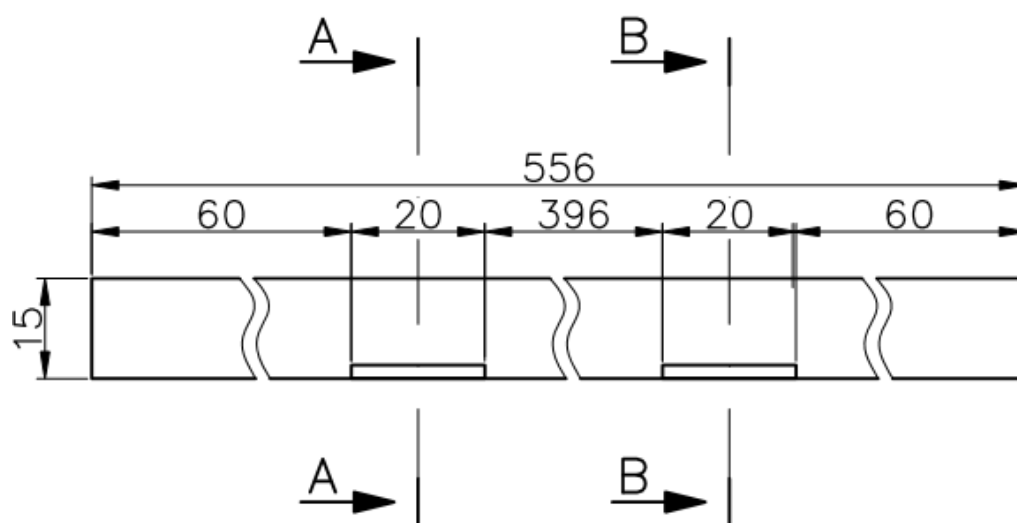
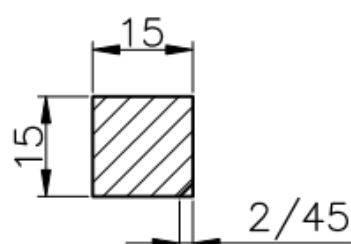




Prerez A–A

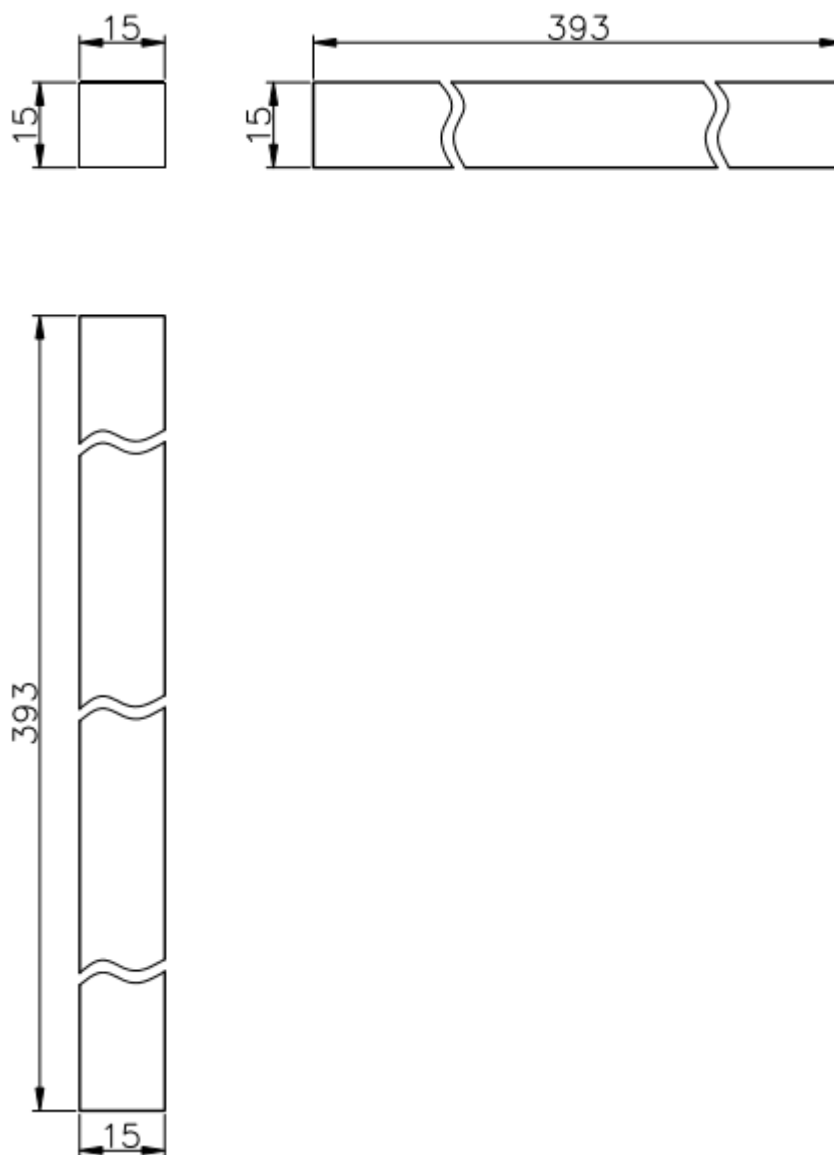


Prerez B–B



2	Stranica zadnja 15x15x556			5	Smrekov les
Kos	Predmet in mere			Poz	Gradivo
	Datum	Ime	Podpis	Fakulteta FNM	
Risal	Junij 2016	Rodeš			
Pregledal		dr. Aberšek			
Merilo: 1:1	Naziv Stranica zadnja				006-2016

fino brušenje
N6



4	Stranica sprednja - Z 15x15x556			6	Smrekov les
Kos	Predmet in mere			Poz	Gradivo
	Datum	Ime	Podpis	FNM	
Risal	Junij 2016	Rodeš			
Pregledal		dr. Aberšek			
Merilo: 1:1	Naziv Stranica stranska				007-2016

SKUPINA PERIODA	I	II	III
IV	V	VI	VII
VIII	1	2	3

4	5	6	7
1,01 H 1	4,00 He 2	6,94 Li 3	9,01 Be 4
10,81 B 5	12,01 C 6	14,01 N 7	16,00 O 8

19,00 F 9	20,18 Ne 10	22,99 Na 11	24,31 Mg 12
26,98 Al 13	28,09 Si 14	30,97 P 15	32,10 S 16
35,45 Cl 17	39,95 Ar 18	39,10 K 19	40,10 Ca 20

69,72 Ga 31	72,61 Ge 32	74,94 As 33	78,96 Se 34
79,90 Br 35	83,80 Kr 36	85,47 Rb 37	87,62 Sr 38
114,82 In 49	118,71 Sn 50	121,75 Sb 51	127,60 Te 52

