

***ELEMENTI IV., V., VI. IN VII. SKUPINE  
PERIODNEGA SISTEMA***

## KAZALO

UVOD.....	3
ELEMENTI IV. SKUPINE.....	3
ELEMENTI V SKUPINE.....	6
ELEMENTI VI SKUPINE.....	9
ELEMENTI VII SKUPINE.....	13
LITERATURA.....	16

## UVOD

V dolgem obdobju skoraj 2200 let, ko je prevladovala grška zamisel o elementih so poznali le nekaj elementov, ki sestavljajo današnji periodni sistem. Ko je angleški naravoslovec Robert Boyle predlagal nove opredelitve zmesi, spojin in elementov, so jih poznali 13. To je bilo leta 1661. Leta 1789 Antoine Lavoisier objavi seznam dotlej znanih elementov. Bilo jih je 24. V 19. stoletju so jih poznali že 62 do leta 1987 pa so jih odkrili že 106!

Najbolj se uporablja periodni sistem po Wernerju. Posvetila pa sem se elementom IV., V., VI. in VII skupine.

## ***ELEMENTI IV. SKUPINE PERIODNEGA SISTEMA***

Elementi četrte skupine so ogljik silicij germanij, kositer in svinec. Že sami elementi med seboj se zelo razlikujejo. Ogljik je značilna nekovina in ima v skoraj vseh svojih spojinah štiri kovalentne vezi. Svinec in kositer sta kovini, ki tvorita spojine z oksidacijskima številoma + 2 in + 4. Ogljik in silicij sta tudi dva izmed najpomembnejših elementov. Vsi živi organizmi so sestavljeni iz molekul, ki vsebujejo ogljik, silicij pa je glavna sestavina kamnin zemeljske skorje.

V tabeli so nekateri pomembnejši podatki IV skupine:

<i>element</i>	<i>vrstno št.</i>	<i>Ar</i>	<i>polmer atoma (10 m)</i>	<i>tališče (°C)</i>	<i>vrelišče (°C)</i>	<i>el. konfiguracija</i>
<b>ogljik</b>	6	12.011	0.77	3700	4347	He 2s 2p
<b>silicij</b>	14	28.086	1.17	1413	2630	Ne 3s 3p
<b>germanij</b>	32	72.59	1.22	958.5	2690	Ar 3d 4s 4p
<b>kositer</b>	50	118.69	1.40	231.9	2337	Kr 4d 5s 5p
<b>svinec</b>	82	207.191	1.54	327.4	1751	Xe 4f 5d 6s 6p

Iz tabele je razvidno, da z naraščajočim vrstnim številom po skupini navzdol naraščata tudi relativna atomska masa in polmer atoma. Tališče in vrelišče po skupini navzdol padata, raste pa kovinski značaj.

### -oksidacijska stanja in značilnosti vezi

Vsi elementi te skupine tvorijo spojine, v katerih imajo oksidacijsko število +4. Elementi na koncu skupine, predvsem kositer in svinec tvorijo tudi spojine z oksidacijskim številom +2. Obstojnost spojin svinca in kositra z oksidacijskim številom +2 lahko povežemo s težnjo v III . IV in V skupini, v katerih so spojine z oksidacijskim številom N-2 (N je število skupine) z naraščajočim atomskim številom stabilnejše.

### -periodičnost

Z naraščajočim vrstnim številom je povezan prehod od nekovinskega h kovinskemu značaju. Dioksida ogljika in silicija sta kislata, kositrov (IV) in svinčev (IV) oksid pa sta amfotermna.

Ogljik, ki je prvi element v skupini je kot običajno popolnoma različen od drugih. Vzrok temu je zelo majhna velikost ogljikovega atoma in odsotnost d-orbital pri nastanku vezi. Zaradi majhne velikosti atoma lahko ogljik tvori dvojne in trojne vezi, atoma se lahko približata, da je možno bočno prekrivanje p-orbital. Ostali atomi so preveliki in tako prekrivanje ni mogoče.

#### -oblike in velikosti

Velikost atoma je odvisna od njegove okolice in od vrste vezi. Elementi IV skupine tvorijo kovalentne spojine s formulo  $EL_4$ , zato lahko primerjamo kovalentne radije, ki podobno kot ionski radiji naraščajo po skupini navzdol.

Vse oblike molekul so zasnovane na tetraedru, izjema je le ogljik, ki tvori dvojne in trojne vezi, zaradi katerega imajo take molekule drugačno obliko.

#### -elementi

##### OGLJIK:

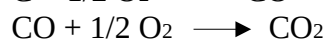
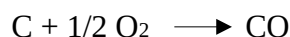
Ogljik ima poseben položaj med elementi, saj lahko zaradi svoje zelo velike vezne energije tvori izjemno veliko število spojin.

Drugače se pojavlja ogljik v dveh zelo pomembni trdnih oblikah. To sta diamant in pa grafit. Diamant ima razširjeno kovalentno zgradbo, v kateri je vsak ogljikov atom vezan na štiri sosednje v ogliščih tetraedra. Zaradi te zgoščene ureditve je diamant tako trden in kemijsko nereaktiven. Manj znana diamantova lastnost je tudi njegova izredno velika toplotna prevodnost.

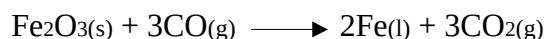
Grafit ima plastovito strukturo in v plasti je vsak atom povezan še s tremi sosednjimi atomi. Ker lahko plastijo drsijo druga na drugi uporabljajo grafit kot mazivo. Prevaja tudi električni tok. Oblike grafita so tudi oglje, koks in saje.

Karbidi so trdne spojine, v katerih se ogljik spaja s kovinami. Glede na vrsto vezi v kristalih karbidov jih delimo v ionske, kovalentne in intersticijske.

Pri gorenju ogljika ali ogljikovih organskih spojin v omejeni množini zraka je produkt ogljikov oksid, potem nastane ogljikov dioksid:



Ogljikov dioksid je nevaren in strupen plin, ker se močneje kot kisik veže na železo v hemoglobinu. Njegova najpomembnejša kemijska lastnost je njegova redukcijska sposobnost, reducira železov (III) oksid do železa



Ogljikov dioksid je tudi bistven za življenje, ker predstavlja lahko dosegljiv vir ogljika za rastline. Rastline ga vežejo pri procesu fotosinteze.

##### SILICIJ:

Za kisikom je silicij najbolj razširjen element. Silicijeva zgradba je enaka zgradbi diamanta. Njegova najpomembnejša fizikalna lastnost je da je polprevoden. Silicij je

kemijsko nereaktiven zaradi oksidne plasti, zato so za obsežnejše oksidacije potrebne visoke temperature.

Vir silicija so silikati, ki so v naravi močno zastopani in pa silicijev dioksid. Z redukcijo z ogljikom ga pridobivajo v električnih pečeh pri 3000°C



Spojine silicija z vodikom imenujemo silani, silikati pa so obsežna skupina mineralov in umetno pripravljenih spojin, katerim so skupni tetraedrično zgrajeni anioni  $\text{SiO}_4$ . Silikate najdemo v različnih oblikah in so v vsakdanjem življenju zelo pomembni. Med najbolj znanimi je azbest. To je silikat, ki je zelo odporen proti vročini, žal pa so spoznali, da je tudi zelo nevaren za zdravje.

#### KOSITER IN SVINEC:

Za kositer sta značilni dve obliki, to sta beli kositer in pa sivi kositer, ki ima isto zgradbo kot diamant. Največ kositra porabijo za površinsko zaščito železnih in jeklenih predmetov.

Svinec je gosta, kovna in mehka kovina, zato je z njo lahko delati, do pred kratkim pa so z njo delali tudi vodovodno napeljavo, vendar so odkrili, da je to strupena kovina, ki se kopiči v organizmu. Oba, kositer in svinec se zlahka oksidirata. Pomembna sta predvsem kositrov (II) in svinčev (II) oksid.

#### -hidridi in halogenidi

Sposobnost atomov ogljika, da se povezujejo v verige je izjema. Zato so hidridi ogljika, ogljikovodiki zelo pomembni vendar jih ne bom posebej obravnavala.

Vsi elementi IV. skupine tvorijo tetrahalogenide  $\text{E}(\text{Hal})_4$ , le kositer in svinec tvorita tudi dihalogenide.

Elementi VII, skupine (1 samski elektron) tvorijo dvoatomne molekule, elementi VI. skupine (2 samska elektrona) verige, elementi V. skupine (3 samski elektroni) plasti, tvorijo elementi IV. skupine (4 samski elektroni) trodimenzionalne strukture

## ELEMENTI V. SKUPINE PERIODNEGA SISTEMA

V V. skupini periodnega sistema so elementi dušik, fosfor, arzen, antimon in bizmut. Tu bosta bolj obravnavana dušik in fosfor saj sta bolj pomembna. Nekaterne fizikalne lastnosti elementov so v spodnji tabeli:

<i>element</i>	<i>vrstno št.</i>	<i>Ar</i>	<i>polmer atoma (10 m)</i>	<i>tališč e (°C)</i>	<i>vrelišče (°C)</i>	<i>el. konfiguracija</i>
<b>dušik</b>	7	14.0067	0.74	-210	-195.82	He 2s 2p
<b>fosfor</b>	15	30.9738	1.10	44.2	280	Ne 3s 3p
<b>arzen</b>	33	74.9216	1.21	x	610	Ar 3d 4s 4p
<b>antimon</b>	51	121.75	1.41	630	1440	Kr 4d 5s 5p
<b>bizmut</b>	83	208.9806	1.46	271	1420	Xe 4f 5d 6s 6p

Kot pri vseh skupinah tudi tukaj z vrstnim številom raste Ar, prav tako se s skupino navzdol večja polmer atoma. Tališče po skupini navzdol raste, prav tako vrelišče. Le antimon nekako izstopa v tem zaporedju. Z naraščajočim vrstnim številom raste tudi kovinski značaj.

### -oksidacijska stanja in značilnosti vezi

Oba elementa (dušik in fosfor) lahko tvorita kovalentne spojine, v katerih imata lahko pozitivno oksidacijsko število; največje oksidacijsko število obeh elementov je +5, najmanjše pa je -3.

### -periodičnost

Kako se opazno po skupini večja kovinski značaj, je najbolj razvidno iz zgradbe elementov: dušik je plin, fosfor je trdna nekovina, bizmut pa kovina s sijajem. To se vidi tudi iz kemijskih lastnosti, saj npr. po skupini raste tudi bazičnost oksidov.

### -oblike in velikosti

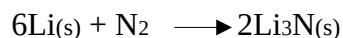
Dušikov atom je nenormalno majhen, kar omogoča nastanek dvojnih in trojnih vezi z drugim dušikovim atomom ali sosednjim ogljikovim in kisikovim atomom. Po teoriji VSEPR lahko zelo hitro razložimo oblike. če so v atomu štirje elektronski pari, so le-ti tetraedrično razporejeni. Osnovna oblika delcev, ki imajo tri elektronske pare je trigonalno planarna.

### - elementi

Kot sem že prej omenila, bom večjo pozornost namenila dušiku in fosforju, ki sta najpomembnejša. Pomembna sta za rast rastlin in sta tudi glavni sestavini umetnih gnojil. Oba elementa sta tudi tipični nekovini.

## DUŠIK

Dušik obstaja v dvoatomnih molekulah  $N_2$  in je plin brez barve in brez vonja. Je izredno nereaktiven, saj ima izredno veliko entalpijo. Edini element s katerim dušik reagira pri sobni temperaturi je litij.



Glavni vir dušika je zrak, zato se industrijsko dušik pridobiva z destilacijo utekočinjenega zraka.

V laboratorijih pripravljamo manjše količine dušika iz spojin. Npr. segrevanje vodne vodne raztopine amonijevega nitrata (III)



Najpomembnejši dušikovi oksidi so  $N_2O$ ,  $NO$  in  $NO_2$ .

$N_2O$  (didušikov oksid) je eden prvih uporabljenih anestetikov, nekoč so ga imenovali tudi smejalni plin. Nastane pri segrevanju mešanice amonijevega sulfata in natrijevega nitrata je dokaj nereaktiven plin, vendar pri segrevanju razpade na elemente.

$NO$  (dušikov oksid) se industrijsko pripravlja z oksidacijo amoniaka. Je plin brez barve in zelo slabo topen v vodi.

$NO_2$  (dušikov dioksid) pripravimo s segrevanjem trdnega svinčevega(II) nitrata (V). To je temno rjav strupen plin, in daje smogu rjavkasto barvo. Kakor dušikov oksid lahko tudi dušikov dioksid uvrstimo med molekule z lihim številom elektronom.

Poznamo tudi dve pomembni dušikovi oksokislini: dušikovo (III) kislino  $HNO_2$  in dušikovo (V) kislino  $HNO_3$ . Čista dušikova (V) kislina je brezbarvna tekočina z vreliščem  $85^\circ C$  in tališčem  $-42^\circ C$ . Soli dušikove (V) kisline so nitrati (V). Pripravimo jih tako, da z dušikovo (V) kislino učinkujemo na kovine, okside, hidrokside ali karbonate.



## FOSFOR

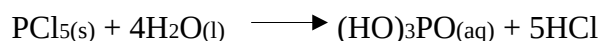
Glavni vir fosforja je apatit. Poenostavljen postopek pa je takle:



Redukcija poteka v elektropočeh pri temperaturi  $2000^\circ C$ . Fosfor ima tri glavne alotropne modifikacije: beli, vijolični in črni fosfor.

Letno proizvedejo več kot milijon ton fosforja, predvsem za proizvodnjo fosforjeve kisline, fosforjevih halogenidov in sulfidov in organofosforjevih spojin (organske spojine, ki vsebujejo fosfor) Fosfate (V) uporabljamo predvsem za umetna gnojila.

Najpomembnejša fosforjeva kislina je fosforjeva (V) kislina -  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . To kislino proizvajajo tako, da dodajo vodo fosforjevemu (V) oksidu (hidroliza fosforjevega pentaklorida):



Industrijsko pridobivamo to kislino v velikem obsegu. V prvi vrsti predvsem za umetna gnojila, drugače pa tudi za premaze kovinskih površin proti rjavenju. Dodajajo jo tudi cola pijačam, da dobijo oster okus.

### -hidridi in halogenidi

Vsi dušikovi halogenidi  $\text{N}(\text{Hal})_3$  imajo kovalentno piramidalno strukturo. Drugače pa so veliko bolj kot dušikovi pomembni fosforjevi halogenidi, ki so dveh vrst.  $\text{P}(\text{Hal})_3$  ali  $\text{P}(\text{Hal})_5$ . Pripravijo jih z direktno reakcijo med belim fosforjem in omejeno količino halogena.

Najpomembnejši spojini dušika in vodika sta amoniak ( $\text{NH}_3$ ) in hidrazin ( $\text{N}_2\text{H}_4$ )

-amoniak

Amoniak je za žveplovo (VI) kislino najpomembnejši produkt kemijske industrije. Je brezbarven plin, ki se utekočini pri  $-33.4\text{ }^\circ\text{C}$ . Ima značilno oster vonj in j etopen v vodi., kar je posledica nastanka vodikovih vezi s sosednjimi molekulami vode. Amoniak sintetizirajo po Heber-Boschovem postopku:



V amoniaku ima dušik najmanjše oksidacijsko število (-3) kar se kaže v mnogih reakcijah, v katerih je amoniak reducent.. Čeprav je močen reducent, ga lahko npr natrij in kalij (ki sta močnejša reducenta od njega ) reducirata.

Amoniak uporabljamo v različne namene, npr. kot umetno gnojilo in pa za proizvodnjo najlona.

Edina stabilna spojina fosforja in vodika je plin fosfin ( $\text{PH}_3$ ), ki je analog amoniaka. Je veliko manj topen v vodi, saj ne tvori vodikovih vezi.



## ELEMENTI VI. SKUPINE PERIODNEGA SISTEMA

V VI. skupini se nahajajo elementi kisik, žveplo, selen, telur in polonij. Najvažnejša elementa sta žveplo in kisik. Vsi elementi v skupini, razen polonija so ali nekovine, ali pa so na prehodu med kovinami in nekovinami. razen kisika so vsi v trdnem agregatnem stanju.

Zopet je tu tabela z nekaterimi fizikalnimi lastnostmi elementov te skupine:

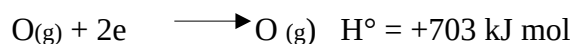
<i>element</i>	<i>vrstno št.</i>	<i>Ar</i>	<i>polmer atoma (10)</i>	<i>tališče (°C)</i>	<i>vrelišče (°C)</i>	<i>el. konfiguracija</i>
<b>kisik</b>	8	15.9994	0.74	-218.7	-183.0	He 2s 2p
<b>žveplo</b>	16	32.064	1.04	118.9	444.6	Ne 3s 3p
<b>selen</b>	34	78.96	1.17	220.2	684.8	Ar 3d 4s 4p
<b>telur</b>	52	127.60	1.41	452.0	1087.0	Kr 4d 5s 5p

Po skupini navzdol raste vrstno število, Ar, polmer atoma, vrelišče pa tudi tališče.

### - oksidacijska stanja in značilnosti vezi

Kisik ima lahko oksidacijska števila -2, 0 in -1. Oksidacijsko število žvepla je od -2 (npr v H<sub>2</sub>S) do +6 (npr H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), najbolj pogosta pa so -2, +4 in +6. Ta širok izbor je delno posledica sposobnosti atoma žvepla, da sprejme dodatne elektrone d-orbitale svoje valenčne lupine.

Kisik je močno elektronegativen. Prevladujoča značilnost teh elementov je sposobnost da pridobijo elektrone. Čeprav je sprejem prvega elektrona eksotermni proces je sprejem drugega endotermen, tako, da je nastanek O izrazito endotermen:



### -periodičnost

Kot običajno raste kovinski značaj elementov po skupini navzdol, vendar ima kovinske značilnosti le polonij. Kisik, žveplo in selen so nekovine, telur pa je na prehodu med kovinami in nekovinami. Po skupini navzdol padajo kovalentni in ionski radiji, ker so elektroni v lupinah z večjimi glavnimi kvantnimi števili

### -oblike in velikosti

Tudi tu lahko oblike kovalentnih molekul brez težav razložimo s teorijo VSEPR. pri predvidevanju oblik teh molekul pa moramo upoštevati pravilo, da obravnavamo dvojne in trojne vezi kot posamezne elektronske pare.

### -elementi

KISIK

Kisik se precej razlikuje od ostalih elementov v tej skupini in to zaradi :

- majhne velikosti kisikovega atoma, kar omogoča nastanek dvojnih vezi (predvsem z ogljikom in dušikom), pri tem sodelujejo p-orbitale atoma kisika
- valenčna lupina atoma kisika se ne more razširiti, ker ni dostopnih d-orbital
- kisik ima veliko elektromagnetnost in to omogoča da sodeluje pri nastanku vodikovih vezi

Kot plin se pojavlja kisik v dveh oblikah: O<sub>2</sub> in O<sub>3</sub>, vendar je njegova daleč najbolj pogosta oblika O<sub>2</sub>. je plin brez vonja in okusa, ki kondenzira pri -183°C. v svetlo modro tekočino. Industrijsko pridobivajo kisik iz zraka, saj je to najcenejše. Kisik je kot oksidant itredbo reaktiven. najpomembnejši reakciji sta gorenje (pri katerem se spojina, ki vsebuje na primer ogljik, vodik in kisik, oksidira do ogljikovega dioksida in vode, ter dihanje, pri katerem je končni rezultat enak, le da vse skupaj poteka bolj umirjeno.

Trikisik ali ozon je kisik s tremi atomi v molekuli, vendar ni obstojen in razpade v molekulo O<sub>2</sub>.

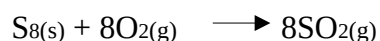


Ozon je termično nestabilen, je izredno reaktiven in močan oksidant.

## ŽVEPLO

Žveplo je v naravi v elementarni obliki in v številnih spojinah. Potrebujemo ga predvsem za pripravo žveplove (VI) kisline. Pa tudi za vulkanizacijo gume. Pri sobni temperaturi je termodinamsko najbolj stabilna oblika rombsko žveplo. Ta oblika rumene barve so majhni kristali, ki jih sestavljajo nagubani, kroni podobni obroči S<sub>8</sub>. Ko se temperatura poveča na 96°C je bolj stabilno monoklinsko žveplo sestavljeno iz igličastih kristalov. Tudi ti kristali so zgrajeni iz obročev S<sub>8</sub>, vendar so manj urejeni. Pri 120°C se monoklinsko žveplo stali v rumenkasto rjavo tekočino, katere barva postane pri segrevanju temnejša. Pri nadaljnem segrevanju postane tekočina še bolj viskozna. Če to tekočino zelo na hitro ohladimo z mrzlo vodo, se verige ohranijo in nastane gumijasta masa, ki jo imenujemo plastično žveplo.

Žveplo je v vseh oblikah reaktivno. Reagira s halogeni, z vodikom kisikom in večino kovin in nekovin. Žveplo ni strupeno in je v vodi netopno. Oksidirajo ga elementi z večjo elektronegativnostjo, v kisiku pa gori z modrikastim plamenom. Nastane žveplov dioksid:



Žveplov dioksid je brezbarven, strupen dušljiv plin. Je kisel oksid in se dobro topi v vodi. Oksidacijsko število žvepla v žveplovem dioksidu je +4, ker je vmesna stopnja v seriji -2 do +6, zato lahko pričakujemo, da je žveplov dioksid lahko oksidant ali reducent, vendar je v pomembnejših reakcijah reducent.

Žveplov trioksid pa je trdna snov in je termično neobstoje.

Z elementi z manjšo elektronegativnostjo, npr. s kovinami, reagira žveplo kot oksidant in tvori sulfide.



-žveplova (VI) kislina in sulfati (VI)

To je osnovna kemikalija kemijske industrije. Nastane lahko pri reakciji žveplovega trioksida z vodo:



So pa tudi drugi načini pridobivanja. Čista žveplova (VI) kislina je brezbarvna viskozna tekočina, ki vre pri 338°C. Je oksidant, zlasti če je segreta. Npr:



Razredčena kislina nima oksidacijskih lastnosti.

Kislina daje dve vrsti soli : hidrogen sulfate(VI) (npr. NaHSO<sub>4</sub>) in sulfate(VI) (npr. Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) Večina sulfatov se topi v vodi. Glavne izjeme so sulfati kalcija (ki je delno topen, ), stroncija, barija in svinca(II).

Koncentrirano kislino uporabljajo večinoma v kemijskih laboratorijih v različnih tehnoloških postopkih.

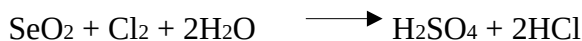
SELEN in TELUR sta redka elementa.ta dva elementa imata podobne lastnosti kot žveplo. Električna prevodnost selena se spreminja, če nanj sije sonce, zato ga uporabljamo za fotoelektrične celice in v fotokopirnih strojih. Pomemben vir so usedline, ki se odločajo ob anodah pri elektrolitskem čiščenju bakra. selen poznamo v več alotropnih modifikacijah. Npr rdeči in sivi selen. , pri telurju pa je znana ena sam. Pri segrevanju selea in telurja na zraku nastaneta selenov in telurjev dioksid (SeO<sub>2</sub>, TeO<sub>2</sub>) Oba dioksida sta trdna.

Če selenov dioksid raztapljamo v vodi nastane šibka selenova (IV) kislina

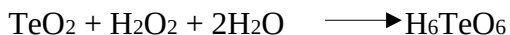


Telurjev dioksid se ne topi v vodi.

Poznamo tudi selenovo(VI) in telurjevo (VI) kislino, ki ju dobimo iz dioksidov z oksidacijo z močnimi oksidanti:



Telurjevo (VI) kislino lahko sintetiziramo iz telurjevega dioksida:



POLONIJ je radioaktiven s kratkoživimi izotopi in je le v sledovih med produkti radioaktivnega razpada. Izolirala ga je Marie Curie.

### -hidridi in halogenidi

Najpomembnejše spojine kisika in vodika so voda, vodikov peroksid in vodikov sulfat., manj znan vrsta spojin pa so tudi polisulfani.

- voda

Voda je najpomembnejša tekočina, vendar se ne bom podrobneje ustavljala pri njej, saj bi lahko en cel referat napisala samo o njej. Pomembna je ne samo zaradi svoje razširjenosti, je tudi pomemben vir elementov in ima tudi nekatere izjemne lastnosti., ki so največkrat posledica kisika, da sodeluje v vodikovi vezi. Je tudi ena najbolj vsestranskih kemikalij. Največjo gostoto ima pri 4°C. Ima tudi velik dipolni moment, kar omogoča, da veže ione elektrostatsko in zaradi tega raztaplja veliko ionskih spojin. Pomembna kemijska lastnost vode je, da ionizira:



- vodikov peroksid ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

Dobimo ga industrijsko s katalitsko oksidacijo vodika, v laboratoriju pa pri reakciji razredčene žveplove (VI) kisline z barijevim peroksidom. Čisti vodikov peroksid je blede modra tekočina z dokaj podobnimi fizikalnimi lastnostmi, kot jih ima voda. Zamrzne pri - 0,4 °C, zavre pa pri 150°C.

Industrijsko je pomemben zaradi svojih oksidacijskih sposobnosti. Uporabljajo ga za beljenje tekstila, las, pri preprečevanju onesnaževanja.

- vodikov sulfid

Vodikov sulfid nastane ko žveplo (staljeno) reagira z vodikom:



Vodikov sulfid je strupen plin in smrdi po gnilih jajcih. Ena izmed nevarnosti je, da omrtviči občutek za vonj in tako ni mogoče vedno zaznati njegove prisotnosti. Dobro se topi v vodi in tvori šibko kislino raztopino. Je tudi močan reducent; oksidacijsko ptevílo žvepla je -2 in se lahko oksidira v višja stanja. Tvori dve vrste soli: vodikov sulfid (NaHS, ...) in pa sulfide (CaS, FeS,...)

Le fluor je bolj elektronegativen od kisika; tako so fluoridi edini pravi halogenidi kisika. Vse druge spojine halogenov s kisikom boljše označimo kot okside halogenov.

Najpomembnejša med številnimi halogenidi žvepla sta žveplov heksafluorid  $\text{SF}_6$  in dižveplov diklorid  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ .

## ***ELEMENTI VII. SKUPINE PERIODNEGA SISTEMA***

Imenujemo jih tudi halogeni elementi. V tej skupini so fluor, klor, brom, jod in astat. Med seboj so si zelo podobni. V elementarnem stanju so vsi dvoatomne molekule, v nasprotju s VI. skupino za katero je značilna tvorba verig. Vsi so nekovine, ki oksidirajo kovine do kovinskih halogenidov. Fluor in klor sta plina, brom je tekočina, jod pa trdna snov. barva elementov postaja bolj izrazita od skoraj brezbarvnega fluora, prek rumeno zelenega klora in rdečerjavega broma, do črnovijoličnega joda s sijajem. Vsi so oksidanti, so tudi strupeni. Pri spajanju lahko tvorijo ionske kristale ali molekule. V tabeli so nekatere njihove fizikalne lastnosti:

<i>element</i>	<i>vrstno št.</i>	<i>Ar</i>	<i>polmer atoma (10 m)</i>	<i>tališče (°C)</i>	<i>vrelišče (°C)</i>	<i>el. konfiguracija</i>
<b>fluor</b>	9	18.9984	0.71	-219,6	-187,5	He 2s 2p
<b>klor</b>	17	35.453	0.99	-101,0	-35,1	Ne 3s 3p
<b>brom</b>	35	79.904	1.14	-7,3	58,8	Ar 3d 4s 4p
<b>jod</b>	53	126.9004	1.33	113,7	184,5	Kr 4d 5s 5p

Prav tako kot v VI. skupini tudi tukaj z vrstnim številom in Ar po skupni navzdol raste tališče vrelišče in polmer atoma.

### -oksidacijska stanja in značilnosti vezi

Fluor je element z največjo elektronegativnostjo in ima zato po definicijah v vseh spojinah oksidacijsko število -1. klor je bolj elektronegativen od drugih elementov razen fluora in kisika. tako ima pozitivno oksidacijsko število v fluoridih, oksidih in oksokislinah, v vseh drugih spojinah pa oksidacijsko število -1. Brom ima oksidacijska števila -1, +5, +3, +1, jod pa -1, +7, +5, +3, +1. Široko območje oksidacijskih števil halogenov pomeni, da ti elementi pogosto sodelujejo v redoks reakcijah.

### -periodičnost

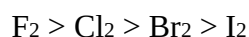
Lastnosti halogenov in njihovih spojin se v splošnem zelo počasi spreminjajo z naraščajočim vrstnim številom, zato so razlike v skupini manjše, kot v drugih skupinah. Npr...razlike med fluorom in jodom so manj izrazite kot med ogljikom in kositrom. Zapomniti pa si velja:

-elektronegativnost elementov pada z naraščajočim vrstnim številom

-oksidacijska sposobnost elementov pada z naraščajočim vrstnim številom..

Posledica zmanjševanja elektronegativnosti je naraščanje kovalentnega značaja spojin.

Oksidacijsko sposobnost elementov lahko razvrstimo:



Iz tega lahko sklepamo, da višji element lahko izrine nižjega.

### -oblike in velikosti

Kovalentni in ionski radiji atomov in ionov halogenov naraščajo po skupini navzdol. Njihove oblike lahko pojasnimo z VSEPR.

### -elementi

#### FLUOR

Fluor je tako močan oksidant, da ga lahko dobimo samo z elektrolizo.



Jakost fluora kot oksidanta se kaže v njegovi sposobnosti, da tvori spojine z vsemi elementi razen s helijem, neonom in argonom.

Vse reakcije fluora so močno eksotermne. Glavni vzrok za to je majhna disociacijska entalpija vezi v molekulah fluora. Ker je fluor bolj elektronegativen kot kisik, ne tvori oksidov. Prav tako ne tvori oksokislin. Z vodo reagira.

#### KLOR, BROM in JOD

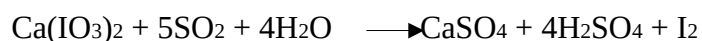
Klor ni tako močan oksidant kot fluor zato ga lahko dobimo tudi z oksidacijo, vendar ga v industriji pridobivajo pretežno z elektrolizo. Lahko pa ga pridobivamo tudi z Deaconovim postopkom:



Brom pridobivajo iz magnezijevega bromida s pomočjo klora:



Na podoben način pa pridobivajo tudi jod iz jodidov:



Klor, brom in jod tvorijo različne okside, ki so toplotno nestabilni.

Najpomembnejše v skupini oksokislin halogenov in njihovih soli so klorove spojine. To so klorova (I), klorova (III), klorova (V) in klorova (VII) kislina. Klorova (VII) kislina je najmočnejša znana kislina.

### -hidridi in halogenidi

Spojine s formulo HHal imenujemo vodikovi halogenidi. Med njimi sta zelo pomembna HF in HCl. Vsi vodikovi halogenidi lahko nastanejo pri neposredni reakciji med elementi. Pridobivamo jih lahko s segrevanjem zmesi soli in 90% žveplove (VI) kisline.

Vodikov bromid in vodikov jodid nastaneta tudi pri reakciji med rdečim fosforjem in bromom ali jodom v vodi, kjer nastane fosforjev trihalogenid, ki v vodi takoj hidrolizira.

Vodikov fluorid je brezbarvna tekočina, ki zavre pri 19,5 °C. vsi drugi vodikovi halogenidi so brezbarvni plini. Razlika je posledica povezovanja molekul HF v tekočini z vodikovimi vezmi.

Vsi vodikovi halogenidi so zelo dobro topni v vodi, pri čemer nastanejo kisle raztopine. Pogosto se srečamo s klorovodikovo raztopino  $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ .

Fluorovodikova kislina je šibka kislina, ostale so močne. Vzrok za šibkost so močne vezi H-F in pa vodikove vezi. Specifična reakcija te kisline je tudi, da napada steklo, kar je podlaga za jedkanje.

Kot se da ugotoviti se skupine med seboj razlikujejo, v marsičem pa so si tudi podobne, vendar ni odveč dodati, da je vsak element zgodba zase.

LITERATURA:

P.W.Atkins, M.J Frazer:  
KEMIJA, ZAKONITOSTI IN UPORABA  
Tehniška založba Slovenija Lj. 1995

E.Kobal:  
KEMIJSKE INFORMACIJE ZA SREDNJEŠOLCE  
DZS, Lj. 1991

J. Brenčič, F.Lazarini:  
SPLOŠNA IN ANORGANSKA KEMIJA  
DZS, Lj. 1997