

OPISI ELEMENTOV IN NJIHOVIH ANORGANSKIH SPOJIN

Običajni tisk – glavna učna snov;

podčrtano – najpomembnejše za test, "minimalni standard";

ležeči tisk – druge informacije in zanimivosti, se ni potrebno učiti za test.

VODIK

Pogostost v naravi: *najpogostejši element v vesolju*

VIRI in PRIDOBIVANJE

Vodik je skoraj v celoti vezan v spojinah. V mineralih, pogosto kot kristalna voda, in v spojinah z ogljikom v fosilnih gorivih. V atmosferi se nahaja le v sledovih, prevladuje pa v stratosferi (100 km visoko). Je lahek plin, ki difundira iz zemeljskega gravitacijskega območja. Večina vodika je v medzvezdnih oblakih, zvezde so večina iz vodika.

- voda elektroliza vode (nasičene raztopine NaCl)

(- ogljikovodiki)

LASTNOSTI

ELEMENT

zgradba: dvoatomne molekule - $H_2(g)$

opis – videz: brezbarven plin brez vonja in okusa

FIZIKALNE, KEMIJSKE LASTNOSTI in UPORABA:

- snov z najmanjšo gostoto
- za balone ("cepelin", meteorološki baloni)
- nizko tališče, vrelišče
- pri sobni T slabo reaktiven
- v metalurgiji za redukcijo kovin
- reducent
- vodikoviranje maščob (margarina)
- vnetljiv
- za sintezo H_2O_2 , CH_3OH , ...
- vir energije, pogonsko sredstvo

SPOJINE:

- H_2O
- H_2O_2 brezbarvna oljnata tekočina, oksidant, nestabilna (razpada); belilo, razkužilo
- s kovinami ionski hidridi; reaktivne spojine (z vodo razpadejo!)
(LiH, CaH_2 , AlH_3 , ...)
- z nekovinami: molekularno zgrajene spojine
 - organske spojine - CH_4 ,
 - kovalentni hidridi - SiH_4 , NH_3 , PH_3 ,
 - kisline - H_2S , HF, HCl, HNO_3 ,

I. SKUPINA – ALKALIJSKE KOVINE

(al khalia - pepel)

	<u>VIRI</u> in <u>PRIDOBIVANJE,</u>	<u>pogostnost v naravi</u>
NATRIJ	morska voda, kamena sol; elektroliza taline hidroksida	(6.)
KALIJ	minerali <i>silvin</i> , <i>karnalit</i> , organizmi (pepel!) elektroliza taline hidroksida	(7.)
litij	minerali <i>kastor</i> , <i>spodumen</i> ; <i>elektroliza taline klorida</i>	

LASTNOSTI

zgradba: kovinski kristal, *kubična telesno centrirana (gosti sklad)*
opis – videz: mehka kovina z majhno gostoto; *površina se hitro prevleče s plastjo oksida in hidroksida, sveže odrezana ima izrazit srebrn lesk*

ZNAČILNE FIZIKALNE IN KEMIJSKE LASTNOSTI:

- so mehke kovine, lahko jih režemo z nožem;
- imajo majhno gostoto, manjšo od vode (*litij - trdni element z najmanjšo gostoto - 0,534 g/cm³*)
- zelo reaktivne, reaktivnost narašča po skupini ↓:
 - na zraku zreagirajo v okside (Li₂O), perokside (Na₂O₂) ali superokside (KO₂);
 - z vodo burno reagirajo v hidrokside, sprošča se vodik;
- močni reducenti (litij - prvi v redoks vrsti);
- z nekovinami tvorijo ionske spojine (halogenidi - tipične soli);
- vse soli alkalijskih kovin so dobro topne v vodi
- ioni značilno obarvajo plamen - plamenske reakcije:
 - Na - rumeno-oranžna, K - vijolična, Li - karminsko rdeča

SPOJINE NATRIJA IN KALIJA

halogenidi: NaCl, KBr, ...

oksidi

Na₂O

KO₂ - se uporablja v podmornicah in vesoljskih ladjah za regeneracijo zraka (veže CO₂, sprošča O₂)

hidroksidi

NaOH - bela zrnasta snov, močna baza, higroskopna (veže zračno vlago); pomemben lab. reagent

KOH - " - ...

karbonati

Na₂CO₃ - soda : za steklo, čistila,...

NaHCO₃ - soda bikarbona: pecilni prašek

Solvayev postopek: NaCl(aq) + NH₃(aq) + CO₂(g) + H₂O(l) → NaHCO₃(s) + NH₄Cl(aq)

K₂CO₃ - kalijevo mineralno gnojilo, *pepelika*

Li₂CO₃ - se uporablja pri zdravljenju manično-depresivne psihoze

NATRIJ (natrium)

VIRI, NAČINI PRIDOBIVANJA:

- Natrij je šesti najpogostejši element v zemeljski skorji, vedno se pojavlja v spojinah.
- Najpogostejša alkalijska kovina.
- Zaradi negativnega standardnega elektrodnega potenciala ga je mogoče dobiti le z elektrolizo taline natrijevega hidroksida ali s pomočjo evtektične zmesi s 60% kalcijevega klorida v Downovi celici.
- Natrij najdemo v mnogih mineralnih soleh, od katerih je najpogostejša navadna sol (natrijev klorid), ki je v velikih količinah raztopljena v morski vodi, kot tudi v trdnih nahajališčih (haliti). Natrij je obilno prisoten tudi v zvezdah, njegova D spektralna linija je med najbolj vidnimi v zvezdni svetlobi.

OPIS:

- Kemični element, ki ima simbol Na in atomsko število 11.
- Natrij je mehka, voskasta, srebrna reaktivna kovina z nizkim tališčem.
- Je izjemno reaktiven in gori z rumenim plamenom, na zraku oksidira in burno reagira z vodo, zaradi česar ga je treba hraniti v nafti. Pri reakciji z vodo se hkrati proizvede zelo jedek natrijev hidroksid in zelo vnetljiv vodikov plin.

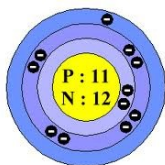
- Ima samo en stabilen izotop, ^{23}Na .
- Pri sobni temperaturi je natrijeva kovina dovolj mehka, da jo lahko režemo z nožem. Če ga izpostavimo zraku bo svetel srebrnkast sijaj kovine začel temneti.
- Natrij je precej dober prevodnik toplote.
- Relativna atomska masa: 22.98977
- Temperatura tališča: 97,72 °C
- Temperatura vrelišča: 1156 K

UPORABA, POMEN:

- Natrij je mehka kovina z nizkim tališčem, ki se uporablja za močna svetilna telesa, kot hladilno sredstvo v nekaterih jedrskih reaktorjih, za pridobivanje natrijevega cianida, peroksida, indiga...
- Zmanjševanje količine natrija v ledvicah ljudje občutimo kot padanje krvnega pritiska (vrtočlavica, glavobol, zaspanost).
- Natrijevi kationi imajo pomembno vlogo za nevrnske funkcije (možgani in živčevje). Dovajanje soli v telo je ključnega pomena za pravilen potek kemijskih reakcij v telesu.
- Natrijeve spojine so zelo pomembne za kemijsko, steklarsko, kovinarsko, papirno, naftno, tekstilno in kozmetično industrijo.

NAJPOMEMBNEJŠE SPOJINE:

- Kuhinjska sol (NaCl); je bistveni del naše prehrane.
- Natrijev hidroksid (NaOH); lahko pridobijo s kavstifikacijo sode ali z elektrolizo nasičene raztopine kuhinjske soli (NaCl). Močna baza.
- Natrijev karbonat ali soda (Na_2CO_3), je ena osnovnih surovin za pripravo stekla, uporabna tudi za pripravo trdih mil.
- Soda bikarbona (NaHCO_3); trdna spojina, uporabna pri peki (pecilni prašek), učinkovita pri umivanju zob, kot tudi zmanjšuje korozijo kisljih pitnih tal(?)...
- Natrijev nitrat (NaNO_3); uporablja se kot sestava gnojil. V poznem 19. st. so ga uporabljali kot surovino za izdelavo smodnika.
- Natrijev nitrit (nitrat(III)) (NaNO_2): znan je kot aditiv E251 pri izdelavi konzervirane hrane saj ima protimikrobne lastnosti.



MAGNEZIJ

SPLOŠNE LASTNOSTI

SIMBOL - slo. ime / lat. ime	Mg - Magnezij / Magnesium
Vrstno število	12

Molska masa	24,31 g/mol
Skupina / Perioda	II. S. / 3. P.
Agregatno stanje	Trden

FIZIKALNE LASTNOSTI

Gostota	1,74 g/cm ³
T tališče	922 K
T vrelišče	1380 K
Toplotna prevodnost	156 Wm ⁻¹ K ⁻¹ (300K)
Električna prevodnost	22,4 * 10 ⁶ omg ⁻¹ cm ⁻¹
Opis izgleda	Srebrno bela kovina, zelo lahka, mehka, da se kovati in valjati, na zraku potemni, gori z belim plamenom

KEMIJSKE LASTNOSTI

Oksidacijsko število	+2
Kristalna struktura	Heksagonalna
Kemijska vrsta	Zemljoalkalijska kovina
Kislinsko - bazične lastnosti	močno bazične

VIRI IN NAČIN PRIDOBIVANJA

- pogost je v zemeljski skorji prav tako pa tudi v notranjosti Zemlje;
- kemijsko je magnezij vezan v mineralih, morski vodi in organizmih. Najpogostejša minerala sta dolomit in magnezit;
- magnezij je zelo nežlahtna kovina, zato ga ne moremo elektrolitsko izločiti iz vodnih raztopin;
- kovinski magnezij pridobivajo z elektrolizo taline MgCl₂ (z dodatki drugih kloridov) pri 740°C z jekleno katodo in ogljikovo anodo. Sproščeni magnezij plava na talini.

UPORABA IN POMEN MAGNEZIJA

Magnezijeve spojine, še posebej magnezijev oksid, se v glavnem uporabljajo za negorečo oblogo v plavžih pri pridobivanju železa in jekla, neželeznih kovin, stekla in cementa. Magnezijev oksid in druge spojine se uporabljajo tudi v kmetijski, kemijski in gradbeni industriji. Glavna raba tega elementa je kot zlitinski dodatek aluminiju, te zlitine aluminija-magnezija pa se uporabljajo kot sestavni deli za avtomobile in mehanizme in za izdelavo pločevink za pijače. Ta kovina se uporablja tudi za odstranitev žvepla iz železa in jekla. Magnezijeva gnojila so pomembna za kulturne rastline.

NAJPOMEMBNEJŠE SPOJINE MAGNEZIJA

Magnezijev klorid, MgCl₂, je bel zelo higroskopen kristaliničen prah, uporaben za pridobivanje Mg, magnezitnega veziva, hladnih vezi.

Magnezijev oksid, MgO, je bel prah ali bela, sintrana masa ki nastane pri žarjenju MgCO₃ ali MgCl₂ in vroče pare; uporablja se za ognja vzdržne materiale, kot blago nevtralizacijsko sredstvo ,za magnezitna veziva.

Magnezijev hidroksid, Mg(OH)₂ je bel prah, ki je v vodi slabo topen prah in šibko bazičen. Se uporablja v magnezijevem mleku.

Magnezijev karbonat, MgCO₃ v obliki praška uporabljajo športniki in športni plezalci, da z njimi izboljšajo prijem predmetov - telovadne naprave, droga ali skal...

KALCIJ - Ca

Opis elementa; kalcij je kemijski element s simbolom Ca in vrstnim številom 20. Kalcij je svetlo siva zemljoalkalijska kovina in peti najpogostejši element v zemeljski skorji.

Pridobivanje; uporablja se kot reducent (snov, ki reducira) pri pridobivanju torija, cirkonija in urana. Je zelo pomemben element in prav tako potreben za življenje organizmov.

Uporaba; kalcij uporabljamo kot dodatek za legiranje (izdelovanje svinčenih zlitin), za pridobivanje redkih kovin, kot absorpcijsko sredstvo (sredstvo, ki upija, vleče nase neko snov) za kisik in vodik pri pridobivanju žlahtnih plinov.

Fizikalne in kemijske lastnosti; videz: bela ali sivobela zrnca, vonj: brez vonja, topnost: dobro topen v vodi, eksotermna, agregatno stanje: trdno (*paramagnetno*), tališče: 1115K, vrelišče: 1757K, izparilna toplota; 153,6 kJ/mol, talilna toplota; 8,54 kJ/mol.

Kalcijeve spojine; najbolj znane kalcijeve spojine so: kalcijevi silikati, kalcijev nitrat – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, kalcijev hidrogensulfid – $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, kalcijev karbonat – CaCO_3 (apnenec), kalcijev oksid – CaO (žgano apno), kalcijev hidroksid – $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (gašeno apno - malta).

Element Aluminij:

Prvič v zgodovini ga je v čisti obliki pridobil danski kemik in fizik Hans Christian Orsted. Ime aluminij je leta 1809 predlagal angleški izumitelj Humphry Davy, ki je izoliral oksid.

Aluminij je tretji najpogostejši element v zemeljski skorji. V naravi ga kot kovine ne najdemo, saj je nastajanje čistega aluminija zapleten kemični proces. Nahaja se le v spojinah, predvsem v obliki alumosilikatov.

Ekonomično je le pridobivanje iz boksita (rdečkasta ruda, ki je zmes aluminijevih oksidov in hidroksidov s primesmi železovih spojin). Boksit s pomočjo natrijevega hidroksida predelajo v čist aluminijev oksid – glinico (Al_2O_3), iz nje pa z elektrolizo pridobivajo čisti aluminij.

Dobro prevaja elektriko in toploto. Ker ga je lahko oblikovati, je tržno in industrijsko zelo pomemben. Aluminij je lahka kovina srebrno bele barve. Aluminij je zelo obstojen in ga ni potrebno vzdrževati. Vendar ni vsak aluminij odporen proti vlagi, vremenu ali morski vodi, saj ni vseeno ali bodo aluminij uporabili za fasado ali za pokrovko na kuhinjskem loncu.

Najpomembnejše lastnosti aluminija so:

- majhna specifična teža

- dobra toplotna prevodnost

- dobra električna prevodnost

- odpornost pred korozijo

- nestrupenost

Baker

1. Baker je kemijski element, ki ima v periodnem sistemu simbol Cu in atomsko število 29. Je rdečkasta kovina z visoko električno in toplotno prevodnostjo prav tako je tudi mehak in koven. Razen tega, da je sestavina različnih rud, najdemo pa ga ponekod tudi v kovinski obliki (tj. samorodni baker).

7. Zgodovina elementa :

Baker je najverjetneje najstarejša kovina v uporabi, saj so najdeni izdelki iz bakra, že iz leta 8700 pr. n. št..

V antični Grčiji je bila kovina znana pod imenom *chalkos*. V rimskih časih je postala znana kot *aes Cyprium* (saj so bila v Cipru velika nahajališča bakrove rude že v antičnih časih). Iz tega izraza je bila fraza poenostavljena v latinski *cuprum*, od koder pride tudi kemijski simbol Cu. V slovenščino naj bi bil baker prevzet iz hrvaške in srbske besede *bakar*, ki je bila prevzeta iz turške *bakır*, staroslovanska beseda za baker je bila *mêd* (v pomenu rdeča snov), še danes vidna v izrazu *medenina* za zlitino bakra in cinka.

8. Nahajališče:

Najpomembnejša bakrova ruda vsebuje mineral halkoprit. Iz halkoprita pridobivajo surovi baker po večstopenjskem postopku.

9. Pridobivanje:

Baker pridobivajo metalurško, s praženjem sulfidov, kjer je največ samorodnega bakra. Tak baker je ponavadi nečist in se mu reče surov baker. Čisti baker se potem pridobi z elektrolizo. Kot elektrolit pa uporabimo bakrov(II) sulfat.

10. Uporaba in pomen:

Baker je odporen proti oksidaciji, zato se veliko uporablja za zaščitne obloge. Čisti baker uporabljajo tudi za električne kable. Uporablja se v elektro industriji, dodaja se gnojilom, uporablja se tudi kot pesticid. Med drugim se uporablja tudi za kuhinjsko posodo ter za cevi za pitno vodo in spojne elemente, samostojno ali v zlitinah (medenina, bron), kar predstavlja glavni vir bakra v pitni vodi. V površinskih vodah se odlaga v sedimentu. Pitni vodi daje kovinski, grenak okus in včasih modro zeleno barvo. Lahko pa je tudi vzrok modrim ali zelenim madežem na sanitarni opremi. V okolju se veže na delce zemlje. Glavni vnos za človeka je hrana rastlinskega in živalskega izvora. Široko se uporablja tudi v izdelkih, kot so:

- bakrena žica, električni vodniki, električni kabli
- bakrena vodovodna napeljava
- držala na vratih in drugi hišni inventar
- kiparstvo (Newyorški Kip svobode)
- elektromagneti
- motorji
- električni razdelilniki in stikala
- vakuumske cevi
- kot sestavina kovancev, (takšni so tudi slovenski centi).
- za kuhinjsko posodo
- večina posrebljenega jedilnega pribora (noži, vilice, žlice) vsebuje nekaj bakra
- keramiča loščila
- glasbeni inštrumenti (posebno pihala)
- kot površina v bolnišnicah in kot zaščita ladij proti naselitvi školjk
- spojine, kot je Fehlingova raztopina se rabijo v kemiji;
- bakrov (II) sulfat se uporablja kot strup in čistilo vode;
- Pri izdelavi nakita se je že od najstarejših časov uporabljal tudi baker, tudi v današnjem času se uporablja baker za izdelavo cenejšega nakita
- Baker pa je pravtako pomemben že za samo delovanje človeškega organizma: sodeluje namreč v različnih metaboličnih reakcijah ter v vzdrževanju normalnega delovanja živčnega tkiva. Novejša odkritja dajejo bakru velik pomen. Naravni viri bakra so: goveja jetra, rž, kakav, fižol, slive, perutnina, banane, grah, sončnična semena.

V zadnjem času pa narašča raba bakra, tudi zaradi svoje izvrstne prevodnosti ter že začenja nadomeščati aluminij.

Krom

Viri in pridobivanje

Krom pridobivamo iz rude. Glavna ruda je kromit, ki vsebuje FeCr_2O_4 . Elementarni krom lahko dobimo z redukcijo kromovega (III) oksida Cr_2O_3 z aluminijem ali s silicijem.

Čisti krom lahko dobimo tudi pri elektrolizi talin ali vodnih raztopin kromovih soli.

Opis

Krom je trda in korozijsko odporna kovina srebrnospive barve z značilnim kovinskim leskom. Nahaja se v VI. stranski skupini in IV. periodi. Krom je na zraku obstojen, ker se prevleče s tanko zaščitno plastjo kromovega (III) oksida Cr_2O_3 , ki ščiti kovino pred nadaljnjo oksidacijo, proces se imenuje pasivacija.

Fizikalne značilnosti:

- vrelišče: 2671 °C
- tališče: 1907 °C
- gostota: 7,18 g/cm³ (pri 20°C)
- vrstno število: 24
- molska masa: 60 g/mol

Pomen, uporaba

Zaradi dobre korozijske odpornosti in lepega leska krom nanašamo na površino drugih kovin, ta postopek imenujemo elektrolitsko kromiranje. Uporabljamo ga tudi za izdelavo različnih nerjavnih jekel. Krom je element, ki ga organizem potrebuje v zelo majhnih količinah pri presnovi ogljikovih hidratov in maščob. Običajna raznovrstna prehrana pa zadosti

vsem tem potrebam.

Ogljik

Ogljik je kemični element s simbolom C in vrstnim številom 6. Ta nekovinski, tetravalentni element ima več alotropnih oblik:

- diamant (najtrši znan mineral). Struktura vezi: 4 elektroni v 3-dimenzionalnih tako imenovanih sp³-orbitalah
- grafit (ena najmehkejših snovi). Struktura vezi: 3 elektroni v 2-dimenzionalnih sp²-orbitalah in 1 elektron om v s-orbitalah.
- kovalentno vezane sp¹-orbitale so le kemijsko zanimive.

V vseh oblikah je ogljik brez vonja in okusa, raztaplja se v raztaljenih kovinah. Naravne diamante najdemo v kamnini kimberlit. Dobijo pa jih lahko tudi pri segrevanju grafitu (pri 2000°C in visokih tlakih ter ob navzočnosti katalizatorja-kroma ali niklja). Ti umetni diamanti so majhni in se uporabljajo kot abrazivi za izdelavo vrtnalnih glav svedrov ter brusov.

- grafit lahko umetno izdelajo iz oglja.

ogljje + Si ---> SiC

SiC ---> Si + C(grafit) - reakcija poteka pri visokih temperaturah

Ogljik ni nastal v prapoku, saj morajo za njegov nastanek trojno trčiti trije delci alfa (jedra helija). Vesolje se je sprva širilo in ohlajalo prehitro, da bi bilo to mogoče. Nastaja pa v notrajnosti zvezd v vodoravni veji, kjer zvezde pretvarjajo helijevo jedro v ogljik v procesu treh delcev alfa.

Ogljik se pojavlja v vsem organskem življenju in je osnova za organsko kemijo. Ta nekovina ima tudi zanimivo kemijsko lastnost, da se lahko atomi stabilno vežejo med seboj in z mnogimi drugimi elementi, pri tem pa tvori več kot 10 milijonov znanih spojin. Ko je vezan z vodikom, oblikuje različne spojine, imenovane ogljikovodiki, ki jih rabi industrija v obliki fosilnih goriv. Ko je vezan s kisikom in vodikom skupaj, lahko tvori mnoge skupine spojin, vključno z maščobnimi kislinami in ogljikovimi hidrati, ki so nujni za življenje ter estre, ki dajejo okus mnogemu sadju. Ogljikov izotop ogljik-14 se uporablja za radioaktivno datiranje.

Pri spajanju s kisikom (to je pri gorenju ogljika ali ogljikovodikov in drugih organskih snovi), tvori ogljikov dioksid CO₂, ki je nujno potreben za rast rastlin (fotosinteza), po drugi strani pa je eden glavnih "krivcev" za pojav tople grede. Pri nepopolnem zgorevanju nastaja ogljikov oksid CO – zelo nevaren strupen plin brez barve in vonja.

ELEMENT: Dušik (N)

Dušik je kemijski element, označen s simbolom N. Njegovo atomsko število je 7. Pri sobni temperaturi je plin brez barve, vonja in okusa.

Viri in način pridobivanja;

Dušik je sestavni del vseh živih tkiv, najdemo pa ga tudi v zemeljskem ozračju (78%). Največ dušika v naravi je v elementarnem stanju v ozračju (78.1 vol.%). Poleg tega pa je prisoten v spojinah, organsko vezan v beljakovinah (pri razkroju nastaja amoniak NH₃) in anorgansko v mineralih; čilski soliter (NaNO₃), norveški soliter (K₂NO₃) in industrijsko pridobljen Ca(NO₃)₂. V industrijskem merilu pridobivamo s frakcionirano destilacijo zraka (fizikalno) ali pa z vezavo zračnega kisika na koks (generatorski plin): $4 N_2 + O_2 + 2 C \rightarrow 4 N_2 + 2 CO$, na žareči baker (kemijsko)

Uporaba:

Najpogostejša posamezna raba dušika je kot komponenta pri pridobivanju amonijaka. Amonijak se nato uporablja za izdelavo gnojil in dušikove kisline. Uporablja se tudi kot neaktivno ozračje v tankih z eksplozivnimi tekočinami, hladilo za potapljanje zamrzovalnih prehranskih izdelkov pred prevozom hrane, kot za ohlajanje teles in reproduktivnih celic in za stabilno hranjenje bioloških vzorcev v biologiji.

Najpomembnejše spojine;

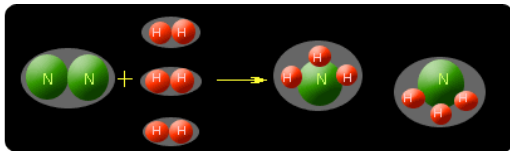
Amonijev klorid - (NH_4Cl) ; bela vodotopna, kristalinična, trdna snov. Nastaja pri reakciji amonijevega hidroksiada in klorovodikove kisline. Uporablja se pri spajkanju, za suhe galvanske člene, kot gnojilo, v medicini kot zdravilo proti bronhialnemu katarju.

Amonijev sulfat - ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) ; bela, vodotopna, kristalinična, trdna snov, ki nastaja v reakciji med amoniakom in žveplovo(VI) kislino. Uporablja se kot vir dušika za pridobivanje kvasa i za zaščito papirja pred ognjem.

Amonijev nitrat - (NH_4NO_3) ; bela, vodotopna, kristalinična, trdna snov, ki se tvori pri reakciji amonijevega hidroksida z razredčeno dušikovo(V) kislino. **Hidrazin** - ($\text{H}_2\text{N-NH}_2$) ; je tekočina, ki nastane pri oksidaciji amoniaka z natrijevim kloratom(I); prisotnost kovinskih ionov usmeri reakcijo v nastanek N_2

Vodikov azid - (HN_3) ; (tudi dušikovodikova kislina) Pri sobni temperaturi je tekočina, šibka kislina, ki tvori soli azide.

Amoniak



Kaj je amoniak?

Amoniak - (NH_3) je plin z značilnim ostrim vonjem, zelo dobro topen v vodi, higroskopen, je reducent. Z vodo protolitsko reagira kot baza.

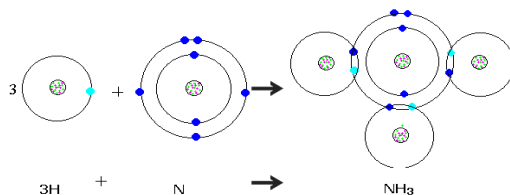
S kisljinami dobimo soli: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$, z mnogimi kovinskimi solmi pa kompleksne spojine: $\text{CuSO}_4 + 4 \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Tekoči amoniak je vodi podobno topilo. V njem reagirajo amonijeve soli kot kisline, amidi pa kot baze. Nevtralizacija poteka po enačbi: $\text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^- \rightarrow 2 \text{NH}_3$.

V tekočem se raztapljajo tudi alkalijske in zemeljskoalkalijske kovine. Molekula NH_3 je polarna in je dobro topilo za polarne spojine, tvori tudi vodikove vezi in je v trdni in tekoči obliki podoben vodi.

Zgradba amoniaka

Amoniak spada med polarne molekule. Zgrajen je iz atoma dušika in treh atomov vodika. Med njimi nastopa kovalentna polarna vez.



Amoniak vsebuje le en nevezni elektronski par. Zgradba molekule se spremeni zaradi tega, ker nevezni elektronski par povzroči negativni naboj na dušikovem atomu. Negativni naboj odbija elektronski par v vezi dušik - vodik. Spojina ima piramidalno obliko.

Pridobivanje

Tehnično se amoniak pridobiva po tako imenovanem Haber-Boschevem postopku.

Reakcijsko zmes dobimo v plinskem generatorju na razžarjeni koks z izmeničnim vpihavanjem zrak: $4\text{N}_2 + \text{O}_2 + 2\text{C} \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{CO}$ in vodno paro :

$H_2O + C \rightarrow H_2 + CO_2$. Nastali CO_2 nato raztopimo v vodi pri povišanem tlaku.

Amoniak nastaja po ravnotežni reakciji: $3 H_2 (g) + N_2 (g) \rightleftharpoons 2 NH_3 (g)$, kjer so optimalni pogoji relativno visok tlak in relativno nizka temperatura, kot katalizator se uporablja železo.

V laboratoriju dobimo amoniak s previdnim segrevanjem amonijevih soli s hidroksidi: $NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$

Uporaba

Uporablja se za kemijske sinteze: za pridobivanje dušikove(V) kisline in njenih derivatov (gnojil, eksploziv, barvil...), za amonijeve soli, sečnino, vodikov cianid, amine in amide ipd.

FOSFOR

Pogostost v naravi

VIRI in PRIDOBIVANJE

apatiti

$Ca_5(PO_4)_3X$

(X = F⁻, OH⁻;

LASTNOSTI

ELEMENT -

FIZIKALNE, KEMIJSKE LASTNOSTI in

UPORABA:

alotropna modifikacija:

- beli fosfor - P_4 (tetraedrične molekule): bela voskasta snov, hranimo jo v vodi (zelo reaktivna - na zraku se vžge)
- rdeči fosfor - , verižna struktura v glavicah vžigalic
- vijolični fosfor
- črni fosfor - nereaktiven, plastovita struktura, polprevoden

SPOJINE:

ime, formula

fosforjev(V) oksid - P_4O_{10}

fosforjeva(V) kislina - H_3PO_4

brezbarvna kristalinična snov, srednje močna kislina, nestrupena, stabilna;
dodatek v prehrani (osvežilne pijače)

fosfati(V)

fosforjev(III) oksid - P_4O_6

fosforjeva(III) kislina - H_3PO_3

KISIK (oxygenium)

Kisik je kemični element v periodnem sistemu elementov, s simbolom O in atomskim številom 8. Za vodikom in helijem je tretji najpogostejši element v vesolju. Je najbolj razširjen element na Zemlji, zavzema kar 45 % njene mase njene skorje. Pri standardnih pogojih je dvovalentni nevtljiv plin brez barve, vonja in okusa. Poznamo dve vrsti elementarnega kisika: običajen kisik (dvokisik) O_2 in ozon (trikisik) O_3 .

Nahaja se v litosferi, atmosferi, hidrosferi in biosferi Zemlje. Pogostejše kot elementarni obliki kisika so njegove spojine. Vezi tvori skoraj z vsemi elementmi razen z nekaterimi žlahtnimi plini. Poleg vode ga vsebujejo skoraj vsi minerali in kamnine. Med najpogostejše minerale spadajo silikati, karbonati in oksidi.

Elementarni kisik nastaja pri fotosintezi, kot stranski produkt svetlobnih reakcij. Živa bitja ga sproti porabljamo za razgradnjo zapletenih organskih molekul, ki so bogate z energijo. V kolikor fotosinteza ne bi potekala, bi se količina kisika sčasoma porabila.

NAČINI PRIDOBIVANJA ELEMENTARNEGA KISIKA:

Najpomembnejši industrijski način pridobivanja kisika je frakcionirana destilacija utekočinjenega zraka, kjer utekočinijo zrak in nato z destilacijo ločijo kisik in dušik na osnovi razlike v vreliščih.

UPORABA KISIKA

- Velike količine se uporabljajo v železarstvu za oksidacijo ogljika in fosforja, ki sta v surovem železu.
- Pri gorenju etina v kisiku dobimo dovolj visoke temperature za taljenje kovin.
- V kemijski industriji se uporablja za oksidacijo amoniaka za pridobivanje dušikove(V) kisline, za sintezo vodikovega peroksida, za oksidacijo žveplovega dioksida v žveplov trioksid ali v žveplovo (VI) kislino.
- Uporabljamo ga za varjenje in rezanje kovin, za dihalne aparate, za pogon raket, za mnoge progese v kemijski tehnologiji.

OZON

Svetlo moder plin z močnim, značilno "električnim" vonjem, ki je nestabilen in pri segrevanju eksplodira. Nastane v kisiku ali zraku ob temni razelektritvi in pri osvetljevanju z ultravijolično svetlobo (višinsko sonce). *Nastaja tudi pri elektrolizi, ob izločanju kisika na anodi v razrečeni ratopini žveplove(VI) kisline, kjer elektroliza poteka pri večji gostoti toka. V stratosferi pod vplivom sončnih žarkov nastaja majhna količina ozona, ki absorbira nevarno ultravijolično sevanje. To je tako imenovana ozonska plast, ki varuje zemljo pred škodljivim žarčenjem iz vesolja.*

Uporablja se za razkuževanje pitne vode in zraka v bolnišnicah, za razstrupljanje industrijskih vod, je močan oksidant in oksidira organske spojine, kovine in ione.

ŽVEPLO

PRIDOBIVANJE ŽVEPLA:

- NAHAJALIŠČA: v prsti (elementarno - čista oblika), v nafti in zemeljskem plinu (s sežiganjem dobimo SO₂), v industrijskem plinu (spojine žvepla, žveplo se dobi s pomočjo redukcije žveplovega dioksida z ogljikovim monoksidom), v živalskih beljakovinah
- Žveplo lahko dobimo v dveh kristalnih modifikacijah, v ortorobnem oktaedru, ali v monoklinskih prizmah, ki so pri navadnih temperaturah stabilnejše

FIZIKALNE LASTNOSTI:

- nekovina;
- blede rumene barve, mehka, lahka;
- v vodi ni topno, je pa topno v ogljikovem disulfidu;
- odlični električni izolatorji;
- visoko tališče in vrelišče

KEMIJSKE LASTNOSTI:

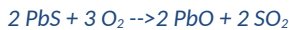
- gorljiv

UPORABA ŽVEPLA:

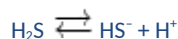
Večina žvepla, ki se pridobi se uporablja za proizvodnjo žveplene kisline. Velika količina žvepla se uporablja v vulkanizerstvu (proizvodnja gume iz kavčuka). Zaradi majhne gorljivosti se uporablja za izdelavo umetnega plamena. V medicini se uporablja za zdravljenje kožnih bolezni. Uporablja se tudi kot sredstvo proti plevelu, v proizvodnji zdravil, vžigalic, pesticidov in papirja. Majhne količine žvepla se uporabljajo za proizvodnjo posebne vrste betona. Ta beton je za razliko od običajnega bolj odporen na kisline in se uporablja v proizvodnji kjer je možno razlitje kisline.

SPOJINE ELEMENTA:

- **žveplov dioksid (SO₂):** dušljiv plin ostrega vonja; večina se uporablja za proizvodnjo žveplene kisline



- **vodikov sulfid (H₂S):** strupen plin z izrazitim vonjem po gnilih jajcih, uporablja se v laboratorijih kot reagent za ločbe in za pridobivanje žvepla, porabljajo ga rastline



- **žveplova kislina (H₂SO₄):** uporablja za tekočine v akumulatorjih idr. (glej spodaj);

- **žveplov trioksid (SO₃):**



SINTEZA ŽVEPLOVE KISLINE

OSNOVA

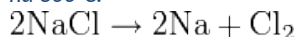
Žveplova kislina je močna mineralna kislina z molekulsko formulo H₂SO₄. Njeno staro ime je olje vitriol. Čista žveplova kislina, je zelo jedka, brezbarvna, viskozna tekočina. Soli žveplene kisline se imenujejo sulfati. Žveplova kislina je topna v vodi pri vseh koncentracijah.

Žveplova kislina ima veliko vlog, in je osrednja snov v kemični industriji. Glavno se uporablja za svinčene baterije za avtomobile in druga vozila, predelavo rude, gnojila, proizvodnja, rafiniranje nafte, za obdelavo odpadne vode in kemijske sinteze.

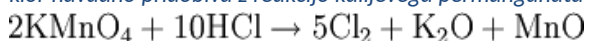
KLOR

1. VIRI in PRIDOBIVANJE

V naravi se klor največkrat pojavlja kot klorid v soleh alkalijskih kovin, delno tudi v obliki kloratov. Najdemo ga v obliki velikih plasti kamene soli, v morski vodi, rastlinah in živalih. Industrijsko pridobivajo klor z elektrolizo vodne raztopine natrijevega klorida. Ta postopek imenujemo Downov proces. Preden skozi natrijev klorid spustijo električni tok, ga segrejejo na 800°C:



V manjših količinah klor pridobijo iz klorovodikove kisline in oksidacijskega sredstva (npr. klorovega apna). Laboratorijsko se klor navadno pridobiva z reakcijo kalijevega permanganata in klorovodikove kisline:



2. OPIS - videz elementa, najznačilnejše fizikalne in kemijske lastnosti

Klor je halogen plin, je za človeka strupen. Je nekovina, ki se v naravi nahaja samo v obliki spojin, nekaj prostega klora najdemo v vulkanskih plinih. Ime izhaja iz grške besede cloros, kar pomeni zeleno. Na videz je rumenkasto zelen in ima močen vonj. Je dvainpolkrat težji od zraka ter zlahka zreagira z skoraj vsemi drugimi kemičnimi elementi. Je dvoatomna molekula, kjer sta atoma povezana z nepolarno kovalentno vezjo. Ta element je član halogenske vrste, ki tvori soli in ga lahko iz kloridov izločimo z oksidacijo ter pogosteje tudi z elektrolizo. Je zelo dobro topen v vodi, saj se v litru vode raztopi 2,5 litrov klora pri 20°C. Klor ima tališče pri 171,6 K, vrelišče pa pri 239,11 K.

3. POMEN in UPORABA elementa

Klor je pomembna surovina za belila. Do izuma prvih plinskih mask se je masovno uporabljal na bojiščih v prvi svetovni vojni, kjer je imela njegova uporaba velik psihološki učinek na moralo vojakov. Klor in klorove spojine se uporabljajo za razkuževanje pitne vode in vode v bazenih kakor tudi za pridobivanje kloriranih organskih spojin (kot npr. klorirana organska topila, CFC-ji, PVC,...). Uničuje tudi bolezenske mikrobe v vodi. Pozneje so njegovo uporabo na bojnem polju zamenjali bolj učinkoviti bojni strupi, npr. iperit.

4. NAJPOMEMBNEJŠE SPOJINE (pomembne v vsakdanjem življenju ali v industriji, kmetijstvu...) - opis snovi, pomen in uporaba.

Najbolj razširjena klorova anorganska spojina je natrijev klorid; poleg prehrane je uporabna tudi kot surovina za pridobivanje natrijevih in klorovih spojin.

Veliko število organskih klorovih spojin je narejenih umetno. Pomembni so kloralkani, kloralkeni in klorove arome. Spojine so uporabljane predvsem kot topila, hladilne tekočine, hidravlična olja, sredstva za zaščito rastlin ali kot snovi za izdelavo zdravil. Tvori spojine s podobnimi formulami. Ena izmed pomembnejših spojin je spojina klora in ogljika. Med spojine klora in ogljika spadajo tudi nekatere zelo strupene, dolgo obstojne ter biološko akumulativne spojine. Prvih dvanajst strupenih snovi, tako imenovanih Ducat umazanih, katere so omenjene v Stockholmski konvenciji, so vse brez izjeme organokloridi.