

HALOGENI ELEMENTI:- so elementi 7 skupine, to so fluor, klor, brom, jod, astat. Tvorijo dvoatomne molekule in imajo različna oksidacijska števila. Potem tvorijo še ionske spojine in ionske kristale ter kovalentne spojine. Pridobivamo jih z elektrolizo in na industrijski način. Na industrijski način pridobivamo brom iz magnezijevega bromida ki ostane v solinah po kristalizaciji. Pri sobni temperaturi sta fluor in klor plina, brom je tekočina, jod pa trdna snov. Fluor in klor sta strupena brom povzroča opekline jod je pa v alkoholu blago razkužilo. Fluor je zelo reaktiven in reagira s steklom z vodo pa reagira eksplozivno. Vodne raztopine so klorovica, bromovica in jodovica. So nepolarni zato je topnost večja v nepolarnih topilih.

SPOJINE HALOGENOV:- vodikovi halogenidi so spojine halogenih elementov z vodikom, so plini če pa jih uvajamo z vodo so pa kisline. Pridobivamo jih direktno iz elementov, vodikov fluorid pa iz soli pri reakciji z močno kislino. Vse so močne kisline razen vodikov fluorid (HF). Klorovodikovokislino najdemo tudi v živih organizmih. Soli teh kislin so dobro topne v vodi, slabo so le srebrovi in svinčevi halogenidi razen fluoridov.

OKSOKISLINE KLORA IN SOLI:- če natrijev klorat ena (NaClO) uvajamo v raztopino NaOH dobimo vodno raztopino NaCl in natrijevega klorata ena. v gospodinstvu je to varikina ki jo uporabljamo za čistilno razkužilo ali pa sredstvo za beljenje perila. Klorati pet so oksidanti, uporabljamo jih v zažigalnih zmesih. Zmesi so eksplozivne če jih taremo v tarlnici. Klorova sedem kislina (HClO₄) je najbolj znana močnejša kislina. Za pridobivanje je najbolj primeren barijev klorat sedem. Pri reakciji nastane barijev sulfat ki ga z lahkoto odstranimo s filtracijo. Lastnosti so da so oksidanti, njihova moč se manjša z večanjem oksidacijskega števila klora, jakost in obstojnost narašča z oksidacijskem številom klora, za njih so pa značilne reakcije disproporcionacije.

ELEMENTI 6 SKUPINE:- to so O, S, Se, Te, Po, tvorijo pa ionske spojine in ionske kristale, pri kovalentnih vezeh imamo H₂S ki ima kot v molekuli 90 razložimo pa jo s prekrivanjem atomskih orbital. Poznamo ortorombsko žveplo ki je do 95 stopinj, monokislinsko žveplo ki ima od 95 do 119, potem žveplo ki je slabo gibljivo ta je od 200 do 240 in modifikacija nad 240 kjer se gibljivost poveča. SO₂ je žveplov dioksid ki je plin in nastaja pri nepopolnem izgorevanju bencinskih motorjev in predstavlja merilo onesnaženosti zraka. SO₃ pa je termično nepopolen pri segrevanju pa oddaja kisik zato je oksidant.

H₂SO₄:- reakcijo pospešujemo z dodatkom katalizatorja V₂O₅ ki dobro deluje v temperaturnem območju od 400 do 500 stopinj. Proizvajajo ga v reaktorju ki se imenuje konvester. V njem je 80 ton kremenčevih kroglic ki so prevlečene s tanko plastjo katalizatorja. Nastali SO₃ uvajajo v koncentrirano 98% H₂SO₄ ki dodajajo vodo da je koncentracija ves čas suha SO₃ ne moremo uvajati z vodo ker pri teh pogojih suha para, ki bi zlahka odšla v ozračje. Uporabljajo ga 100 milj. ton na leto, razvitost neke države ocenjujejo koliko ima tega 70% gre za proizvodnjo umetnih gnojil, za polnenje avtomobilskih akumulatorjev in za organske barvila. Lastnosti so da organskim snovem odzame vodo tako da pooglemijo in je oksidant ter je razrečena kislina ki raztaplja kovine.

KISIK:- najpogostejši element na zemlji, 21% v zem. atmosferi, 90% v vodi, 50% v masi zemeljske skorje. Lahko ga industrijsko pridobivamo z utekočinjenim zrakom s pomočjo destilacije ter laboratorijsko s segrevanjem kisikovih spojin in z nastankom kisika iz soli. Manjše količine lahko pridobimo z reakcijo. Organske spojine reagirajo s kisikom pri čemer nastaneta CO₂ in voda. GREGOR KREGAR 1f