

Hoepli, Milano 1946. — S. Pivko, Primenjena aerodinamika. Tehnička knjiga, Beograd 1949. — C. D. Perkins, R. E. Hage, Airplane performance, stability and control. J. Wiley and sons, New York 1949. — B. Čijan, Vazduhoplovno jedrilicarstvo. Tehnička knjiga, Beograd 1950. — W. J. Duncan, The principles of the control and stability of aircraft. Cambridge Laminarprofile für Segelflugzeuge. Aero-Revue, Heft 11, 1963. — F. Dubs, Aerodynamik der reinen Unterschallströmung. Birkhäuser Verlag, Basel-Stuttgart 1966. — J. B. Desfayes, Delta. Benteli Verlag, Bern 1975. — D. Geistmann, Die Entwicklung der Kunststoff Segelflugzeuge. Motorbuch Verlag, Stuttgart 1976. — G. Brüting, Die berühmtesten Segelflugzeugen. Motorbuch Verlag, Stuttgart 1976. — Jane's all the World's Aircraft. J. W. R. Taylor, London 1976—1977.

B. Vajić

JOD (Iodum, I), kemijski element s atomskim brojem 53 i relativnom atomskom masom 126,904, četvrti po redu u sedmoj skupini periodnog sustava. Ispravni simbol joda je I, iako se često rabi i slovo J. Jedini stabilni izotop joda jest ^{127}I . Broj radioaktivnih izotopa joda neprestano se povećava zahvaljujući otkriću novih umjetnih izotopa, među kojima postoje velike razlike u poluvremenu raspada. U slijedećem nizu svrstani su poznati nestabilni izotopi joda prema rastućoj masi atoma, a poluvrijeme raspada u zagradi izraženo je u sekundama (s), minutama (m), satima (h), danima (d) ili godinama (g): ^{117}I (7 m), ^{118}I (14 m), ^{119}I (19 m), ^{120}I (1,3 h), ^{121}I (2,1 h), ^{122}I (3,5 m), ^{123}I (13,3 h), ^{124}I (4,2 d), ^{125}I (60 d), ^{126}I (13 d), ^{128}I (25,1 m), ^{129}I ($1,7 \cdot 10^7$ g), ^{130}I (12,3 h), ^{131}I (8,07 d), ^{132}I (2,3 h), ^{133}I (21 h), ^{134}I (52 m), ^{135}I (6,7 h), ^{136}I (83 s), ^{137}I (23 s), ^{138}I (6 s) i ^{139}I (2 s). Od tih izotopa najveću primjenu ima ^{131}I , koji se upotrebljava kao radioaktivni obilježivač.

Elektronska konfiguracija joda, $[\text{Kr}] 4d^{10}5s^25p^5$, slična je onoj od ostalih halogenih elemenata, jer se u vanjskoj ljusci nalazi sedam elektrona, pa jod pokazuje veliku sklonost da primi jedan elektron i tako popuni vanjsku ljusku. Elektronska konfiguracija aniona joda, I^- , jednaka je elektronskoj konfiguraciji plemenitog plina ksenona.

Jod je otkrio 1811. godine francuski kemičar B. Courtois kada je dobio ljubičaste pare djelovanjem vruće sulfatne kiseline (H_2SO_4) na pepeo morskih trava. Courtois je nazvao te pare, koje su se kondenzirale u crnu kristalnu tvar, supstancija X. Engleski kemičar H. Davy utvrdio je da je supstancija X po svojim svojstvima slična kloru i predložio ime jod prema grč. *ἰοειδής*: ioides *ljubičast*. Prema drugoj verziji, ime jodu dao je francuski kemičar J. L. Gay-Lussac, koji je i prvi opisao svojstva joda.

Prva sirovina za dobivanje joda bio je pepeo morskih trava, a to je još i danas u Japanu glavni izvor joda. Da se jod nalazi kao pratilac čilske salitre u obliku minerala lautarita, bezvodnog kalcij-jodata, $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$, otkriveno je 1840. godine, pa su nitrati iz Čilea postali i ostali do danas glavno vrelo za tehničko dobivanje joda. Jod je 1920. godine otkriven i u vodama slanih izvora u SAD, koji danas postaju sve važniji za dobivanje joda.

Prema količini u Zemljinoj kori jod se ubraja u relativno rijetke elemente, kao što su npr. kositar, antimon, cezij i bor. U malim koncentracijama jod se nalazi u stijenama, mineralima, moru i podzemnim slanim vodama. Čovječje tijelo sadrži jod u obliku aromatske aminokiseline tiroksina, koja se stvara u štitnoj žlijezdi. U malim količinama jod se nalazi u mnogim biljnim i životinjskim dijelovima. Velike količine joda nalaze se u oceanima, gdje u prosjeku jedan kubični kilometar morske vode sadrži 55 t joda. Iako je koncentracija joda u moru niska (oko 0,05 dijelova na milijun), neke alge mogu ekstrahirati jod iz morske vode i akumulirati ga do te mjere da smeđa vrsta algi *Laminaria* u osušenom stanju sadrži 0,45% joda.

ELEMENT JOD

Svojstva. U elementarnom stanju jod je crna krutina sastavljena od ljusaka koje imaju slabi kovinasti sjaj. Ortorompske je kristalne strukture. Zagrijavanjem na atmosferskom tlaku jod lako sublimira uz pojavu ljubičastih para. Jod se tali na $113,5^\circ\text{C}$, a vri na $184,4^\circ\text{C}$. Gustoća joda iznosi $4,94\text{gcm}^{-3}$.

Kao i ostali halogeni elementi, jod se u elementarnom stanju nalazi u obliku dvoatomnih molekula, u kojima su atomi povezani kovalentnim vezama. Veze među molekulama su slabe, a posljedica su van der Waalsovih privlačnih sila.

Topljivost joda u vodi je veoma mala i iznosi 0,33 g u litri vode na 25°C . Takva je otopina (*jodna voda*) smeđožute boje,

iako bi se mogla očekivati ljubičasta boja prema jodu. Ta promjena boje upućuje na međusobno djelovanje molekula vode i joda. Molekule vode zbog svog jakog dipolnog značaja polariziraju velike molekule joda. Na taj se način javljaju među njima privlačne sile i nastaje smeđe obojeni kompleksni spoj joda s vodom.

Topljivost joda u vodi znatno se povećava u prisutnosti jodid-iona, jer se stvaraju trijodid-ioni:



U tu se svrhu upotrebljava kalij-jodid. Mnoga organska otapala lako otapaju jod, a otopina je smeđe ili crvene boje zbog stvaranja kompleksa, ili ljubičaste boje zbog slobodnih I_2 molekula u otopini. Smeđe otopine dobivaju se otapanjem joda u etanolu (*jodna tinktura*), eteru, tekućem sumpor(IV)-oksidu (SO_2) i acetonu, a ljubičaste je boje otopina joda u ugljik(IV)-sulfidu (CS_2), kloroformu i ugljik(IV)-kloridu (CCl_4). Crvenkastosmeđe otopine daju aromatska otapala, kao npr. benzen i mezitilen.

Specifična i karakteristična reakcija joda jest stvaranje intenzivno plave vodene otopine sa škrobom. Pri tome nastaje kompleksni spoj plave boje, u kojemu su atomi joda smješteni između linearnih polisaharidnih lanaca. Ta reakcija služi za dokazivanje i joda i škroba, a primjenjuje se i za određivanje oksidacijskih sredstava. U smjesi kalij-jodida i škroba oksidacijsko sredstvo će oksidirati jodid-ione u jod, koji će s prisutnim škrobom dati plavu boju.

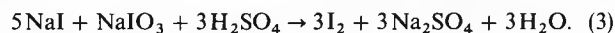
Od svih halogenih elemenata jod je najmanje elektronegativan, tj. najteže se reducira. S druge strane, jod se među halogenim elementima najlakše oksidira. Najvažnija reakcija joda je redukcija elementarnog joda u jodid-ion pomoću jačih redukcijskih sredstava, kao što su sumpor(IV)-oksid (SO_2), sumporovodik (H_2S) i tiosulfat-ion ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$). Umjereno jaka oksidacijska sredstva kao što su željezo(III)-ion i brom mogu oksidirati jodid-ion u elementarni jod.

Jod je biološki veoma važan. Nalazi se u svim tjelesnim stanicama i u ljudskom organizmu ima ga oko 50 mg, od čega se petina nalazi u štitnoj žlijezdi, u hormonu tiroksinu, $\text{C}_{15}\text{H}_{11}\text{O}_4\text{NI}_4$. Jod se može uzimati kao lijek u različitim oblicima, ali se iz probavnog trakta apsorbira samo kao jednostavni jodid-ion, pa je natrij-jodid najpogodniji spoj za oralno uzimanje. Normalnoj odrasloj osobi potrebno je godišnje oko 75 mg joda. Jod je potreban za rast stanica ljudskog i životinjskog organizma, a pomanjkanje joda u hrani uzrokuje teške poremećaje u metabolizmu i žlijezdama. Najveće smetnje javljaju se u funkcijama štitne žlijezde, pa može doći i do gušavosti. Pomanjkanje joda u ishrani nadoknađuje se dodavanjem natrij-jodida u kuhinjsku sol (oko 0,01% NaI). Preparati joda dodaju se i u stočnu hranu. Velike količine joda mogu biti štetne za organizam, a smrtna doza iznosi 2–3 g.

Dobivanje elementarnog joda. Najveći dio svjetskih potreba za jodom podmiruje se iz čilske salitre, koja sadrži 0,05–0,1% joda u obliku natrij-jodata, NaIO_3 , i kalcij-jodata, $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$. Postupak se sastoji u tome da se najprije kristalizacijom iz vodene otopine čilske salitre uklanja natrij-nitrat, NaNO_3 , dok se ne postigne koncentracija oko 6 g NaIO_3 na litru otopine. Tada se odvoji dio otopine jodata i s točno određenom količinom natrij-hidrogensulfita reducira se jodat u jodid:



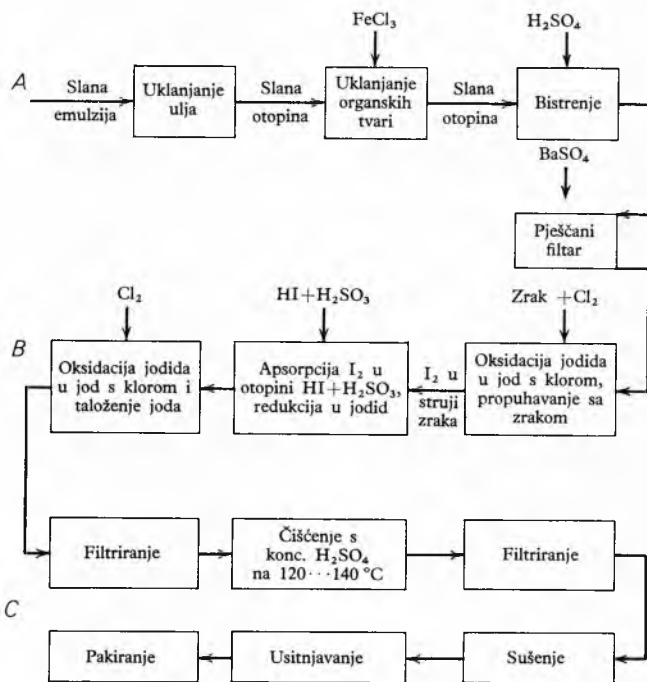
Dobivena otopina miješa se sa stehiometrijskom količinom matične otopine jodata, tako da se sav jod istaloži u obliku elementarnog joda:



Istaloženi jod se ofiltrira, ispire vodom, suši i čisti sublimacijom. U trgovinu se šalje u drvenim bačvama.

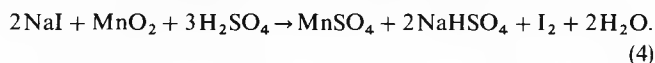
U novije vrijeme sve je važnije dobivanje joda iz izvora slanih voda ili iz emulzija koje izlaze na površinu iz bušotina za naftu. Taj postupak je prvi put primijenjen još u vrijeme prvoga svjetskog rata, a danas je to glavni način dobivanja joda u SAD. Postupak se sastoji od tri glavne faze (sl. 1):

dobivanje čiste otopine jodida (A), taloženje elementarnog joda (B) i čišćenja sirovog produkta (C). Sirovina za dobivanje joda je slana emulzija iz naftnih bušotina, koja sadrži 35-80 dijelova joda na milijun dijelova sirovine. Iz sirovine se najprije ukloni ulje i suspendirane čestice nečistoća. Bistra slana otopina jodida dobije se obrađivanjem slane tekućine sa željezo(III)-kloridom i sulfatnom kiselinom. Tom prilikom odstrane se organske tvari i barij-sulfat, a pH se smanji od 7,5 na 3,5. U drugoj se fazi (B) jodid oksidira klorom u elementarni jod, te ga snažna struja zraka prenosi u slijedeći toranj, u koji se kontinuirano dodaju jodovodik i sulfatna kiselina. Na taj se način jod ponovno reducira u jodid-ione. Jodovodik povećava topljivost elementarnog joda prije redukcije prema reakciji (1). Jod se zatim taloži iz kisele otopine nakon oksidacije s klorom. Čišćenje sirovog elementarnog joda u posljednjoj fazi (C), s koncentriranom sulfatnom kiselinom daje produkt visoke čistoće (99,8% I₂).



Sl. 1. Proizvodnja joda iz slanih emulzija naftnih bušotina

Postupak dobivanja joda iz algi i morskih trava sve više gubi na važnosti. Najduže se zadržao u Francuskoj, Irskoj i Škotskoj. Nakon spaljivanja morskih trava dobiva se pepeo, iz kojega se vrućom vodom ekstrahiraju topljivi spojevi joda. Dobivena otopina se koncentrira da bi se taloženjem odstranili kloridi, karbonati i sulfati natrija i kalija. Iz matične otopine jod se dobiva oksidacijom s mangan(IV)-oksidom:



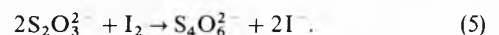
Istaloženi jod prevodi se zagrijavanjem u plinovito stanje i zatim kondenzira. Iz tone morske trave dobiva se oko 5kg joda, pri čemu je iskorištenje oko 50% od ukupnog joda u travi.

Upotreba joda. Najstarija i najraširenija upotreba joda jest u medicini, koja danas troši više od polovine proizvedenog joda kao veoma djelotvorno antiseptičko sredstvo. Jod je jedan od najdjelotvornijih kemijskih baktericida, čije djelovanje ne ovisi o vegetativnoj formi mikroba, jer djeluje i na spore. Njegovo djelovanje temelji se na pobuđivanju smetnji u metabolizmu bakterija. Osim toga, jod se odlikuje fungicidnim i virucidnim djelovanjem. Baktericidno djeluje jod samo u elementarnom stanju. Za antiseptičke svrhe služi 3-7%-tna otopina joda u etanolu, koja obično sadrži 5% kalij-jodida ili natrij-jodida za stabilizaciju otopine i smanjenje tlaka para joda. Takva otopina, međutim, oboji kožu i tkivo, a uzrokuje i stanovita oštećenja na koži, pa se češće upotrebljava razrijeđenija emulzija vode i ulja, koja sadrži 2% joda uz dodatak lecitina.

Radioaktivni jod, ¹³¹I, služi u medicini u dijagnostici za lociranje tumora i za liječenje oboljenja žlijezde štitnjače. Terapijski učinak joda osniva se na djelovanju beta-zraka. Radioaktivni jod dolazi u neutralnim ili slabobazičnim otopinama, koje mogu sadržavati kalij-jodid ili natrij-jodid kao nosač. Pored toga, jod se u medicini upotrebljava kao kontrastno sredstvo u rendgenskim pregledima.

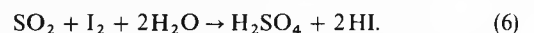
Važna je primjena joda u sintezi organskih spojeva pomoću Grignardovih reagensa (v. *Organometalni spojevi*), koji se pripravljaju direktnom reakcijom organskih halida s magnezijem u dietileteru ili tetrahidrofuranu kao otapalu. Sinteza je najbrža ako se upotrijebe organski jodidi.

Jod je vrlo važan reagens u analitičkoj kemiji, u tzv. jodometriji. U toj analitičkoj metodi neko se oksidacijsko sredstvo određuje tako da reagira s otopinom kalij-jodida. U reakciji nastaje ekvivalentna količina joda, koja se zatim titrira otopinom natrij-tiosulfata poznate koncentracije:



Ta je reakcija vrlo prikladna za titrimetrijsku analizu, jer se u njoj gubi smeđa boja jodne otopine ili, ako je prisutan škrob, plava boja kompleksa. Iz potroška natrij-tiosulfata izračuna se količina oksidacijskog sredstva. Pomoću jodometrije može se odrediti i količina reduksijskog sredstva tako da ono djeluje na poznati suvišak otopine joda u otopini kalij-jodida poznate koncentracije. Pri tome se jod reducira u jodid, a nereducirani jod, tj. suvišak joda, titrira se tiosulfatom do nestanka boje. Druga je mogućnost da se reduktivno sredstvo u otopini kalij-jodida poznate koncentracije direktno titrira jodom do pojave stalne boje, koja je posljedica prisutnosti joda.

Važan reagens u analitičkoj kemiji jest i reagens Karla Fischera za određivanje vode. To je otopina joda i sumpor(IV)-oksida u bezvodnom metanolu ili piridinu. U doticaju reagensa s vodom odigrava se slijedeća reakcija:



Nastali jodid određuje se nekom kvantitativnom analitičkom metodom.

Od raznovrsne upotrebe joda u industriji valja istaći primjenu joda u fotografiji. Emulzije srebrnih soli osjetljivih na svjetlo sadrže jod (do 7%, pa i više). Mnoge boje sadrže jod, npr. eritrozin (tetrajodofluorescein), koji se također upotrebljava za pripremu fotografskih emulzija. Jod se primjenjuje u proizvodnji titana i cirkonija. Ti metali, dobiveni postupkom uz upotrebu joda, odlikuju se visokom čistoćom i antikorozivnim svojstvima (v. *Cirkonijum*, TE2, str. 669). Elementarni jod i neki njegovi spojevi služe kao katalizatori u mnogim industrijskim reakcijama, npr. u dobivanju kolofonija i ulja, u hidrogenaciji ugljena i njegovih destilacijskih produkata. Sposobnost joda da u reakciji s nezasićenim organskim spojevima daje polijodospojeve, služi u industriji za odjeljivanje olefina od parafina i za međusobno odjeljivanje različitih nezasićenih spojeva. Polijodospojevi mogu se opet lako prevesti u spojeve bez joda.

U novije vrijeme upotrebljava se srebro(I)-jodid za umjetno izazivanje kiše. Također pri velikoj koncentraciji vlage taj se spoj raketama ispaljuje u oblake da se smanji opasnost od tuče. Jodidi olova i kadmija dodaju se grafitu za izradbu četkica za električne strojeve radi povećanja njihove djelotvornosti i trajnosti. U proizvodnji selenskih ćelija (fotoelemenata) jod služi kao katalizator za pretvaranje crvenog i amorfno selen u sivu, poluvodljivu modifikaciju selen.

SPOJEVI JODA

Kao i ostali halogeni elementi, jod tvori brojne kemijske spojeve. Jod se spaja sa svim elementima, osim s plemenitim plinovima, sumporom i selenom. Neposredno reagira s većinom elemenata, izuzevši ugljik, dušik, kisik i neke plemenite kovine. Od velikog mnoštva jodovih spojeva opisat će se samo tehnički najvažniji.

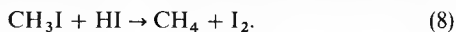
Anorganski spojevi joda

Jodovodik, HI, bezbojan je plin, koji vri na $-35,3^\circ\text{C}$, a tali se na $-50,8^\circ\text{C}$. Dobiva se u velikim količinama nepo-

srednom sintezom vodika i joda uz platinu kao katalizator. U laboratoriju se najlakše pripravlja tako da se neposrednim spajanjem crvenog fosfora i joda najprije priredi fosfor(III)-jodid. Opreznim dodavanjem vode nastaje zatim jodovodik:



Jodovodik reagira s mnogim kovinama dajući odgovarajuće jodide i vodik. Od svih halogenovodika najlakše se adira na dvostruku vezu organskih spojeva, a također reagira i s organskim spojevima joda, u kojima zamjenjuje jod s vodikom:



Jodovodik se odlikuje velikom topljivošću u vodi, pri čemu se dobiva *jodidna kiselina* (jodovodična kiselina). Na 10°C i pri tlaku od 1 atmosfere (~0,1 MPa) može se otopiti 234 g jodovodika u 100 g vode. Jodidna kiselina najjača je među kiselinama halogenih elemenata zbog toga što je kovalentna veza joda s vodikom najslabija i termički najnestabilnija. Jodidna kiselina u čistom stanju bezbojna je tekućina jakog korozivnog djelovanja. Stajanjem na zraku poprima smeđu boju zbog oksidacije jodida u jod. Velike količine elementarnog joda mogu se otopiti u jodidnoj kiselini (i u ostalim otopinama jodida). Jodidna kiselina otapa mnoge kovine, okside, hidrokside i karbonate, a u koncentriranom stanju može otopiti i elementarno srebro.

Jodidi su kovinske soli jodidne kiseline i tipični ionski spojevi visokog tališta. Svi su dobro topljivi u vodi, osim jodida srebra, olova, bakra(I) i žive(I). Najvažniji spoj među jodidima jest *kali-jodid*, KI. Kristalizira u bijelim kubičnim kristalima, koji se tale na 677°C. Topljivost u vodi na 20°C iznosi 144 g KI na 100 g vode. Kali-jodid se odlikuje dobrom topljivošću i u mnogim drugim anorganskim i organskim otapalima, kao što su tekući amonijak, tekući sumpor(IV)-oksid, metanol itd. U prirodi se nalazi kao primjesa u naslagama drugih kalijevih soli. Dobiva se kristalizacijom iz slanih voda, a kemijski pomoću otapanja joda u otopini kalij-hidroksida. Pri tome nastaje kalij-jodid i kalij-jodat, a isparivanjem otopine do suha i daljim zagrijavanjem jodat se raspada u jodid. Glavna upotreba kalij-jodida jest, u proizvodnji fotografskih emulzija, zatim u graviranju, litografiji i u sintezama organskih spojeva. Male količine kalij-jodida dodaju se kuhinjskoj soli. U medicini služi kao sredstvo za iskašljavanje, za liječenje oboljenja žlijezde štitnjače i kao nosač radioaktivnog joda.

Od ostalih jodida valja spomenuti *titan(IV)-jodid* i *cirkonij(IV)-jodid*, koji se na visokoj temperaturi raspadaju na jod i kovinu visoke čistoće.

Jodati i perjodati. Jod tvori mnoge spojeve u kojima ima pozitivni oksidacijski broj: +1 (hipojoditi), +3 (joditi), +5 (jodati) i +7 (perjodati). Najstabilniji i najpoznatiji su jodati i perjodati. *Jodatna kiselina* (jodna kiselina), HIO_3 , poznata je u čistom stanju kao bijela amorfna tvar. Dobiva se otapanjem joda u toplim otopinama lužine, u kojima se jod disproporcionira na hipojodit i jodid-ion, a dobiveni hipojodit se brzo raspada u jodat:



U kiselom mediju jodatna kiselina nastaje oksidacijom joda s jakim oksidirajućim sredstvima, kao što su nitratna kiselina (HNO_3), vodik-peroksid, ozon itd. Jodatna kiselina zagrijavanjem gubi vodu i prelazi u anhidrid, *jod(V)-oksid*, I_2O_5 , koji je jedini sigurno utvrđeni oksid joda. Jodatna kiselina dobro se topi u vodi (310 g HIO_3 u 100 g H_2O pri 16°C), jaki je oksidans i njezina se otopina vlada kao jaki elektrolit, jer se u razrijeđenim otopinama nalazi u obliku aniona IO_3^- . U koncentriranim otopinama jodatna kiselina polimerizira u polikiseline različite sastava. Soli jodatne kiseline, *jodati*, teško su topljive u vodi (osim jodata alkalnih kovina i magnezija). Kisele otopine jodata djeluju veoma oksidativno pri čemu se jodat reducira u jod ili jodid-ion. Konstanta disocijacije jodatne kiseline iznosi 0,164 pri 25°C, pa se jodatna kiselina ubraja u red srednjokiselnih kiselina.

Među perjodatima najvažnija je *perjodatna kiselina*, koja se javlja u dva oblika: ortoperjodatna kiselina, H_5IO_6 , i metaperjodatna kiselina, HIO_4 . Ortoperjodatna kiselina dobro je topljiva u vodi (371 g H_5IO_6 u 100 g H_2O pri 25°C) i umjerene je jakosti s konstantom disocijacije $1 \cdot 10^{-3}$ pri 25°C. Otopina ortoperjodatne kiseline polagano se raspada na jodatnu kiselinu i ozon, a ako se zagrijava u vakuumu, dobiva se metaperjodatna kiselina. Osnovno je svojstvo perjodatne kiseline oksidacijsko djelovanje, koje je naročito snažno u kiselim medijima, u kojima je perjodatna kiselina jedno od najsnažnijih oksidacijskih sredstava. Soli mangana mogu se kvantitativno prevesti u permanganate u oksidaciji s perjodatnom kiselinom, a oksidirati se mogu i mnogi organski spojevi koji sadrže hidroksilne, karbonylne i amino-skupine. Pri tome se perjodatna kiselina reducira u jodatnu kiselinu. Soli perjodatne kiseline, perjodati, pripravlja se elektrolitičkom oksidacijom jodata ili oksidacijom alkalne otopine natrij-jodata s klorom.

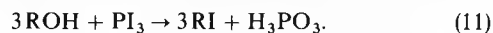
Važnu skupinu anorganskih spojeva joda čine spojevi u kojima je jod vezan na druge halogene elemente. Dva najvažnija spoja iz te grupe jesu jod-bromid, IBr, i jod-klorid, ICl. *Jod-bromid* najmanje je stabilan među halogenidima joda. Kristalizira u plavocrvenim kristalima koji se tale na 41°C. Upotrebljava se u halogeniranju organskih spojeva. *Jod-klorid* nalazi se u dva oblika: u crvenom s talištem na 27,3°C i smeđem s talištem na 13,9°C. U tekućem stanju jod-klorid dobro otapa halogenidne soli alkalijskih kovina i amonijaka, zatim jod, brom, octenu kiselinu i ugljik(IV)-klorid. Najlakše se pripravlja direktnom sintezom joda i tekućeg klora. U tekućem stanju jod-klorid razara gumu i pluto, a i ljudsku kožu. Najviše se primjenjuje u halogeniranju organskih spojeva, što se obično provodi u octenoj kiselini ili ugljik(IV)-kloridu kao otapalu. Tako se, npr., mogu jodirati anilin i njegovi derivati. Poznate su također reakcije adicije jod-klorida na dvostruku vezu, u kojima se klor veže na ugljikov atom s manjim brojem vodikovih atoma.

Od ostalih halogenida važni su *jod-triklorid*, ICl_3 i *jod-heptafluorid*, IF_7 . Najvažnija reakcija jod-triklorida jest adicija na aceten, pri čemu nastaje klorvinil-jodoklorid, $\text{Cl} \cdot \text{CH}=\text{CH} \cdot \text{ICl}_2$, koji se upotrebljava u sintezama u organskoj kemiji. Jod-heptafluorid je među svim kemijskim spojevima jedini spoj sa sedam kovalentnih veza.

Organski spojevi joda

Organski spojevi joda mogu se svrstati u spojeve koji sadrže jod u obliku jodida i one u kojima jod ima pozitivni oksidacijski broj.

Organski jodidi. Tipični spojevi te skupine jesu jednostavni jodni derivati ugljikovodika. U njima je kovalentna veza ugljik-jod najslabija od svih veza ugljik-halogen. Zbog toga su organski jodidi među organskim halogenidima najmanje stabilni i stoga kemijski najreaktivniji. Organski se jodidi odlikuju relativno velikom gustoćom i malom hlapljivošću zbog veličine jodova atoma. Najlakše se pripravlja reakcijom odgovarajućih alkohola s jodovodikom ili s fosfor(III)-jodidom:

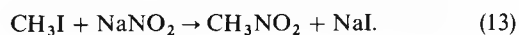


Manje su važne sintetske metode u kojima se alkil-jodidi dobivaju adicijom joda na dvostruku vezu nekog nezasićenog spoja ili zamjenom klora, odnosno broma s jodom zagrijavanjem određenog derivata s alkalijskim jodidom u pogodnom otapalu.

Najjednostavniji spoj te skupine jest *metil-jodid*, CH_3I . To je bezbojna tekućina oštra mirisa, koja stajanjem tamni zbog oslobađanja joda. Slabo se topi u vodi (1,4 g CH_3I u 100 g H_2O pri 20°C), a dobro u alkoholu, eteru i ugljik(IV)-kloridu. Metil-jodid je veoma dobro sredstvo za metiliranje, ali se više upotrebljavaju jeftiniji metil-klorid i metil-bromid. Od brojnih reakcija metil-jodida naročito su važne reakcije s aminima, u kojima nastaju derivati metilamina, a u suvišku metil-jodida kvaternarni amonijevi jodidi:



te reakcija s natrij-nitritom, u kojoj nastaje nitrometan:

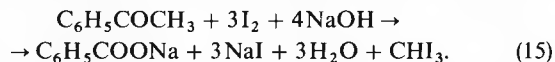


Natrijevi alkoholati daju s metil-jodidom metilalkil-etere:



U radu s metil-jodidom potrebno je provesti zaštitne mjere, jer štetno djeluje na ljudsku kožu, a udisanje njegovih para uzrokuje različite vrste otrovanja u organizmu.

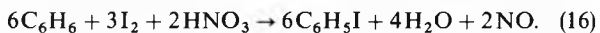
Trijodometan (jodoform), CHI_3 , jest žuta kristalinična tvar prodornog, karakterističnog mirisa. Slabo se topi u vodi i alkoholu, dobro u kloroformu, benzenu i glicerinu. Industrijski se dobiva elektrolizom alkoholne ili acetonske otopine nekog anorganskog jodida u prisutnosti natrij-karbonata. U laboratoriju se trijodometan može pripremiti karakterističnom reakcijom, u kojoj natrij-hidroksid i jod djeluju na neki organski spoj koji sadrži CH_3CO -skupinu (acetilnu skupinu):



Trijodometan služi kao oksidans u anorganskoj kemiji za oksidaciju arsenita, antimonita i stanita u arsenate, antimonate i stanate. Ranije se mnogo upotrebljavao u medicini zbog snažnog baktericidnog djelovanja.

Etil-jodid (jodoetan), $\text{C}_2\text{H}_5\text{I}$, jest tekućina oštra mirisa, koja stajanjem potamni. Slabo je topljiv u vodi, a dobro u etanolu, benzenu, eteru i ugljik(IV)-kloridu. Po svojim svojstvima etil-jodid veoma je sličan metil-jodidu, pa se i pripremlja sličnim metodama. U farmaceutskoj i organskoj industriji upotrebljava se kao sredstvo za uvođenje etilne skupine u organske spojeve.

Aril-jodidi dobivaju se reakcijom odgovarajućih ugljikovodika s jodom i nitratnom kiselinom. Tako se može pripremiti najpoznatiji aril-jodid, *jodobenzen* (fenil-jodid), $\text{C}_6\text{H}_5\text{I}$, iz benzena, joda i nitratne kiseline:



To je bezbojna ili slabo žućkasta tekućina koja se dobro topi u etanolu, eteru i kloroformu, ali je u vodi gotovo netopljiva.

Jodobenzen se upotrebljava za sintezu organskih spojeva koji sadrže jod s pozitivnim oksidacijskim brojem.

Organski spojevi joda s pozitivnim oksidacijskim brojem joda. Od svih halogenih elemenata samo jod tvori organske spojeve u kojima ima pozitivni oksidacijski broj. U tim je spojevima jod uvijek vezan na aromatski ili nezasićeni ugljikov atom. Tom tipu spojeva pripadaju *jodozo-spojevi* opće formule RIO . Jodozo-spojevi nisu topljivi u vodi, ali se dobro tope u alkoholu. Stabilni su na sobnoj temperaturi i imaju jako oksidacijsko djelovanje. Dobivaju se oksidacijom odgovarajućih jodida s jakim oksidacijskim sredstvima. Tako npr. jodobenzen u reakciji s klorom daje jodobenzen-diklorid, $\text{C}_6\text{H}_5\text{ICl}_2$, koji s natrij-hidroksidom daje jodozobenzen, $\text{C}_6\text{H}_5\text{IO}$.

Jodokso-spojevi opće formule RIO_2 imaju svojstva slična jodozo-spojevima, iz kojih se mogu dobiti oksidacijom s hipoklorit-ionima. *Jodokso-benzen*, $\text{C}_6\text{H}_5\text{IO}_2$, najpoznatiji spoj iz te grupe, može se dobiti disproporcioniranjem jodozo-benzena.

PROIZVODNJA I POTROŠNJA JODA I NJEGOVIH SPOJEVA

Svjetska proizvodnja joda u posljednjih nekoliko godina iznosila je godišnje 5...9 kt, što je znatno manje od proizvodnje klora ili broma.

U Jugoslaviji se ne proizvodi ni jod niti jodovi spojevi iz domaćih sirovina, pa se sve potrebe zemlje podmiruju iz uvoza. U 1976. godini uvezeno je 38 141 kg joda (22 500 kg iz Poljske, 8 500 kg iz Japana, 7 000 kg iz SAD, 141 kg iz Savezne Republike Njemačke), 12 002 kg jodne kiseline, 128 kg jodata i perjodata i 12 154 kg jodida i oksijodida.

LIT.: V. Gutmann, ed., Halogen chemistry. Academic Press, New York 1967. — F. A. Cotton, G. Wilkinson, Advanced inorganic chemistry. Interscience Publ., New York 1972. — F. A. Trotman-Dickenson, Ex. Ed., Comprehensive inorganic chemistry, Vol. 2. Pergamon Press, London 1973. — I. Filipović, S. Lipanović, Opća i anorganska kemija. Školska knjiga, Zagreb 1973.

M. Pribanić