

ŽELJEZO (ferrum, Fe), kemijski element s atomnim brojem 26 i relativnom atomnom masom 55,847. Željezo je teški metal i nalazi se u VIII. skupini periodnog sustava elemenata, u kojem zajedno sa susjednim sličnim elementima čini trijadu željeza. Prirodno željezo sadrži 4 stabilna izotopa: ^{54}Fe (5,82%), ^{56}Fe (91,66%), ^{57}Fe (2,19%) i ^{58}Fe (0,33%). Osim stabilnih, poznati su i nestabilni, radioaktivni izotopi željeza, među kojima najdulja vremena poluraspada imaju izotopi ^{52}Fe (8,27 h), ^{53}Fe (8,9 min), ^{55}Fe (2,7 god.), ^{59}Fe (45,1 d), ^{60}Fe ($3 \cdot 10^5$ god.) i ^{61}Fe (6,0 min). Elektronska je konfiguracija željeza $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$.

Od davnine, a i danas, željezo ima golemu važnost i bez nje je današnja civilizacija nezamisliva. Željezne slitine, u prvom redu čelik, najvažniji su tehnički materijali što ih čovjek poznaje. Među kemijskim elementima, nakon kisika, najviše se u elementarnom obliku upotrebljava željezo, a razlozi su za to njegova rasprostranjenost, jednostavno dobivanje iz ruda, laka i mnogostruka preradba te poželjna mehaničko-konstruktivna i druga svojstva.

Željezo je izvanredno važan bioelement, prisutno je u svim živim stanicama i sudjeluje u procesu disanja (kao sastojak hemoglobina), fotosintezi i povezivanju atmosferskog dušika itd.

Željezo meteoritskog podrijetla služilo je već pred 6000 godina za izradbu oruđa i oružja, a Asteci su cijenili željezo više od zlata. Proizvodnja željeza, tj. čelika, najvjerojatnije je počela oko $\leftarrow 3000$. godine u Maloj Aziji. Nakon propasti hetitske države, oko $\leftarrow 1200$. godine, ta se vještina proširila i na susjedne krajeve. Već su Dorani bili naružani željeznim oružjem, a u Grčkoj je željezo potisnulo broncu oko $\leftarrow 800$. godine. Poznato je bilo čelično oružje koje se izrađivalo u Damasku, a u srednjoj Europi u umjetničkom su se obrađivanju željeza isticali Kelti. Željezo je obilježilo jedno čitavo razdoblje prethistorije ($\leftarrow 1$. milenij, *željezna doba*).

Razvoj dobivanja željeza i čelika tekao je paralelno. U početku se nije unaprijed znalo hoće li se dobiti željezo ili čelik, jer to nije ovisilo o volji čovjeka, nego o kakvoći rude i o slučajnim činiteljima. Tek su se kasnije spoznali načini proizvodnje čelika, pa se u srednjem vijeku, osim plitkih ognjišta, pojavljuju jednostavne jamne peći, a u XVI. st. i prve visoke peći. Prekretnica u proizvodnji željeza, a i ostalih metala koji se dobivaju redukcijom oksida ugljikom, nastala je u XVIII. st. upotrebom koksa umjesto ugljena. O daljnjem razvoju proizvodnje željeza i čelika v. *Čelik*, TE 3, str. 43; v. *Gvožđe*, TE 6, str. 309.

Željezo je u prirodi vrlo rasprostranjeno, ali je u elementarnom stanju rijetko zbog laganog spajanja s kisikom i sumporom. Po zastupljenosti u svemiru nalazi se na devetom mjestu i zastupljenije je nego što bi se to moglo očekivati s obzirom na njegovu strukturu. Spektralnom analizom ustanovljena je i njegova znatna zastupljenost na Suncu. U tlu na površini Mjeseca udio elementarnog željeza iznosi $\sim 0,5\%$, a njegova se masa procjenjuje na 10^{12} t. Udio željeza u željeznim meteoritima iznosi do 91%, a u stjenovitim meteoritima u prosjeku 16%.

Zemljina jezgra promjera ~ 7000 km najvjerojatnije je od željeza, što bi značilo da je željezo najobilniji kemijski element na Zemlji. U građi Zemljine kore željezo je najzastupljeniji metal, a među elementima se s udjelom od 5,63% nalazi na 4. mjestu, iza kisika, silicija i aluminija. Željezo se kao sastojak može naći u ~ 400 minerala, od kojih su oni važniji navedeni u tablici 1. Karakteristična žuta, smeđa ili crvena boja zemlje potječe upravo od željeznih spojeva.

Tablica 1
VAŽNIJI ŽELJEZNI MINERALI

Mineral	Kemijski sastav	Udio željeza %	Kristalni sustav
Hematit	$\alpha\text{-Fe}_2\text{O}_3$	70,0	trigonski
Magnetit	Fe_3O_4	71,4	kubični
Limonit	FeOOH	do 62	rompski
Pirhotin	FeS	62	heksagonski
Siderit	FeCO_3	48,2	trigonski
Pirit	FeS_2	46,5	kubični
Markazit	FeS_2	46,5	rompski
Grinalit	$\text{Fe}_{11}(\text{OH})_{12}\text{Si}_8\text{O}_{22} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	~ 45	monoklinski
Grinerit	$\text{Fe}_7\text{Si}_8\text{O}_{22}(\text{OH})_2$	~ 35	monoklinski
Turingit	$(\text{Fe}, \text{Al}, \text{Mg})_3(\text{OH})_4(\text{Al}, \text{Si})_2\text{O}_5$	35...40	monoklinski
Šamozit	$(\text{Mg}, \text{Fe}, \text{Al})_6(\text{OH})_8(\text{Si}, \text{Al})_4\text{O}_{10}$	33...42	monoklinski
Ilmenit	FeTiO_3	29,4	trigonski
Ankerit	$\text{CaFe}(\text{CO}_3)_2$	26	romboedarski
Hipersten	$(\text{Fe}, \text{Mg})_2\text{Si}_2\text{O}_6$	10...30	rompski

ELEMENTARNO ŽELJEZO

Svojstva. Elementarno čisto željezo je srebrnastobijeli kovak metal. Pojavljuje se u α , γ i δ -kristalnoj modifikaciji. Na sobnoj temperaturi stabilna je α -modifikacija, kojoj je kristalna rešetka prostorno centrirana kocka. Ta je modifikacija feromagnetična, a u čvrstom stanju može sadržavati vrlo malo ugljika. Zagrijavanjem se pri temperaturi od 77°C gubi feromagnetizam te α -modifikacija postaje paramagnetična bez promjene kristalne strukture (katkad se naziva i β -željezo). Pri temperaturi od 910°C kristalna se struktura mijenja u plošno centriranu kocku, γ -željezo, koje je paramagnetično, a u čvrstom stanju može sadržavati dosta ugljika. Pri temperaturi od 1390°C kristalna se struktura ponovo mijenja u prostorno centriranu kocku, δ -željezo. Karakteristike rešetaka α -željeza i γ -željeza neznatno se razlikuju (v. *Čelik*, TE 3, str. 43).

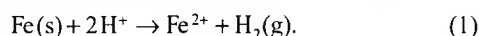
Na fizikalna svojstva željeza (tabl. 2) i na njegova kemijska svojstva znatno utječe već i malen udio primjesa ili nečistoća te veličina kristalnih zrna. Tako je, npr., talište željeza koje sadrži 0,83% ugljika (eutektički sastav) samo 740°C , što je skoro 800°C niže od tališta čistog željeza. Mehanička svojstva čistog željeza mnogo su slabija od svojstava tehničkog željeza i čelika. Čisto je željezo mekano, ne pokazuje izrazitu granicu razvlačenja, Hookeov zakon vrijedi samo približno pri malim opterećenjima, a žilavost mu se od niskih temperatura do sobne temperature nalazi u području krto g loma.

Tablica 2
ATOMNA I FIZIKALNA SVOJSTVA ŽELJEZA *

Svojstvo	Vrijednost
Atomni polumjer: α -modifikacija (20°C)	124,1 pm
γ -modifikacija (916°C)	128,9 pm
δ -modifikacija (1394°C)	127 pm
Ionski polumjer: Fe^{2+}	80 pm
Fe^{3+}	67 pm
Prva energija ionizacije	7,896 eV
Druga energija ionizacije	16,18 eV
Treća energija ionizacije	30,64 eV
Normirani elektroodni potencijal: $E^\ominus(\text{Fe}^{2+} \text{Fe})$	-0,44 V
$E^\ominus(\text{Fe}^{3+} \text{Fe})$	-0,036 V
$E^\ominus(\text{Fe}^{3+} \text{Fe}^{2+})$	0,77 V
Elektronegativnost	1,8
Talište	$1532 \pm 5^\circ\text{C}$
Vrelište	$3000 \pm 150^\circ\text{C}$
Gustoća (20°C)	7,874 g/cm ³
Gustoća monokristala (α -modifikacija)	7,92 g/cm ³
Molarni obujam (25°C)	7,094 cm ³ /mol
Entalpija taljenja	15,19 kJ/mol
Entalpija isparivanja	373,41 kJ/mol
Specifični toplinski kapacitet (100°C)	0,50 J/(g K)
Toplinska provodnost (20°C)	79 J/(m s K)
Koeficijent linearnog toplinskog rastezanja: $20 \cdots 100^\circ\text{C}$	$1,23 \cdot 10^{-5} \text{K}^{-1}$
$916 \cdots 1388^\circ\text{C}$	$2,30 \cdot 10^{-5} \text{K}^{-1}$
$1388 \cdots 1502^\circ\text{C}$	$2,36 \cdot 10^{-5} \text{K}^{-1}$
Električna otpornost	9,71 $\mu\Omega$ cm
Tvrdoća prema Brinellu	50...80
Tvrdoća prema Mohsu	4,5
Vlačna čvrstoća	245...280 N/mm ²

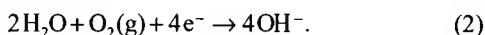
*tehnički čisto željezo (99,50...99,90% Fe)

Željezo je kemijski vrlo reaktivno i jako je reduksijsko sredstvo. Tako se željezo, u skladu sa svojim elektroodnim potencijalom, otapa u otopinama koje sadrže ione mnogih metala, npr. zlata, platine, srebra, žive, bizmuta, kositra, nikla ili bakra, uz njihovu redukciju i izlučivanje iz otopine. Željezo se kao neplemeniti metal lako otapa u kiselinama s neoksidirajućim djelovanjem i u razrijeđenim kiselinama prema reakciji



U koncentriranim kiselinama s oksidirajućim djelovanjem (HNO₃ i H₂SO₄) željezo se ne otapa, jer se pasivira nastankom površinskog oksidnog sloja. Međutim, otapa se u vrućoj koncentriranoj natrijevoj lužini. U neutralnim ili kiselim vodenim otopinama nastali ion željeza kompleksno je vezan sa šest molekula vode, [Fe(H₂O)₆]²⁺, i otopini daje zelenkastu boju. On se u prisutnosti oksidirajućih tvari oksidira u Fe³⁺-ion, a reakcija je mnogo brža u lužnatom mediju.

Željezo je stabilno u suhom zraku i ugljičnom(IV) oksidu te u vodi koja nema otopljeni zrak. Međutim, u običnoj vodi i u vlažnom zraku, tj. u prisutnosti vlage i kisika, željezo korodira stvaranjem hrđe na svojoj površini. To je proces elektrokemijskog karaktera, u kojem se na anodi zbiva reakcija (1), a za katodnu reakciju potrebni su voda i kisik:



Hrđa je po kemijskom sastavu hidratirani željezni(III) oksid, a po strukturi odgovara lepidokrokitu, γ-FeOOH. Sloj hrđe je porozan, mekan i lako se ljušti, pa ne štiti površinu željeza od dalje korozije. Zbog toga je korozija željeza veliki tehnički problem (v. *Korozija metala*, TE 7, str. 279). Kemijski čisto željezo otpornije je prema koroziji od tehničkog željeza, izuzevši slitine s kromom i niklom (nehrđajući čelik). Osim o čistoći, reaktivnost željeza s kisikom ovisi i o njegovu obliku. U finom usitnjenju željezo je zapaljivo, dok u suhom zraku oksidacija grumenata željeza započinje tek zagrijavanjem do temperature više od 150 °C.

Željezo reagira izravno s većinom nemetala pri umjerenim temperaturama i stvara binarne spojeve. Osim s kisikom, tako se spaja i s ugljikom, sumporom, nekim halogenim elementima, arsenom, fosforom i silicijem. S halogenim elementima željezo reagira već pri temperaturi višoj od 200 °C (s vlažnim klorom i na sobnoj temperaturi), pri čemu nastaju željezni(III) halogenidi. Od halogenih je elemenata jod najslabije oksidacijsko sredstvo, pa u reakciji željeza i joda nastaje željezni(II) jodid, FeI₂. Reakcijom s amonijakom pri temperaturi višoj od 400 °C nastaje tvrdi nitrid, Fe₃N, dok u reakciji s ugljikom, npr. pri proizvodnji željeza, nastaje vrlo tvrdi i kruti cementit, Fe₃C. Željezo ugrijano na više od 500 °C reagira s vodenom parom uz nastajanje vodika i Fe₃O₄, odnosno FeO ako je temperatura viša od 570 °C. Slično, željezo reagira i s ugljičnim(IV) oksidom na povišenoj temperaturi.

Dobivanje željeza. Glavne sirovine za dobivanje željeza jesu željezne oksidne rude hematit, magnetit i limonit te karbonatna ruda siderit (tabl. 1). U svijetu se glavna nalazišta željezne rude u eksploataciji nalaze u SAD, Velikoj Britaniji, zatim u području uz francusko-njemačku granicu, u Australiji, Švedskoj i Rusiji, a potencijalna su velika ležišta i u Brazilu, Čileu, Kubi, Venezueli, Kanadi i Indiji.

Željezo se dobiva redukcijom svojih ruda ugljikom iz koksa u visokoj peći. Tako nastaje *sirovo željezo*, koje uz druge sastojke (mangan, silicij, sumpor, fosfor i dr.) sadrži i ~4% ugljika. Zbog velikog udjela ugljika sirovo je željezo vrlo krhko, a u proizvode se može izravno oblikovati samo lijevanjem (*lijevano željezo*). Glavnina se sirovog željeza prerađuje u *čelik*, koji sadrži <1,7% ugljika i koji se svojim svojstvima ističe kao izvanredan tehnički i konstrukcijski materijal. Čeliku se mogu dodati i drugi elementi, uglavnom metali (mangan, krom, nikal, vanadij, volfram, molibden, titan), koji i u malim udjelima bitno poboljšavaju njegova mehanička i druga svojstva (*legirani čelici*). Sastav, struktura, svojstva, proizvodnja, preradba i vrste sirovog željeza i čelika detaljno su opisani u drugim člancima (v. *Čelik*, TE 3, str. 43; v. *Gvožđe*, TE 6, str. 309; v. *Ljevarstvo*, TE 7, str. 609).

Kemijski čisto željezo rijedak je proizvod. Razlog su tome vrlo ograničena upotreba (u metalurgiji praša i katalizi te za ugradnju u specijalne magnete), ali i mnogo slabija fizikalna i mehanička svojstva u usporedbi s čelikom (v. *Čelik*, TE 3, str. 46), tehnički složeni postupci proizvodnje zbog kemijske reaktivnosti čistog željeza te u skladu s tim i veći proizvodni troškovi.

Razlikuje se tehnički čisto (99,50...99,90% Fe), čisto (99,90...99,99% Fe) i vrlo čisto željezo (najmanje 99,99% Fe). Uobičajeni su postupci proizvodnje tehnički čistog i čistog željeza redukcija čistog željeznog oksida ili željeznog hidroksida

vodikom pri 700 °C (redukcijom na nižoj temperaturi dobiva se zapaljivi željezni prah), raspad pentakarbonilželjeza pri 250 °C (tzv. *karbonilno željezo*) i elektroliza otopine željeznog(II) klorida ili Mohrove soli (amonijsko-željezni sulfat). Vrlo čisto željezo proizvodi se rafinacijom zonskim taljenjem čistog karbonilnog ili elektrolitičkog željeza.

ŽELJEZNE SLITINE

Glavne vrste željeza kao tehničkog materijala (lijevano željezo i čelik) smatraju se, u stvari, slitinama željeza i ugljika. Rastaljeno željezo može otopiti do 6,67% ugljika, a u čvrstom stanju poznato je više faza i strukturnih sastojaka slitine različitog sastava. Njihovo ravnotežno stanje na određenoj temperaturi prikazuje se dijagramom stanja željezo–ugljik (v. *Čelik*, TE 3, str. 49; v. *Toplinska obradba metala*).

Tablica 3
VAŽNIJE FEROLEGURE

Naziv	Sastav	Uputnica
Ferokrom	>60% Cr	v. <i>Krom</i> , TE 7, str. 383.
Feromangan	75...92% Mn	v. <i>Mangan</i> , TE 7, str. 657.
Feromolibden	55...65% Mo	v. <i>Molibden</i> , TE 8, str. 645.
Feronikal	25...50% Ni	v. <i>Nikal</i> , TE 9, str. 343.
Feroniobij	30...60% Nb	v. <i>Niobij</i> , TE 9, str. 348.
Ferosilicij	15, 45, 70, 90% Si	
Ferotitan	28...75% Ti	v. <i>Titan</i> , TE 13
Ferovanadij	50...80% V	v. <i>Vanadij</i> , TE 13
Ferovolfram	81...83% W	v. <i>Volfram</i> , TE 13

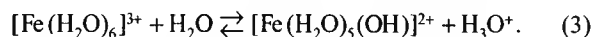
U željezne slitine ubrajaju se, dakako, i već spomenuti legirani čelici (v. *Čelik*, TE 3, str. 52), a također i specijalne željezne slitine koje se nazivaju *ferolegure*. To su tehničke slitine željeza koje sadrže veliki, često i pretežni udio drugih metala (tabl. 3). Od ferolegura se ne oblikuju konačni proizvodi, nego one služe kao tzv. *predslitine* za dodavanje određenog legiranog elementa prilikom proizvodnje legiranih čelika.

ŽELJEZNI SPOJEVI

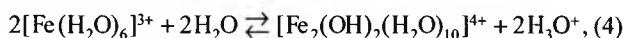
Željezo tvori mnoštvo spojeva, u kojima se pojavljuje u oksidacijskim stupnjevima 0, +2, +3, +4 i +6. Najvažniji su spojevi željeza oni u kojima je njegov oksidacijski stupanj +2 i +3. Poznato je i mnogo kompleksnih spojeva željeza, od kojih su najbrojniji oni oksidacijskog stupnja +3.

Željezo(II) tvori s većinom aniona soli svijetložute do tamne zelenosmede boje. Svojstvo je spojeva željeza(II) njihova osjetljivost na oksidaciju kisikom iz zraka, koja ovisi o vrsti aniona. Čvrsti hidroksidi vrlo se lako oksidiraju, dok su dvostruki sulfati, npr. Mohrova sol, stabilni. Dovoljno su stabilne i kisele vodene otopine koje sadrže željezni(II) ion.

Soli željeza(III) bezbojne su ili slabo obojene. Kao i željezni(II) ion, u vodenim je otopinama i željezni(III) ion kompleksno vezan sa šest molekula vode, [Fe(H₂O)₆]³⁺. To je prilično jaka kiselina (pK=3,05), pa su otopine kisele zbog jake hidrolize:



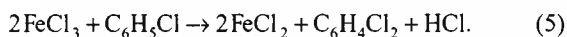
Dodatkom karbonatnog iona vodenoj otopini željeznih(II) soli taloži se željezni(II) karbonat, FeCO₃, dok dodatkom karbonatnog iona otopini željeznog(III) iona ne nastaje taloženje željeznog(III) karbonata, već se razvija ugljični(IV) oksid. Važna je i sljedeća reakcija hidrolize (pK=2,91):



u kojoj nastaje binuklearni kation u kojem su atomi željeza povezani hidroksilnim skupinama. Ako se pH otopine povisi znatno iznad 2, povećava se broj atoma željeza u kationu, dok se konačno

ne istaloži hidratirani željezni(III) oksid. Željezni(II) ion lako se oksidira u željezni(III) ion kisikom, klorom, permanganatom, kloratom, nitratom, vodikovim peroksidom i bakrom. Većina je željeznih soli dobro topljiva u vodi, osim oksida, hidroksida, sulfida, karbonata, fosfata i željeznog(II) fluorida.

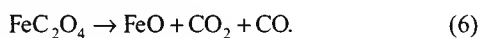
Željezni(II) halogenidi. Poznata su sva četiri halogenida željeza(II). Izravna sinteza željeznog(II) fluorida i željeznog(II) klorida iz elemenata nije moguća jer se zbog jakog oksidacijskog djelovanja fluora i klora željezo oksidira u oksidacijski stupanj +3. Bezvodni *željezni(II) fluorid*, FeF_2 , priprema se stoga provođenjem fluorovodika iznad željeza zagrijanog do crvenog žara ili redukcijom željeznog(III) fluorida vodikom pri 400 °C. Zagrijavanjem pri crvenom žaru u struji vodika nastaje elementarno željezo. Bezvodni *željezni(II) klorid*, FeCl_2 , priprema se provođenjem klorovodika iznad zagrijanog željeza ili redukcijom željeznog(III) klorida vodikom. Prikladna je metoda pripreme i zagrijavanje željeznog(III) klorida s klorbenzenom:



Bezvodni *željezni(II) bromid*, FeBr_2 , može se pripraviti izravnom sintezom elemenata pri temperaturi crvenog žara. Reakciju treba provesti pažljivo, jer s viškom broma i pri višim temperaturama nastaje FeBr_3 .

Sva četiri hidratirana dihalogenida mogu se pripraviti otapanjem željeza u pripadnoj halogenidnoj kiselini i kristalizacijom iz dobivene otopine. Najpoznatiji je *željezni(II) klorid tetrahidrat*, $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, koji se dobiva kad se kristalizacija provodi pri temperaturi višoj od 12,3 °C, dok pri nižim temperaturama nastaje heksahidrat. Modrozeleni monoklinski kristali tetrahidrata na zraku se razmaču i dobro su topljivi u vodi. Tetrahidrat se rabi u proizvodnji bojila kao reducens.

Željezni(II) oksid, FeO , kristalizira u obliku crnih kubičnih kristala gustoće 5,7 g/cm³, koji se tale pri 1369 °C. Taj je spoj baza, ali nije topljiv u vodi, nego u kiselinama. Pojavljuje se u prirodi, a laboratorijski se priprema zagrijavanjem željeznog(II) oksalata u vakuumu:



Može se pripraviti i provođenjem vodene pare preko željeza ugrijanog na više od 570 °C, te redukcijom $\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$ vodikom. Nastaje i zagrijavanjem željeza na temperaturi višoj od 575 °C uz malen parcijalni tlak kisika. Lako se oksidira, pa nema točan stehiometrijski sastav, uvijek sadrži nešto iona Fe^{3+} i ima svojstva poluvodiča. U finom je razdjeljenju zapaljiv. Upotrebljava se u proizvodnji stakla jer mu daje zelenu obojenost, zatim kao sastojak keramičkih materijala te kao katalizator prilikom sinteze amonijaka, metanola i dr.

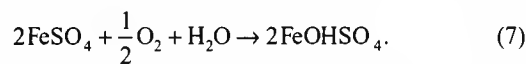
Željezni(II) hidroksid, Fe(OH)_2 , nastaje kao bijeli talog kada se otopini željeznog(II) iona doda lužina. U prisutnosti kisika talog postaje zelenkast, brzo tamni te uskoro pocrni. Crna boja vjerojatno potječe od željeza oksidacijskog stupnja +2 i +3. Konačni je proizvod oksidacije crvenkastomeđi hidratirani željezni(III) oksid. Hidroksid se primjenjuje za pripremu zelenkastog stakla i kao katalizator u procesu metanacije ugljičnog(II) oksida pri proizvodnji amonijaka.

Željezni(II) sulfid, FeS , zeleni je mineral koji se može pripraviti zagrijavanjem elemenata ili taloženjem iz vodenih otopina. U prirodi se pojavljuje kao mineral pirhotin nestehiometrijskog sastava. Netopljiv je u vodi, ali se otapa u anorganskim kiselinama uz nastajanje sumporovodika. Raspada se zagrijavanjem u vakuumu pri temperaturi višoj od 1100 °C, dok zagrijavanjem u prisutnosti kisika nastaje oksid. Disulfid, FeS_2 , javlja se u dva oblika, kao stabilniji pirit i manje stabilan markazit. Pirit je mineral zlatnožute boje i metalnog sjaja, a može se pripraviti zagrijavanjem željeza i sumpora, dok se markazit može dobiti samo taloženjem iz vodenih otopina. Pirit se rabi za proizvodnju sumpornog(IV) oksida koji služi za pripremu sulfita ili sumporne kiseline.

Željezni(II) sulfat heptahidrat, *zelena galica*, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, poznat je već od XIII. stoljeća. Njegovi svijetlozeleni monoklinski

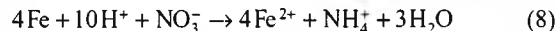
kristali vrlo su topljivi u vodi. Dobiva se otapanjem željeza u razrijeđenoj sumpornoj kiselini i kristalizacijom pri temperaturi nižoj od 56 °C. Pri temperaturi višoj od 56 °C kristalizira tetrahidrat, $\text{FeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, u temperaturnom području od 65...300 °C stabilan je monohidrat, a zagrijavanjem u struji vodika pri više od 300 °C dobiva se amorfnu bezvodni sulfat, FeSO_4 . Željezni(II) sulfat može se dobiti i oksidacijom piritu kisikom na vlažnom zraku, a nastaje i kao sporedni proizvod prilikom čišćenja željeznih površina sumpornom kiselinom prije pocinčavanja, elektrokemijskog nanošenja metala ili emaljiranja, pri proizvodnji kositra, kromnog alauna i titanovog bjelila, TiO_2 .

Zelena galica najvažnija je tehnička sol željeza. Polagano se oksidira zrakom i prelazi u žutosmeđi željezni(III) hidroksidsulfat:



Otopine željeznog(II) sulfata reduciraju nitrata i nitrite do dušičnog(II) oksida, koji s ionom željeza daje smeđe obojeni kompleks $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$, što je osnova analitičkog dokaza prisutnosti nitrata i nitrita. Zelena galica rabi se za pripremu željeznog(III) oksida, u bojadisarstvu i kožarstvu, za proizvodnju tinte, za dezinfekciju i dezodoraciju, kao adstringent u veterinarstvu i dr. Lako stvara dvostruke soli, od kojih je najpoznatija *Mohrova sol*, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Mohrova sol stabilna je na zraku i u slabo kiselim otopinama te se upotrebljava u volumetrijskoj analizi, a služi i kao katalizator u reakcijama redukcije. Priprema se kristalizacijom iz sumpornom kiselinom zakiseljene vodene otopine koja sadrži ekvivalentne količine amonijeva sulfata i željeznog(II) sulfata.

Željezni(II) nitrat heksahidrat, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, kristalizira u obliku zelenih rompskih kristala dobro topljivih u vodi. Otapa se u vlastitoj kristalnoj vodi pri temperaturi od 60,5 °C. Priprema se otapanjem željeza u višku razrijeđene hladne dušične kiseline:



ili reakcijom barijeva nitrata i željeznog(II) sulfata. Iz otopine kristalizira sa 6 ili 9 molekula kristalne vode. Monoklinski su kristali nonahidrata bezbojni do svijetloljubičasti. U zagrijanoj otopini, osobito u kiseloj sredini, nitratni ion oksidira željezni(II) ion u željezni(III) ion. Heksahidrat se rabi prilikom štavljenja kože, kao močilo u bojadisarstvu, za proizvodnju berlinskog modrila te kao adstringens pri krvarenju u želucu i crijevima.

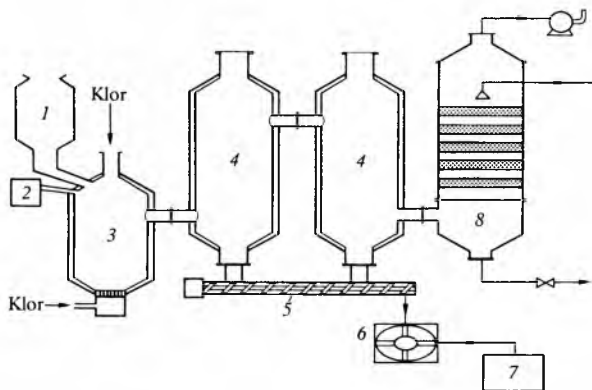
Željezni(II) karbonat, FeCO_3 , nastaje kao bijeli talog dodatkom otopine alkalijskog karbonata otopini koja sadrži željeznu(II) sol. Talog tamni djelovanjem kisika iz zraka. U prirodi se pojavljuje kao mineral siderit. Otapa se u vodi koja sadrži otopljeni ugljični(IV) oksid, pri čemu nastaje željezni(II) hidrogekarbonat. Oksidacijom s kisikom iz zraka oslobađa se ugljični(IV) oksid i taloži se hidratirani željezni(III) oksid. Prirodne vode koje sadrže mnogo željeza stoga se ne upotrebljavaju u industriji, a niti za piće. Željezni(II) karbonat služi za sprečavanje gorenja i za doatak željeza stočnoj hrani.

Željezni(II) acetat tetrahidrat, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, dobiva se otapanjem željeznih strugotina u octenoj kiselini. Sol koja nastaje kristalizacijom sadrži željezo u oksidacijskim stupnjevima +2 i +3. Rabi se i kao katalizator u organskoj sintezi, u bojadisarstvu, kao močilo i u medicini kao adstringens.

Željezni(III) halogenidi. Poznata su tri halogenida željeza oksidacijskog stupnja +3: fluorid, klorid i bromid. U bromidu se već očituje oksidacijsko djelovanje željeza(III) na anion, pa zagrijavanjem vodene otopine željezo oksidira bromidni ion u elementarni brom. Kako se jodidni ion još lakše oksidira, to željezni(III) jodid nije moguće pripraviti.

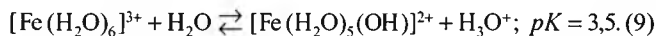
Bezvodni *željezni(III) klorid*, FeCl_3 , kristalizira u obliku heksagonskih kristala metalnog sjaja, s gustoćom 2,89 g/cm³. Priprema se izravnom sintezom, zagrijavanjem željeza u suhom kloru pri temperaturi od 650 °C, pri čemu nastali FeCl_3 sublimira kao dimer, Fe_2Cl_6 . Prikladnom konstrukcijom postrojenja (sl. 1) za dobivanje željeznog(III) klorida izravnom sintezom (u atmo-

sferi bez vlage) i kontroliranim uvođenjem željeznih strugotina potrebna se temperatura održava topline oslobođenom u reakciji. Na početku rada u jamnu se peć ubacuju željezne strugotine zagrijane na 500 °C, a klor se uvodi na dnu peći. Kad se postigne temperatura od 650 °C, željezo se kontrolirano dozira vibracijskim dozatorom, a regulira se i dotok klora, tako da se u peći održava potrebna temperatura. Radi se s viškom klora od 10·30% kako bi se spriječilo nakupljanje željeznog(II) klorida u peći. Nastali željezni(III) klorid sublimira i uvodi se s viškom klora u vodom hlađeni toranj, gdje se kondenzira. Kristali otpadaju s površine tornja i padaju u pužni transporter kojim se odvođe u mlin, a zatim u spremnik. Višak se klora apsorbira u tornju u otopini vapnenog mlijeka, sode ili natrijeva hidroksida.



Sl. 1. Postrojenje za dobivanje željeznog(III) klorida izravnim sintezom. 1 spremnik željeznih strugotina, 2 vibracijski dozator, 3 jamna peć, 4 odjeljivač sublimata, 5 pužni transporter, 6 mlin, 7 spremnik željeznog(III) klorida, 8 apsorpcijski toranj

Željezni(III) klorid heksahidrat, $FeCl_3 \cdot 6H_2O$, pripravlja se otapanjem željeza u solnoj kiselini uz uvođenje klora radi oksidacije željeza. Iz otopine se uparivanjem dobivaju prljavo žute kristalne grude, koje se na zraku razmaču. Heksahidrat je stabilan pri temperaturi nižoj od 27 °C. Njegova vodena otopina reagira kiselo zbog hidrolize, a smeđu boju dobiva zbog prisutnosti iona $[Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+}$:



U koncentriranim otopinama željeznog(III) klorida, kloridni ion se kompleksno veže sa željezom, pa prevladava ion koji postoji i u heksahidratu kao krutini, tj. $[FeCl_2(H_2O)_4]^+$. Naime, u heksahidratu ne postoji ion $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ već oktaedarska molekula $FeCl_2(H_2O)_4$, a preostale su dvije molekule vode vezane kao kristalna voda. Željezni(III) klorid rabi se kao kemijski reagens, za nagrizanje i otapanje metala, npr. bakra za izradbu tiskanih pločica u elektrotehnici, kao koagulans za čišćenje otpadnih voda, kao oksidacijsko i kondenzacijsko sredstvo, pri proizvodnji pigmenta, za proizvodnju tinte itd.

Željezni(III) oksid, Fe_2O_3 , kristalizira u obliku crveno-smeđih do crnih romboedarskih kristala gustoće $5,12 \cdot 5,24 g/cm^3$. Bazičnog je karaktera i netopljiv u vodi, a topljiv u solnoj ili sumpornoj kiselini. Pojavljuje se u dvije modifikacije: α - Fe_2O_3 sa strukturom korunda i γ - Fe_2O_3 sa strukturom sličnom strukturi spinela. U prirodi je α - Fe_2O_3 poznat kao mineral hematit, koji je najvažniji mineral za dobivanje željeza. Pri 900 °C α - Fe_2O_3 reagira s klorom, pri čemu nastaje $FeCl_3$. Talište α - Fe_2O_3 je pri 1565 °C, a tada počinje i njegov raspad. α - Fe_2O_3 pripravlja se laboratorijski zagrijavanjem $FeOOH$ pri 200 °C. Sporedni je proizvod pri dobivanju glinice iz boksita, a rabi se kao sredstvo za pročišćavanje plinova, crveni pigment, sredstvo za poliranje, katalizator reakcija oksidacije i polazni spoj za pripravu ferita. γ - Fe_2O_3 je metastabilan, a pripravlja se pažljivom oksidacijom Fe_3O_4 . Zagrijavanjem na zraku prelazi u α - Fe_2O_3 . Feromagnetičan je pa se rabi kao magnetni materijal za magnetne vrpce ili folije.

Feriti. Feritima se nazivaju miješani oksidi željeza(III) i oksida dvalaventnog metala, $MO \cdot Fe_2O_3$ ili $M^{II}Fe_2^{III}O_4$. U ferite se

ubraja i Fe_3O_4 ili $Fe^{II}Fe^{III}_2O_4$, koji kristalizira u obliku crnih kubičnih kristala gustoće $5,15 \cdot 5,25 g/cm^3$, koji se tale pri 1538 °C. U prirodi se pojavljuje kao mineral magnetit. Feromagnetičan je i vodi struju, netopljiv je u vodi, a topljiv u jakim kiselinama. Zagrijavanjem na zraku pri temperaturi do 330 °C polagano se oksidira u feromagnetični γ - Fe_2O_3 . Zagrijavanjem na mnogo višoj temperaturi nastaje α - Fe_2O_3 . Pripravlja se oksidacijom željeza uz manjak kisika ili zagrijavanjem Fe_2O_3 pri temperaturi višoj od 1400 °C. Izgaranjem pentakarbonilželjeza u plameniku pri temperaturi od 1300·1400 °C nastaje Fe_3O_4 u vrlo finom usitnjenju i podjednake veličine čestica. Rabi se pri izradbi elektroda, magnetnih vrpca za snimanje zvuka, kao katalizator ($10 \cdot 100 m^2/g$), sredstvo za bojenje stakla, sredstvo za poliranje i dr.

Feriti su važni u elektrotehnici kao materijali za izradbu magnetna ili kao tijela za visokofrekventne transformatore i zavojnice, što ovisi o kristalnoj strukturi i svojstvima sadržanog dvalaventnog metala. Pripravljaju se zagrijavanjem Fe_2O_3 s karbonatom odgovarajućeg metala, a imaju strukturu spinela ili inverznog spinela.

Željezni(III) hidroksid, $Fe(OH)_3$, nije poznat, a crvenosmeđi talog koji nastaje dodatkom amonijaka otopini željeznih(III) soli sadrži različit udio vode, pa se zapravo radi o hidratiranom željeznom(III) oksidu. Svježe pripravljen talog lako je topljiv u mineralnim kiselinama, pri čemu nastaju željezne(III) soli, a vrlo slabo topljiv u lužinama. Taljenjem s alkalijama nastaju kompleksni oksidi, feriti. Svježe istaložen talog stajanjem pod vodom prelazi u nestabilni γ - $FeOOH$ (*lepido-krokrit*), koji polaganom prelazi u stabilniji α - $FeOOH$ (*getit*). Zagrijavanjem svježeg taloga do 200 °C ili zagrijavanjem lepido-krokrita nastaje γ - Fe_2O_3 , dok zagrijavanjem na više od 200 °C ili zagrijavanjem getita nastaje α - Fe_2O_3 .

Željezni(III) sulfat, $Fe_2(SO_4)_3$, dobiva se kao bijeli prah zagrijavanjem bezvodnog željeznog(II) sulfata s koncentriranom sumpornom kiselinom. Može se pripremiti i oksidacijom željeznog(II) sulfata u otopini dušičnom kiselinom ili otapanjem željeznog(III) oksida u sumpornoj kiselini. Iz otopine se, već prema uvjetima, kristalizacijom dobivaju kristali s različitim brojem molekula kristalne vode. Poznati su trihidrat, heksahidrat, nonahidrat i dodekahidrat.

Bezvodni željezni(III) sulfat slabo je topljiv u hladnoj vodi, a otapanjem u vrućoj vodi hidrolizom nastaje hidratirani željezni(III) oksid. Zagrijavanjem se željezni(III) sulfat raspada na željezni(III) oksid i sumporni(VI) oksid. Rabi se kao koagulant za čišćenje voda, kao močilo u bojadisarstvu, za pripravu berlin-skog modrila i kao reagens.

Poznat je i cijeli niz *alauna* željeza, od kojih su najvažniji kalijsko-željezni alaun, $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, i amonijsko-željezni alaun, $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, koji je važan reagens, a rabi se i kao sredstvo za nagrizanje.

Željezni(III) nitrat, $Fe(NO_3)_3$, kristalizira sa šest ili devet molekula vode. To su ljubičasti kristali topljivi u vodi i alkoholu, a nastaju djelovanjem dušične kiseline u suvišku na željezo. Pritom maseni udio dušične kiseline mora biti veći od 25%. Nitrat se rabi kao močilo pri bojenju tekstila i kao analitički reagens.

Željezni(III) acetat, $Fe(C_2H_3O_2)_3$, pripravlja se industrijski otapanjem željeza u acetatnoj kiselini, te propuhivanjem zraka radi oksidacije željeza. Rabi se kao sredstvo za nagrizanje, kao katalizator u organskim reakcijama oksidacije i kao sirovina za pripravu drugih spojeva željeza.

Amonijsko-željezni(III) oksalat trihidrat, kojemu je formula $(NH_4)_3Fe(C_2O_4)_3 \cdot 3H_2O$, kristalizira u obliku zelenih u vodi lako topljivih kristala. Djelovanjem svjetlosti željezo oksidira oksalnu kiselinu u CO_2 , pri čemu se ono reducira u oksidacijski stupanj +2. Zbog toga se taj spoj rabi za mjerenje količine svjetlosti i izradbu papira za kopiranje nacrtâ.

Kompleksni spojevi željeza. Željezo se u kompleksnim spojevima nalazi s oksidacijskim stupnjem 0, +2, +3 i +6. Kompleksi oksidacijskog stupnja +2 najčešće su oktaedarske strukture. Visokospinski oktaedarski kompleksi željeza(II) nisu osobito stabilni, no niskospinski, dijamagnetični kompleksi željeza(II), posebno cijano-kompleksi, vrlo su stabilni. Najbrojniji su kom-

pleksi oksidacijskog stupnja +3, koji su većinom također oktaedarske strukture. Postoje i kompleksni spojevi u kojima željezo ima negativan oksidacijski stupanj, kao što je npr. $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CO})_4]$ u kojem je oksidacijski stupanj željeza -2.

Od kompleksnih spojeva u kojima je oksidacijski stupanj željeza 0 vrlo je poznat *pentakarbonilželjezo(0)*, $\text{Fe}(\text{CO})_5$. To je svjetložuta tekućina s vrelištem 20°C i gustoćom $1,49\text{ g/cm}^3$. Vrlo je kancerogeno, dopuštena je koncentracija u zraku $0,08\text{ mg/m}^3$. Pripravljaju se reakcijom željeza i ugljičnog(II) oksida pri temperaturi od $100\text{--}200^\circ\text{C}$ pod tlakom od $50\text{--}200\text{ bar}$. Daljim zagrijavanjem na više od 200°C ravnoteža se pomiče na stranu reaktanata i spoj se raspada. Željezo koje pritom nastaje naziva se *karbonilno željezo*. Ono je vrlo čisto i sadrži samo tragove ugljika i kisika. Pentakarbonilželjezo nije topljivo u vodi, ali se otapa u organskim otapalima, npr. u benzenu i petroleteru.

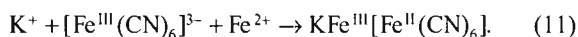
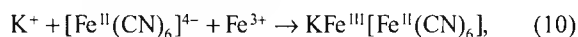
U vodenim otopinama postoji ion $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, nestabilan, paramagnetičan visokospinski kompleks oktaedarske građe. Među stabilne dijamagnetične komplekse željeza(II) ubraja se najpoznatiji cijanokompleks, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, tj. heksacijanoferratni(II) ion i spojevi koji se od njega odvođuju. U kiselim vodenim otopinama željeza(III) postoji ion $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, paramagnetičan visokospinski kompleks oktaedarske građe, koji je jaka kiselina i vrlo je podložan hidrolizi.

Kalijev heksacijanoferrat(II) trihidrat, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, *žuta krvna sol*, u obliku je žutih kristala dobro topljivih u vodi. Važna je industrijska kemikalija. Dobiva se dodavanjem željeznog(II) sulfata otopini kalijeva cijanida sve dok ne započne taloženje željeznog(II) cijanida, a zatim filtriranjem, isparivanjem vode i kristalizacijom. Može se pripraviti i reakcijom kalijeva cijanida i željeznog(II) sulfata. Prvo nastaje kalijev heksacijanoferrat(II), koji se prevodi u kalijev spoj taloženjem s kalijevim kloridom i obradbom s kalijevim karbonatom.

Kalijev heksacijanoferrat(II) trihidrat je dijamagnetičan, a kristalizira u monoklinskom i tetragonskom sustavu. Dobro je topljiv u vodi, topljiv je u acetonu, a netopljiv u alkoholu i eteru. U slabo kiselim otopinama oksidira se kisikom iz zraka i nastaje tzv. *berlinsko modriilo*, $\text{Fe}^{II}[\text{Fe}^{III}(\text{CN})_6]_3$. Djelovanjem vruće razrijeđene otopine sumporne kiseline raspada se uz razvijanje cijanovodika. To je vrlo stabilan kompleks, u kojem se samo jedna cijanidna skupina može zamijeniti drugim ligandom, npr. H_2O , NH_3 , CO , NO^+ i dr. Takvi se spojevi nazivaju *prusijati*, a najpoznatiji je nitrozilprusijat, $[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{NO}]^{2-}$, karakterističan reagens za hidrogensulfidni ion.

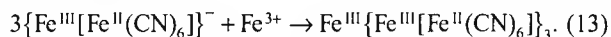
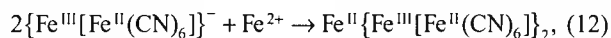
Kalijev heksacijanoferrat(II) nastaje i prilikom čišćenja rasvjetnog plina od cijanovodika. Rabi se za pripremu berlinskog modrila, prilikom bojenja tkanina, kao kemikalija, u fotografiji, bojadisarstvu, analitičkoj kemiji, pri elektroplatanju, u postupcima graviranja i litografije te u analitičkoj kemiji.

Kalijev heksacijanoferrat(III), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, stabilan je niskospinski kompleks, najpoznatiji cijano-kompleks željeza(III), a zbog svoje boje poznat pod nazivom *crvena krvna sol*. Najjednostavnije se priprema oksidacijom vodene otopine kalijeva heksacijanoferata(II) klorom ili elektrokemijski na anodi te uparivanjem i kristalizacijom. Dobro je topljiv u vodi, topljiv je u acetonu, a netopljiv u alkoholu. Otrovniji je od kalijeva heksacijanoferata(II). Rabi se za proizvodnju pigmenta, za štavljenje kože te kao katalizator u reakcijama oksidacije i polimerizacije. Njegova je lužnata otopina jako oksidacijsko sredstvo. Djelovanjem vruće razrijeđene sumporne kiseline na kalijev heksacijanoferrat(III) oslobađa se vrlo otrovan cijanovodik. Žuta i crvena krvna sol osjetljivi su reagensi za ione željeza Fe^{3+} , odnosno Fe^{2+} , a u obje reakcije nastaje tamnomodra koloidna otopina ili talog istog sastava:



Nastajanje spoja istog sastava tumači se oksidacijskim djelovanjem heksacijanoferratnog(III) iona, koji u prvom stupnju reakcije oksidira ion Fe^{2+} u ion Fe^{3+} , pri čemu se sam reducira u heksacijanoferratni(II) ion. Kompleksni anion $[\text{Fe}^{III}[\text{Fe}^{II}(\text{CN})_6]]^-$ na-

ziva se *berlinska ion*. Ako se gornje reakcije provode uz višak iona Fe^{2+} ili Fe^{3+} , nastaju talozi modre boje, željezni(II) berlinat, poznat pod nazivom *netopljivo Turnbullovo modriilo*, odnosno, željezni(III) berlinat, poznat pod nazivom *netopljivo berlinsko modriilo*:

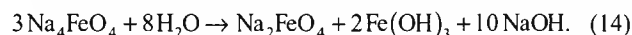


Željezni(III) tiocijanat, $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, kristalizira u obliku tamno-ljubičastih kristala, a priprema se djelovanjem tiocijana na željezo ili iz eterske otopine dobivene ekstrakcijom vodene otopine natrijeva tiocijanata i neke željezne(III) soli. Vrlo je topljiv u vodi, a kristalizacijom iz vodene otopine dobiva se crveni trihidrat, $\text{Fe}(\text{SCN})_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Željezni(III) ion s tiocijanatnim ionom daje različite crveno obojene komplekse, od kompleksa $[\text{FeSCN}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ do $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$. Reakcija željezne(III) soli i tiocijanatnog iona uzima se u kvalitativnoj kemijskoj analizi za dokazivanje željeza, odnosno tiocijanata.

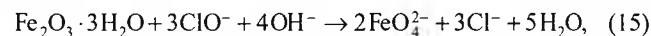
Poznati su mnogi *organometalni spojevi željeza*, a otkriće ferocena 1951. godine (v. *Organometalni spojevi*, TE 9, str. 716) dalo je snažan poticaj istraživanju organometalnih spojeva prijelaznih elemenata.

Hemoglobin je homeoproteid, konjugirana bjelancevina sastavljena od bjelancevine globina (maseni udio 94%) i crvene boje nazvane hem (6%), koja je kompleks željeza(II) s protoporfirinom. Hemoglobin je grimizno crvena kristalna tvar, topljiva u vodi, a netopljiva u alkoholu. Lako veže i otpušta kisik, što ovisi o parcijalnom tlaku kisika. Vežanjem kisika u organu za disanje nastaje oksihemoglobin, koji se arterijama dovodi u stаницe. Hemoglobin veže i ugljični(IV) oksid, pa se ~20% ugljičnog(IV) oksida tako prenosi iz stanica u organe za disanje. Time se smanjuje koncentracija otopljenog ugljičnog(IV) oksida u krvi i utječe na pH krvi. Hemoglobin se spaja i s ugljičnim(II) oksidom, i to 200 puta lakše nego s kisikom, što je i uzrok velike otrovnosti ugljičnog(II) oksida. U krvi čovjeka masena je koncentracija hemoglobina $130\text{--}160\text{ g/L}$, a od ukupnog željeza, koje se u čovjeku mase 70 kg procjenjuje na 4 g, ~66% je vezano na hemoglobin.

Oksoferati (okso-spojevi željeza). Oksoferatima se nazivaju spojevi u kojima se željezo može nalaziti u oksidacijskom stupnju +4, +5 ili +6, tj. koji sadrže anione $[\text{FeO}_3]^{2-}$, $[\text{FeO}_4]^{3-}$ ili $[\text{FeO}_5]^{4-}$. Pripravljani su, npr., stroncijev i barijev ferat(IV), koji sadrže tetraedre $[\text{FeO}_4]^{4-}$. Međutim, natrijev ferat(IV), Na_4FeO_4 , ne sadrži te tetraedre, već je to smjesa oksida, a priprema se zagrijavanjem smjese natrijeva oksida i željeznog(III) oksida u množinskom omjeru 4:1 pri 450°C u struji kisika. U vodenim otopinama nije stabilan i lako se disproporcionira:



Kalijev ferat(V) može se pripraviti zagrijavanjem smjese kalijeva hidroksida i kalijeva ferata(VI) pri $600\text{--}700^\circ\text{C}$. Zagrijavanjem na više od 700°C raspada se na KFeO_2 , kalijev oksid i kisik. Alkalijski ferati(VI) pripravljaju se najjednostavnije, i to oksidacijom hidratiranog željeznog(III) oksida s hipokloritom u lužnatoj otopini:



a zatim taloženjem kao kalijeva, stroncijeva ili barijeva sol. U vodenim otopinama feratni(VI) ion nije stabilan, u neutralnoj ili kiseloj otopini raspada se brzo na ion Fe^{3+} , vodu, kisik i ozon. Raspad je polaganiji u lužnatom mediju. Ferat(VI) vrlo je jako oksidacijsko sredstvo u kiselom mediju, te npr. pri sobnoj temperaturi oksidira amonijak do dušika.

LIT.: J. C. Bailar, *Comprehensive Inorganic Chemistry*. Pergamon Press, Oxford 1975. – N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the Elements*. Pergamon press, Oxford 1984. – Van Nostrand Reinhold *Encyclopedia of Chemistry*. Van Nostrand Co., New York 1984. – I. Filipović, S. Lipanović, *Opća i anorganska kemija*. Školska knjiga, Zagreb 1991.