

Skupina vanadu

Skupina vanadu patří do 5. skupiny a řadí se sem vanad, niob a tantal, protaktinium. Protaktinium patří mezi aktinoidy, avšak svým chemickým chováním je blíží k prvkům patřícím do skupiny vanadu. Vanad je velmi rozšířený prvek a vyskytuje se v minerálech patronit VS_4 a vanadit $3Pb_3(VO_4)_2$.

Niob a tantal si jsou navzájem chemicky velmi blízké, protože mají malé rozdíly v atomových i iontových poloměrech obou prvků, nepatrný rozdíl hodnot elektronegativity a malou ochotu stabilizovat se v nižších oxidačních stavech. U iontové vazby není možný nejvyšší oxidační stav. V elementárním stavu jsou všechny prvky poměrně ušlechtilé a povrch těchto tří prvků ve styku s vodou a s roztoky kyselin se pasivuje, a proto mají velkou odolnost vůči oxidujícím kyselinám.

Vanad

Vanad má protonové číslo 23 a nachází se ve 4. periodě. Andrés Manuel del Rio objevil vanad v roce 1801. Elektronová konfigurace tohoto prvku je $4s^2 3d^3$ a oxidační čísla jsou $-I$, 0, I, II, III, IV, V, přičemž nejvíce stabilní je V.

Barva vanadu je ocelově šedá. Je to neobyčejně tvrdý kov, který se dá leštit a brousit. Má velmi vysokou teplotu tání a poměrně malou hustotu. Rozpouští se v silně oxidujících kyselinách (lučavka královská, kyselina dusičná). Elementární vanad je odolný vůči působení kyselin a vodních roztoků hydroxidů. Avšak snadno rozpustný v HF a méně rozpustný v koncentrovaných oxidujících kyselinách (pouze za horka). Vanad je biogenní prvek a je obsažen v ropě nebo uhlí.

Připravuje se z patronitu, což není snadné, takže se připravují jeho slitiny pro technické účely.

Používá se v ocelářství, železářském průmyslu, k výrobě leteckých a automobilových motorů. $VC l_2$ je silné redukční činidlo a VC se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů.

Mezi sloučeniny vanadu patří oxid vanadičný V_2O_5 , který má kovalentní charakter s kyselými vlastnostmi a je žlutočervený. Oxid vanadičný VO_2 je tmavě modrý a oxid vanaditý V_2O_3 je černý. Tyto dva oxidy tvoří přechod mezi V_2O_5 a VO. Oxid vanadnatý VO je iontový, bazický a černý. Neznámější dvě kyseliny vanadičné jsou HVO_3 a $H_2V_2O_{11}$. Mezi stálé sloučeniny vanadu patří síran vanaditý, sulfidy, polysulfidy, karbidy a nitridy.

Niob a tantal

Niob má protonové číslo: 41 a nachází se v 5. periodě. V roce 1801 byl objeven Charlesem Hatchetem a jeho elektronová konfigurace je $5s^2 4d^3$. Tantal má protonové číslo 73 a je v 6. periodě, 5. skupině. Anders Gustaf Ekeberg ho objevil v roce 1802 a jeho elektronová konfigurace je $6s^2 5d^3$. Oba tyto prvky mají nejsnadnější oxidační stav V a nižší oxidační stav je u nich málo obvyklý a nestálý.

Niob je šedý kov, který je na vyleštěných plochách bílý. Je středně tvrdý, má nižší teplotu tání a varu než tantal. Tantal je platinově šedý kov. Je těžký, lesklý, poměrně tvrdý, neobvykle tažný a má vysokou teplotu tání. U tantalu platí čím je větší, tím je také čistší. Niob a tantal jsou velmi odolné k působení kyselin a koncentrované oxidující kyseliny je ani za horka nerozpouštějí. Také odolávají lučavce královské, ale HF je rozpouští.

Tantal se využívá k výrobě chirurgických a zubolékařských nástrojů (hroty, pinzety, kanyly, jehly). Dále se používá k výrobě tantalových psacích per, které jsou skoro jako zlatá pera s iridiovým hrotem. Také se používají k výrobě tavicích kelímků.

Nejvyšší oxidační stav mají niob a tantal v halogenidech a jsou to velmi stálé látky. Nižší oxidační stav mají v poměrně stálých oxidech (NbO_2 , NbO , TaO_2).

Skupina chromu

Skupina chromu patří do 6. skupiny a obsahuje chrom, molybden a wolfram. Svým chemickým chováním se k nim přiřadí i uran, který je řazen mezi aktinoidy. Elektronová konfigurace je $ns^2 (n-1)d^4$. U chromu a molybdenu dochází k přesmyknutí na $ns^1 (n-1)d^5$, které nemá vliv na chemické chování obou prvků. Oxidační stav VI je nejstálější a je uskutečněn kovalentní vazbou, nikdy iontovou.

Prvky této skupiny jsou typickými představiteli přechodných kovů, neboť dosahují mnoha dalších oxidačních stavů. Odolnost kovů skupiny chromu proti působení chemických prvků a sloučenin vzrůstá s rostoucím atomovým číslem prvku, tedy od chromu k wolframu. Se všemi halogenidy reaguje chrom, ale molybden nereaguje s jodem a wolfram je odolný vůči působení jodu i bromu při vyšších teplotách. Ani jeden z těchto prvků nereaguje s vodíkem.

Chrom

Chrom se nachází v 4. periodě a jeho protonové číslo je 24. V roce 1797 byl objeven Nicolasem Louisem Vauquelinem. Elektronová konfigurace je $4s^1 3d^5$. Oxidační čísla tohoto prvku jsou -II, -I, 0, I, III, IV, V, VI a nejstálější a nejběžnější jsou VI a III.

Tento prvek je bílý kov, který je lesklý, tvrdý a křehký. Má velmi vysokou teplotu tání, ale teplota varu je nižší. Též je chemicky velmi odolný za obvyčejné teploty a neoxiduje se na vzduchu ani za přítomnosti vlhkosti. Nejdůležitější rudou je chromit, což je podvojná sloučenina kyslíčnicku železnatého a chromitého $FeO \cdot Cr_2O_3$. Za laboratorní teploty je elementární chrom na vzduchu velice stálý a jeho povrch pasivuje. Tento prvek je rozpustný v kyselině chlorovodíkové HCl a kyselině sírové H_2SO_4 .

Chrom se připravuje redukcí ferochromu uhlím: $FeO \cdot Cr_2O_3 + 4C \rightarrow Fe + 2Cr + 4CO$
Avšak nevzniká čistý chrom. Ten lze získat aluminotermickou redukcí z oxidu chromitého, který je získán z chromitu: $Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$

Chrom se používá hlavně v ocelářství. Dále se využívá na nářadí, na namáhavé součásti strojů (kuličky do ložisek) a k zhotovování ochranných povlaků. Elektrolytické chromování se využívá v automobilovém průmyslu, při výrobě jízdních kol a lékařských nástrojů. Chromité soli a chromany se využívají k barvení tkanin, k leptání a moření, v kožedělném průmyslu, kde se používají k čištění kůží. Chromnaté soli se používají při barvení. Chromany a dvojjchromany se využívají v průmyslu organických barviv.

Chrom vytváří oxid chromový CrO_3 a oxid chromitý Cr_2O_3 . CrO_3 má kovalentní charakter, je silně kyselý, s vodou vytváří roztok kyseliny chromové, je oxidačním činidlem a s mnohými dalšími látkami, které jsou schopné oxidace, reaguje explozivně. Cr_2O_3 je amfoterní látka a je nerozpustný ve vodě. Chromany jsou soli kyseliny chromové H_2CrO_4 a jsou to silná oxidovadla.

Molybden

Molybden má protonové číslo 42 a nachází se v 5. periodě. Byl objeven v roce 1778 Carlem Wilhelmem Scheelem. Elektronová konfigurace je $5s^1 4d^5$. Nejstabilnější jsou při oxidačním stavu VI a IV. Sloučeniny molybdenu jsou stálé v oxidačních stavech V, III a II.

Molybden má v práškové formě tmavou, matně šedou barvu, ale jako kompaktní kov je jeho barva stříbrobílá. Je lesklý, docela tvrdý, dá se leštit a též kovat a svářet za vyšší teploty. Teplota varu je velmi vysoká a dobře vede elektrický proud. Velmi odolný vůči působení

kyselin je kovový molybden. Avšak není ušlechtilý a právě pasivace jeho povrchu způsobuje jeho odolnost. V horké kyselině chlorovodíkové a v kyselině sírové je tento prvek rozpustný.

Molybden se používá k výrobě speciálních ocelí na hlavně pušek a děl, na pancéřové desky. Velikou pevnost a houževnatost dodává oceli i nepatrná přísada molybdenu. Dále se využívá k výrobě rychlořezných ocelí spolu s Cr, Co, Ni a V. Sulfidy molybdenu se využívají jako maziva a smíšené oxidy, které mají intenzivně modré zbarvení, se používají v barvářství a v analytické chemii.

Mezi oxidy patří oxid molybdenový MoO_3 , který je nerozpustný ve vodě a má vysoký bod tání. Jeho redukcí se získává oxid molybdeničitý MoO_2 . Kyselina molybdenová $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ nemá oxidační účinky a je velmi málo rozpustná ve vodě.

Od jeho oxidačních stavů II, III, IV, V, VI se odvozují halogenidy molybdenu. Fluor v důsledku velké hodnoty elektronegativity lépe stabilizuje vyšší oxidační stavy molybdenu (existují MoF_6 , MoF_5 , MoF_4 a MoF_3), jod naproti tomu poskytuje jodidy molybdenu v nižších oxidačních stavech (existují MoI_4 , MoI_3 a MoI_2).

Wolfram

Wolfram má protonové číslo je 74 a nachází se v 6. periodě. Juan José Elhuyar a Fausto Elhuyar y de Suvisa objevili wolfram v roce 1783. Elektronová konfigurace je $6s^2 5d^4$. U wolframu je oxidační stav VI. Avšak jsou možné i nižší oxidační stavy, ale jejich realizace je minimální.

Ve formě prášku je wolfram matně šedý, avšak tavený wolfram je bílý a lesklý. Jeho teplota tání je velmi vysoká. V přírodě se wolfram nachází v podobě wolframů a to zejména jako wolframit, což je směs FeWO_4 a MnWO_4 , scheelit CaWO_4 a stolzit PbWO_4 . Pouze na povrchu reaguje kompaktní wolfram s lučavkou královskou a také reaguje s koncentrovanou kyselinou dusičnou. Ve směsi kyseliny fluorovodíkové a kyseliny dusičné se rozpouští wolfram zvolna.

Wolfram se používá k výrobě speciálních ocelí, které jsou typické zvláštní tvrdostí, pružností a pevností v tahu. S chromem při přidání k železu vytváří rychlořezné oceli. Tyto oceli si zachovávají i v rozžhaveném stavu svoji tvrdost a ostrost. Dále se wolfram používá k výrobě elektrických žárovek.

Oxid wolframový a wolframany nemají téměř žádné oxidační účinky. Kyselina wolframová je ve vodě nerozpustná, málo kyselá a nemá žádné oxidační účinky.