

Alfa Aesar
A Johnson Matthey Company

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1-800-343-0660
<http://www.alfa.com>

1.00794 1 H Hydrogen																	4.002602 2 He Helium						
6.941 3 Li Lithium	9.012182 4 Be Beryllium																	10.811 5 B Boron	12.011 6 C Carbon	14.0074 7 N Nitrogen	15.999 8 O Oxygen	18.9984032 9 F Fluorine	20.1797 10 Ne Neon
22.989768 11 Na Sodium	24.3050 12 Mg Magnesium																	26.981538 13 Al Aluminum	28.0855 14 Si Silicon	30.973762 15 P Phosphorus	32.065 16 S Sulfur	35.4527 17 Cl Chlorine	39.948 18 Ar Argon
39.0983 19 K Potassium	40.078 20 Ca Calcium	44.955910 21 Sc Scandium	47.867 22 Ti Titanium	50.9415 23 V Vanadium	51.9961 24 Cr Chromium	54.93805 25 Mn Manganese	55.847 26 Fe Iron	58.93320 27 Co Cobalt	58.93 28 Ni Nickel	63.546 29 Cu Copper	65.39 30 Zn Zinc	69.723 31 Ga Gallium	72.61 32 Ge Germanium	74.92159 33 As Arsenic	78.96 34 Se Selenium	79.904 35 Br Bromine	83.80 36 Kr Krypton						
85.4678 37 Rb Rubidium	87.62 38 Sr Strontium	88.90585 39 Y Yttrium	91.224 40 Zr Zirconium	92.90638 41 Nb Niobium	95.94 42 Mo Molybdenum	98.9062 43 Tc Technetium	101.07 44 Ru Ruthenium	102.90550 45 Rh Rhodium	106.42 46 Pd Palladium	107.8662 47 Ag Silver	112.411 48 Cd Cadmium	114.82 49 In Indium	118.710 50 Sn Tin	121.75 51 Sb Antimony	127.60 52 Te Tellurium	126.90447 53 I Iodine	131.29 54 Xe Xenon						
132.90543 55 Cs Cesium	137.327 56 Ba Barium	57-71 La-Lu	178.49 72 Hf Hafnium	180.9479 73 Ta Tantalum	183.84 74 W Tungsten	186.207 75 Re Rhenium	186.2 76 Os Osmium	192.22 77 Ir Iridium	195.08 78 Pt Platinum	196.96654 79 Au Gold	200.59 80 Hg Mercury	204.3833 81 Tl Thallium	207.2 82 Pb Lead	208.98037 83 Bi Bismuth	208.9804 84 Po Polonium	208.9807 85 At Astatine	222.0176 86 Rn Radon						
223.0197 87 Fr Francium	226.0254 88 Ra Radium	89-103 Ac-Lr	261.1087 104 Unq Ununquadium	262.1138 105 Unp Unpentium	263.1142 106 Unb Unhexium	262.1229 107 Uns Unseptium	108 Uno	108 Une															

138.9055 57 La Lanthanum	140.115 58 Ce Cerium	140.90765 59 Pr Praseodymium	144.24 60 Nd Neodymium	145.9151 61 Pm Promethium	150.36 62 Sm Samarium	151.965 63 Eu Europium	157.25 64 Gd Gadolinium	158.92534 65 Tb Terbium	162.50 66 Dy Dysprosium	164.93032 67 Ho Holmium	167.26 68 Er Erbium	168.93421 69 Tm Thulium	173.04 70 Yb Ytterbium	174.967 71 Lu Lutetium
227.0278 89 Ac Actinium	232.0381 90 Tb Thorium	231.0368 91 Pa Protactinium	238.0289 92 U Uranium	237.0482 93 Np Neptunium	244.0402 94 Pu Plutonium	243.0614 95 Am Americium	247.0753 96 Cm Curium	247.0753 97 Bk Berkelium	251.0796 98 Cf Californium	252.0829 99 Es Einsteinium	257.0851 100 Fm Fermium	258.1088 101 Md Mendelevium	259.1089 102 No Nobelium	262.1085 103 Lr Lawrencium

Triáda železa

Fe, Co, Ni



iron

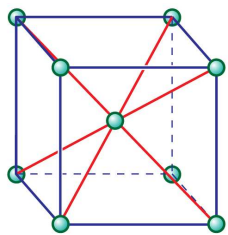
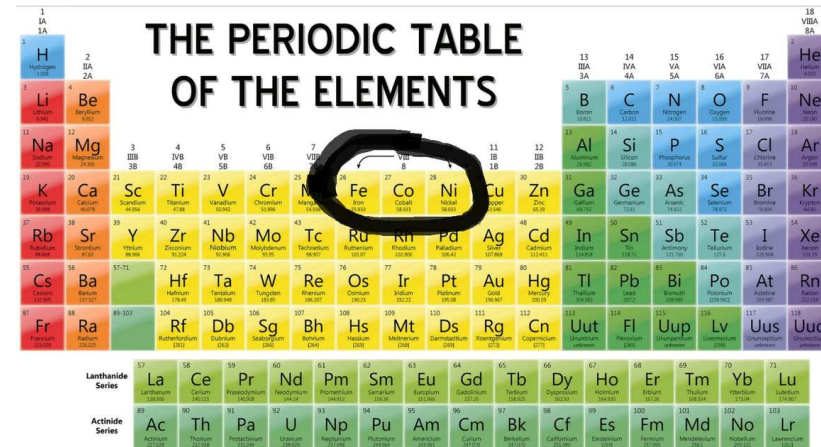


nickel

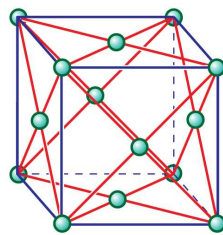


cobalt

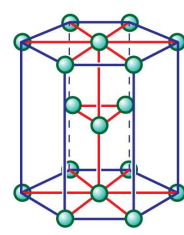
Metal	Electronic Configuration
Iron	[Ar] 4s ² 3d ⁶
Cobalt	[Ar] 4s ² 3d ⁷
Nickel	[Ar] 4s ² 3d ⁸



body-centred cubic (bcc)



face-centred cubic (fcc)



hexagonal close-packed (hcp)

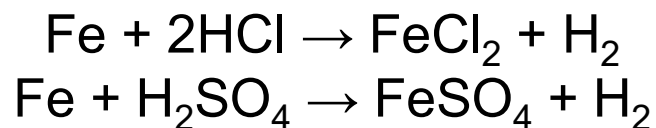
Item	Nickel (Ni)	Cobalt (Co)	Iron (Fe)
Atomic number	28	27	26
Atomic mass	58.7	58.9	55.8
Atomic radius/nm	0.124	0.125	0.126
Melting point/K	1726	1768	1808
Crystalline structure	fcc	hcp	bcc
Saturated magnetization/G	484	1422	1714

Železo

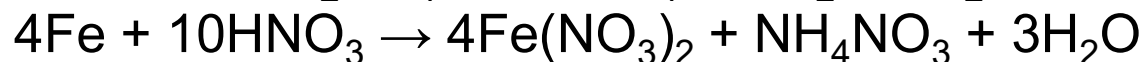
= šedobílý, lesklý, středně tvrdý, feromagnetický kov. Na suchém vzduchu je železo stálé, na vlhkém vzduchu se pokrývá vrstvou hydroxidu. Za vyšší teploty dobře reaguje s chlorem, fosforem a sírou. Má značnou afinitu ke křemíku a kyslíku. Jemně rozptýlené nebo houbovitě železo je na vzduchu pyroforní.

Ve sloučeninách vystupuje železo téměř vždy jako dvojmocné a trojmocné. Ze sloučenin jednomocného železa je znám např. jodid železný FeI, čtyřmocné železo je známo ze železičitanů $[\text{FeO}_4]^{4-}$, šestimocné železo se vyskytuje v sytě červených železanech $[\text{FeO}_4]^{2-}$. V oxidačním stavu 0 se železo vyskytuje např. v pentakarbonylu $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ nebo teranitrosylu $[\text{Fe}(\text{NO})_4]$. V tetrakarbonylferridu disodném $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CO})_4]$ se vyskytuje i v záporném oxidačním stavu -II.

Ve zředěných kyselinách se železo dobře rozpouští za vzniku vodíku a železnaté soli:



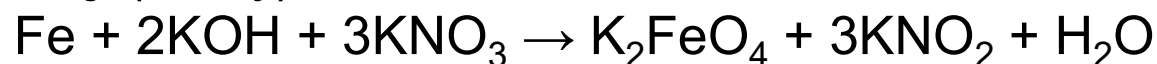
V koncentrované kyselině sírové a studené zředěné kyselině dusičné reaguje za vzniku železnaté soli bez vývoje vodíku, v koncentrované kyselině dusičné je díky pasivaci nerozpustné:



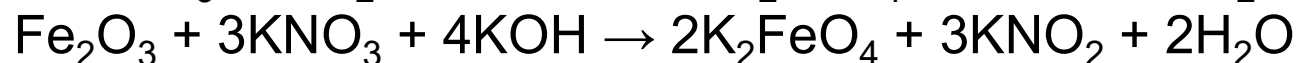
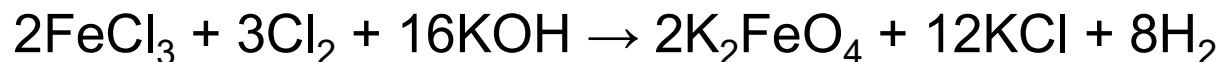
Se zředěnou horkou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku železité soli, s extrémně zředěnou studenou kyselinou dusičnou reaguje za vzniku železnaté soli a vývoje elementárního dusíku:

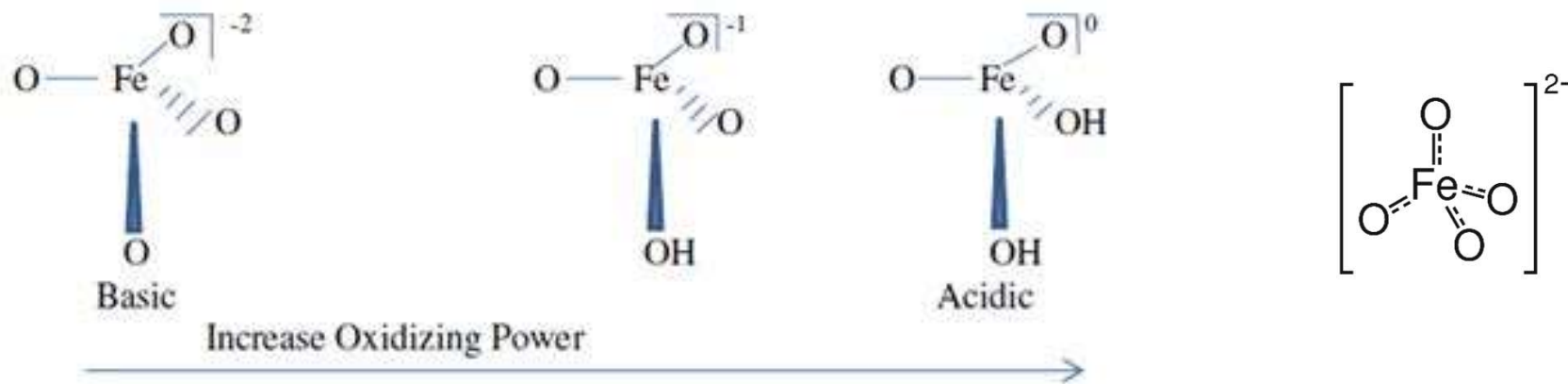


Reakcí železa s alkalickými oxidačními taveninami vznikají při teplotě 400°C alkalické **železany** (*feráty*):



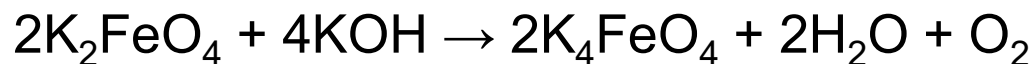
Železany jsou stabilní pouze v alkalických roztocích nebo jako pevné látky, v neutrálních či kyselých roztocích se železany snadno redukují a působí jako velmi silná oxidační činidla. Železany se připravují oxidací železitých solí chlorem, bromem nebo jiným silným oxidačním činidlem v alkalickém prostředí:



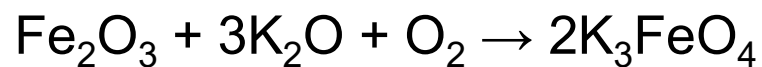


Scheme 1. Different structure of Ferrate (IV)

Reakcí železanů s hydroxidy alkalických kovů je možné připravit nestabilní **železičitany**:



Reakcí oxidu železitého Fe_2O_3 s oxidem draselným K_2O je možné připravit nestabilní železičnan draselný K_3FeO_4 , což je jedna z mála známých sloučenin železa v oxidačním stupni V. Reakce probíhá při teplotě $450\text{ }^\circ\text{C}$ za přístupu kyslíku:



Železo je druhý nejrozšířenější kov a čtvrtý nejrozšířenější prvek. V zemské kůře se vyskytuje pouze ve formě sloučenin, průměrný obsah železa v zemské kůře je 4,2 % hmot. V přírodě se železo vzácně nachází jako ryzí kov, nejdůležitější železné rudy jsou

magnetit (magnetovec) Fe_3O_4 - obsah železa 72 %

hematit (krevel) Fe_2O_3 - 70 % Fe

goethit $\text{FeO}(\text{OH})$ - 63 % Fe

pyrhotin FeS - 63 % Fe

limonit (hnědel) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - 52 až 62 % Fe

favalit Fe_2SiO_4 - 55 % Fe

siderit (ocelek) FeCO_3 - 48 % Fe

pyrit (markasit) FeS_2 - 46 % Fe



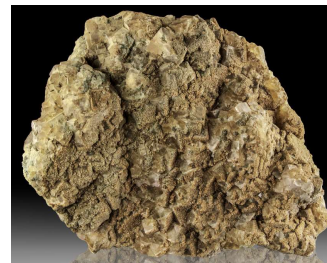
magnetit



limonit



pyrit



siderit

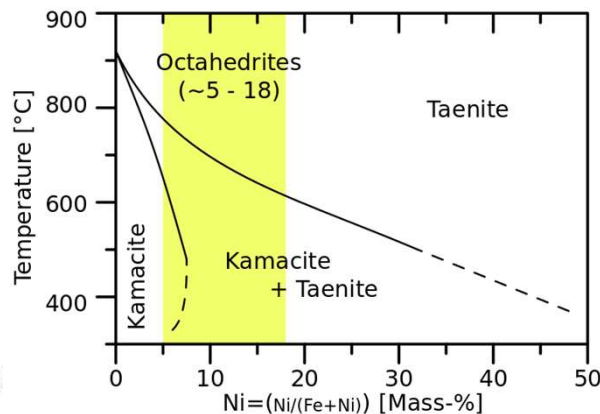
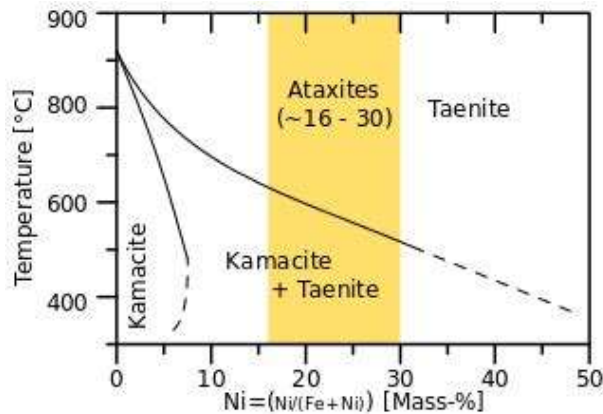
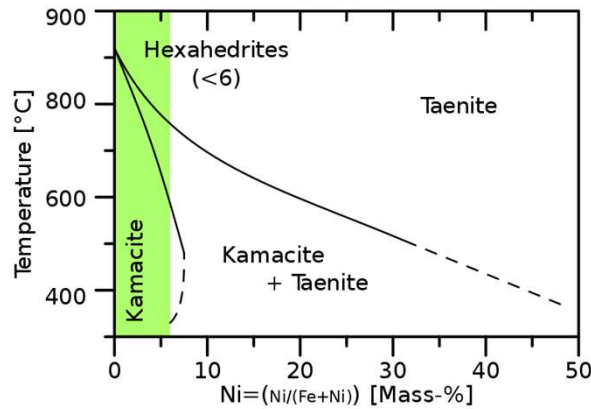


hematit



Železné meteority

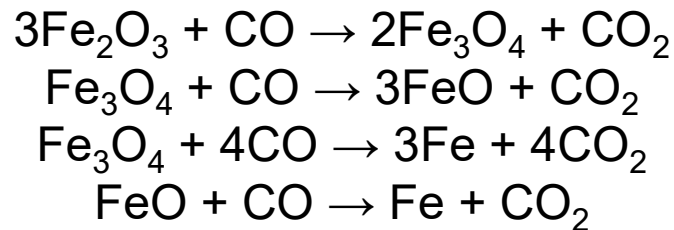
Typický železný meteorit obsahuje asi 5 – 10 % niklu.



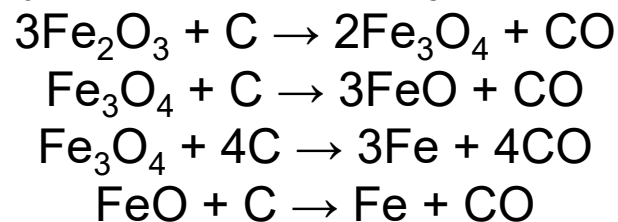
Widmanstättenovy obrazce jsou unikátní neuspořádané struktury dlouhých železo-nikelnatých krystalů, které se nacházejí v železných meteoritech (jsou patrné na leštěném výbrusu). Jedná se o relikty, které ukazují na velice pomalé (1–100 K za milion let) chladnutí tělesa meteoritu a nepřímo na jeho mimozemský původ.



Výroba surového železa se provádí redukcí železných ve vysoké peci. Ve vysoké peci probíhá při teplotách 400-1000°C nepřímá redukce železné rudy oxidem uhelnatým. Průběh nepřímé redukce železné rudy ve vysoké peci popisují rovnice:

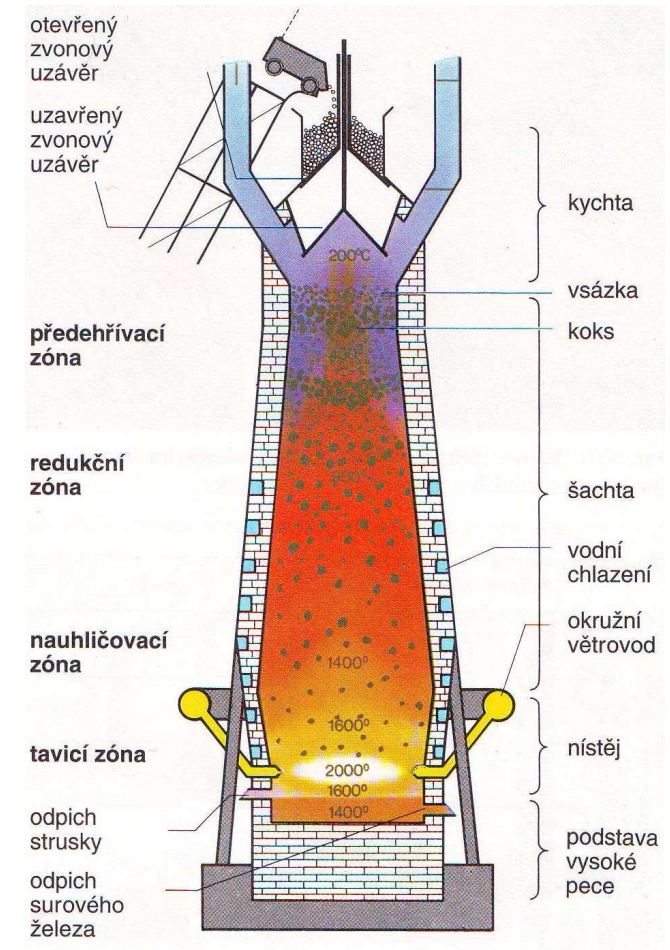


Při teplotách 950-1000 °C probíhá ve vysoké peci přímá redukce železné rudy uhlíkem. Průběh přímé redukce ve vysoké peci zobrazují rovnice:



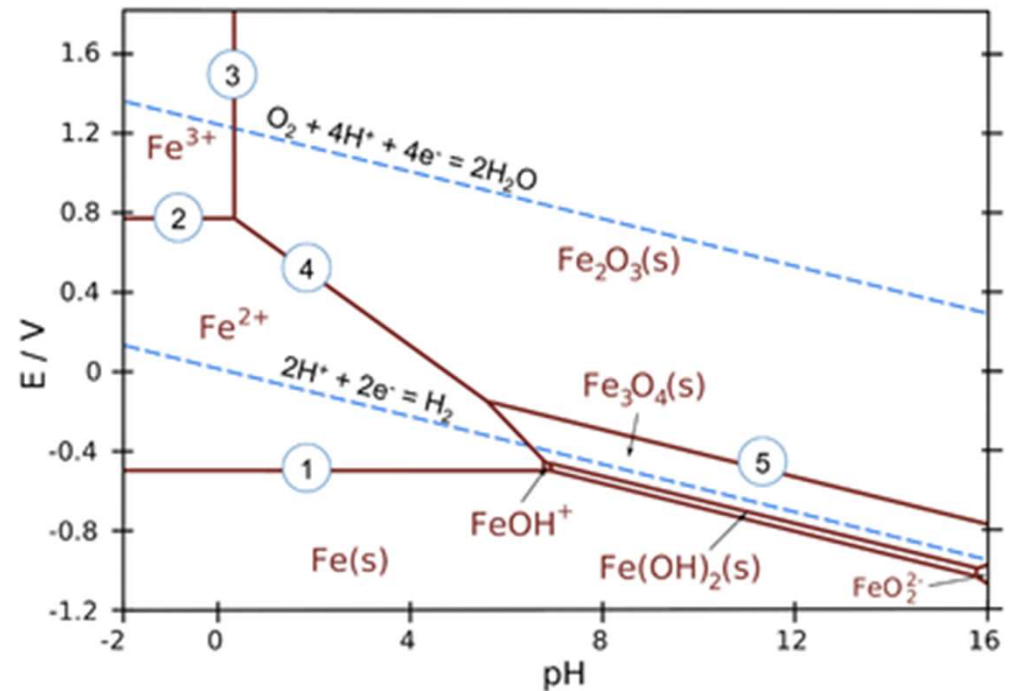
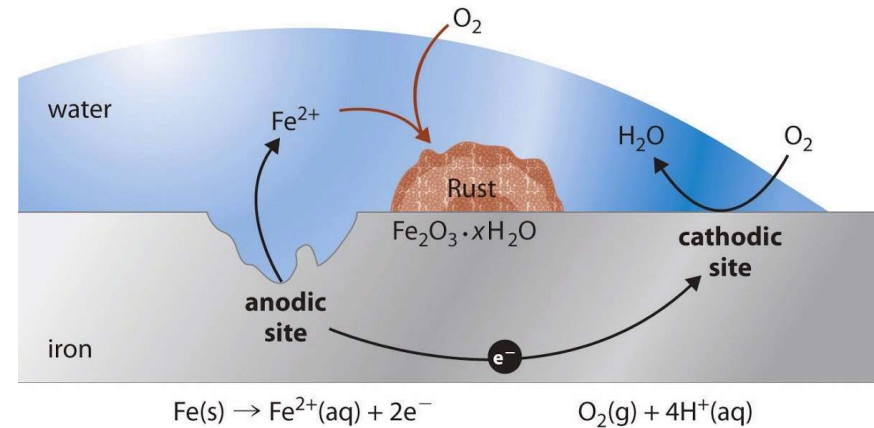
Surové železo (litina) se poté dále zpracovává na ocel v elektrických pecích, konvertorech nebo Martinských pecích.

Čisté železo nemá větší praktický význam x technické železo (slitina železa s uhlíkem, fosforem, křemíkem a dalšími prvky) je nejdůležitějším konstrukčním materiálem a technickým kovem vůbec.



Koroze železa („rez“)

Koroze je způsobena elektrochemickými procesy. Hlavním činitelem koroze je atmosférický kyslík, resp. hydroxidová skupina (OH), dále anionty vzniklé z kyselin (CO_3^{2-} , Cl^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , apod.). Koroze železa narozdíl od jiných kovů má destrukční účinky - postupně zničí kov v celém jeho objemu.



Významné je využití železa jako katalyzátoru při výrobě čpavku přímou syntézou z vodíku a dusíku.

Fluorid železnatý FeF_2 a **fluorid železitý** FeF_3 se používají k přípravě keramických glazur.

Chlorid železnatý FeCl_2 slouží jako flokulační činidlo při čištění odpadních vod.

Chlorid železitý FeCl_3 slouží k jednoduchému důkazu fenolů.

Bromid železitý FeBr_3 se používá v organické chemii jako bromační činidlo.

Jodid železnatý FeI_2 je katalyzátorem řady organických reakcí.

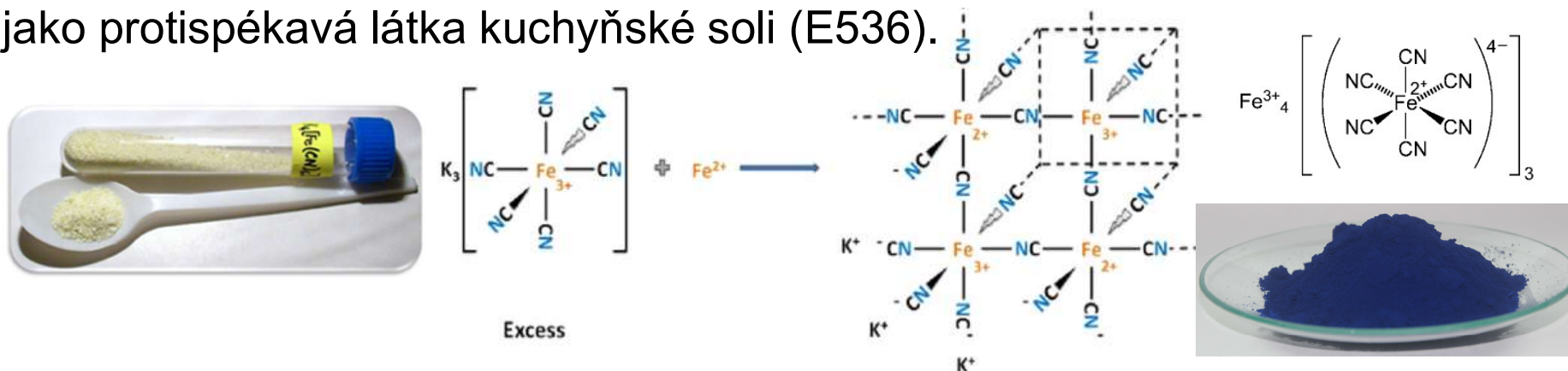
Dusičnan železitý $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ je katalyzátorem při výrobě amidu sodného NaNH_2 .

Selenid železnatý FeSe a **fosfid** Fe_3P se používají k výrobě polovodičů.

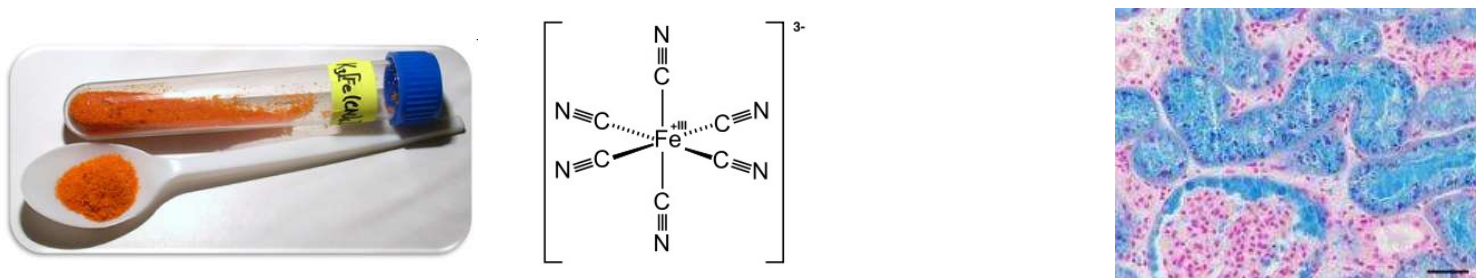
Tetraborid FeB_4 je využíván ve výzkumu supravodivosti.

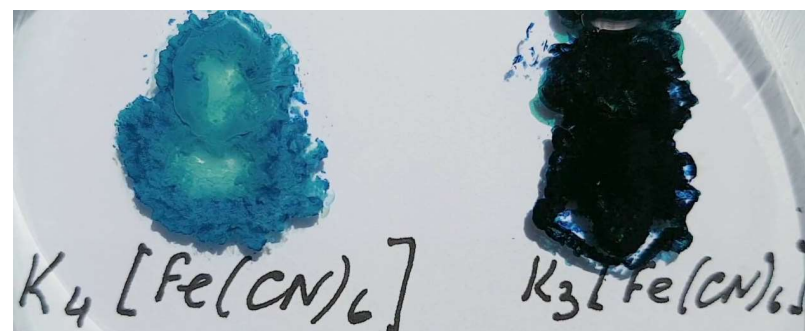
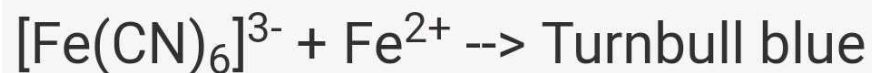
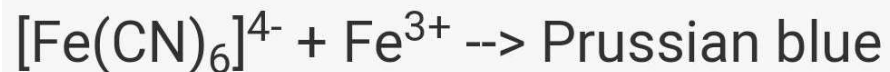
V analytické chemii se používá **hexahydrát síranu železnato-amonného** $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (*Mohrova sůl*) jako zdroj stabilních iontů Fe^{2+} .

Hexakynoželeznatan draselný (žlutá krevní sůl, ferrokyanid draselný) $K_4[Fe(CN)_6]$. Slouží k výrobě barviv. Reakcí s železitými ionty vzniká modrá sraženina, známá jako **berlínská (pruská) modř** ($Fe_4[Fe(CN)_6]_3$), čehož se využívá v kvalitativní analýze. V potravinářství a v silniční údržbě se používá jako protispěková látka kuchyňské soli (E536).



Hexakynoželezitan draselný (červená krevní sůl, ferrikyanid draselný) $K_3[Fe(CN)_6]$. Používá se ve fotografickém průmyslu k odstranění stříbra z negativů. Také se používá jako oxidační činidlo v organické chemii. Se solemi Fe^{+2} poskytuje modrou sraženinu, nazývanou **Turnbullova modř**. Tato reakce je jedním z analytických důkazů přítomnosti dvojmocného železa ve vzorku. Tohoto efektu se využívá v kyanotypii.



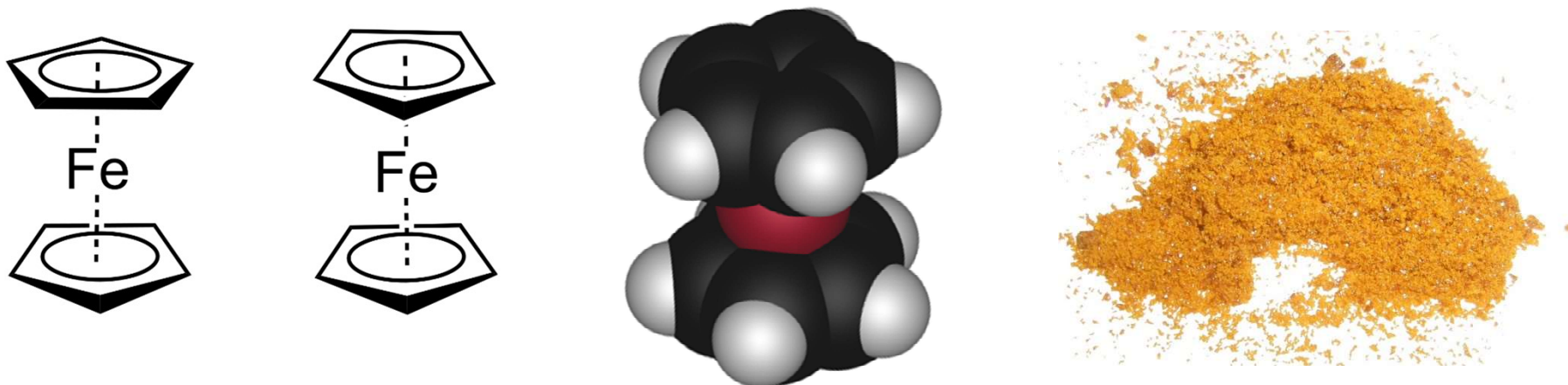


Hexathiokyanatoželezitan železitý $\text{Fe}[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$ slouží k důkazu kyslíkatých látek v organické chemii (*ferox test*).

Železany (feráty) alkalických kovů a železan vápenatý se jako silná oxidační činidla pokusně využívají při čištění vody.

Železo je také velmi významným biogenním prvkem, v organismu se podílí na přenášení kyslíku k buňkám a tím umožňuje život mnoha organismů na naší planetě. Nedostatek železa vede k chudokrevnosti, která se projevuje sníženou kapacitou krve pro dýchací plyny.

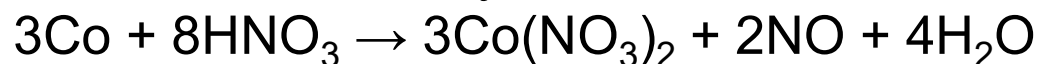
Ferrocen ($C_{10}H_{10}Fe$) je organokovová sloučenina skládající se ze dvou cyklopentadienidových aromatických kruhů, mezi nimiž je koordinováno dvojmočné železo (+II) pentahaptickou vazbou (sendvičová struktura). Ferrocen se používá jako netoxická náhrada tetraethylolova.



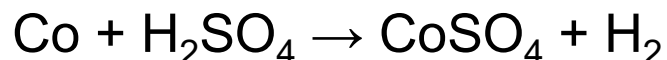
Kobalt

= lesklý, šedý, velmi tvrdý a pevný kov, který má feromagnetické vlastnosti, při teplotě nad 1000°C je paramagnetický. Vyskytuje se ve dvou alotropických modifikacích, hexagonální α-Co je stabilní do teploty 417°C, nad touto hranicí je stabilní kubická modifikace β-Co.

Na vzduchu i ve vodě je kobalt stálý. Dobře se rozpouští ve zředěné kyselině dusičné, v koncentrované kyselině dusičné se nerozpouští:

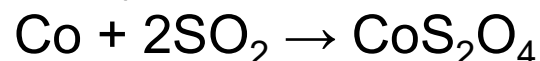


V ostatních silných kyselinách se rozpouští velmi pomalu za vzniku vodíku:



Za vysokých teplot se přímo slučuje s řadou prvků, při zahřátí na teplotu 300°C reaguje na vzduchu s kyslíkem za vzniku šedozeleného oxidu kobaltnatého CoO, při teplotách nad 500°C vzniká černý oxid kobaltnato-kobaltitý Co₃O₄.

Práškový kobalt reaguje již při teplotě 60°C s oxidem siřičitým, produktem reakce je dithioničitan kobaltnatý:



Oxidačním tavením s hydroxidy alkalických kovů vznikají barevné alkalické **kobaltitany** [CoO₂]⁻¹.

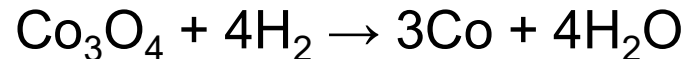
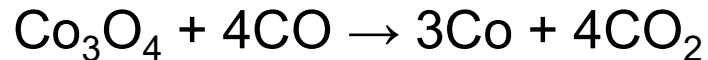
Kobalt tvoří velkou řadu sloučenin, ve kterých vystupuje v oxidačním stavu II a III. Sloučeniny jednomocného a čtyřmocného kobaltu jsou méně obvyklé, jednomocný kobalt se vyskytuje např. v $\text{CoBr}(\text{NO})_2$ nebo $\text{HCo}(\text{CO})_4$, čtyřmocný kobalt je znám v oxidu kobaltičitém CoO_2 a v podvojných oxidech Sr_2CoO_4 a Ba_2CoO_4 . V tetrakarbonylu $[\text{Co}(\text{CO})_4]$ se vyskytuje v záporném oxidačním stavu -I. Trojmocný kobalt má silný sklon k tvorbě stabilních komplexních sloučenin s koordinačním číslem 4 nebo 6. Dvojmocný kobalt tvoří méně početné a nestabilní komplexní sloučeniny.

V přírodě se kobalt vyskytuje vždy v přítomnosti niklu. Důležité kobaltové rudy jsou **heterogenit** $\text{CoO}(\text{OH})$ a **erytrit** $\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Velmi perspektivní zdroje kobaltu jsou hlubokomořské polymetalické konkrce a kobaltonosné kůry na dně Tichého a Indického oceánu.

Průmyslová výroba kobaltu se nejčastěji provádí **hydrometalurgickými postupy**, z kterých je nejdůležitější kyselá tlakové loužení rudného koncentrátu (*metoda PAL - Pressure Acid Leaching*), při kterém se na rudu působí směsí minerálních kyselin při tlaku 4,5 MPa a teplotě 255°C. Přítomné kovy se z roztoku vysrážejí jako sulfidy pomocí sirovodíku.

Působením kyslíku za zvýšeného tlaku se nerozpustné sulfidy převedou na rozpustné sulfáty, sulfáty jednotlivých kovů se z roztoku oddělují pomocí kapalinové extrakce.

Pyrometalurgická výroba kobaltu se obvykle prováděla tavením kobaltové rudy za přítomnosti ledku a sody. Tavenina se rozpustí v kyselině chlorovodíkové, doprovodné kovy se z roztoku vysrážejí pomocí sirovodíku. Z filtrátu se po oxidaci vyloučí kobalt ve formě $\text{Co}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, který se po kalcinaci redukuje antracitem v elektrické peci na surový kovový kobalt, z kterého se odlévají elektrody pro následnou elektrolytickou rafinaci. Odpadní produkty z elektrolytické rafinace kobaltu jsou velmi důležitým zdrojem pro výrobu arsenu. Výroba práškového kobaltu se provádí redukcí oxidu kobaltnato-kobaltitého oxidem uhelnatým nebo vodíkem:



Důležitým zdrojem pro výrobu kobaltu jsou **odpadní produkty po elektrolytické rafinaci niklu**. V elektrolytu se kobalt vyskytuje ve formě síranu kobaltnatého CoSO_4 . Působením plynného chloru se nejprve Co^{2+} oxiduje na Co^{3+} a uhličitanem nikelnatým NiCO_3 se poté vyloučí špatně rozpustný hydroxid kobaltitý $\text{Co}(\text{OH})_3$. Hydroxid se po odfiltrování kalcinuje za vzniku oxidu kobaltnato-kobaltitého Co_3O_4 , který se podrobí redukcii na kovový kobalt.

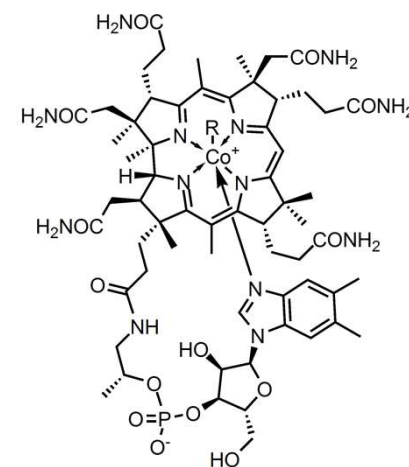
Kovový kobalt se využívá v metalurgii k **legování oceli** (zlepšuje řezivost, zvyšuje magnetičnost a v menší míře i pevnost oceli), některých **slitin hliníku** (vylepšuje pevnostní i plastické vlastnosti) a k výrobě **feromagnetických slitin**, práškový kobalt je součástí **slinutých karbidů**.

Slitina kobaltu se zlatem se využívá ve šperkařství pod názvem **modré zlato**.

Radioaktivní izotop ^{60}Co ($T_{1/2} = 5,27$ roku) nalézá jako silný zdroj tvrdého gama záření uplatnění v medicíně („kobaltové dělo“, „kobaltová bomba“) i v řadě technických aplikací.

Kobalt je součástí vitamínu B12 - **kobalaminu**.

Octan kobaltnatý je součástí katalyzátorů používaných v organické chemii při oxidacích, urychluje také schnutí laků a fermeže.



R = 5'-deoxyadenosyl, Me, OH, CN

Kobaltová modř je modrý pigment vyráběný sintrováním oxidu kobaltnatého a oxidu hlinitého při 1200 °C. Jedná se tedy o oxid kobaltnato-hlinitý, nebo hlinitan kobaltnatý. Díky tepelné stabilitě se používá také k barvení porcelánu a smaltů.



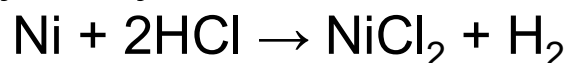
Značná část kobaltu je spotřebovávána na výrobu **lithium-iontových akumulátorů** (Li-Ion), které pro svoji vysokou měrnou kapacitu přibližně 250 Wh/kg v posledních letech postupně prakticky vytlačily starší typy akumulátorů (NiMH, NiCd) ze všech přenosných zařízení.

Soli kobaltnaté i kobaltité jsou **barevné**, obvykle modré nebo červené. Přídavkem solí kobaltu do skloviny nebo keramické hmoty se docílí toho, že výsledný výrobek je po vytavení a vypálení trvale zbarven.



Nikl

= stříbrobílý, lesklý, kujný a tažný kov s **feromagnetickými vlastnostmi**. Kompaktní nikl za normálních podmínek dobře odolává vzduchu i vodě. Ve zředěných kyselinách se nikl velmi pomalu rozpouští za vzniku vodíku a nikelnaté soli příslušné kyseliny:



Koncentrovanou kyselinou dusičnou je nikl pasivován a nerozpouští se v ní, reakce se zředěnou kyselinou dusičnou probíhá bez vývoje vodíku:



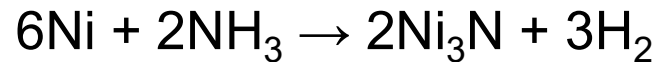
S taveninami alkalických hydroxidů reaguje za vzniku alkalických **niklitanů** $[\text{NiO}_2]^-$.

Za vyšších teplot se nikl přímo slučuje s fluorem, chlorem, bromem, sírou, antimonem, arsenem a fosforem.

Za laboratorní teploty reaguje s některými binárními sloučeninami fosforu, práškový nikl již od teploty 50°C reaguje s CO za vzniku těkavého tetrakarbonylu $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, kompaktní kovový nikl reaguje za vyšších teplot s oxidem uhelnatým za vzniku černého karbidu Ni_3C .

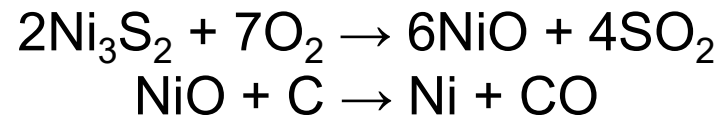
Při teplotách nad 1200°C explozivně reaguje s hliníkem za vzniku sloučenin AlNi , Al_2Ni a Al_3Ni .

S dusíkem nikl přímo nereaguje, nitrid Ni_3N je možné získat reakcí niklu s amoniakem při teplotě okolo 450°C :



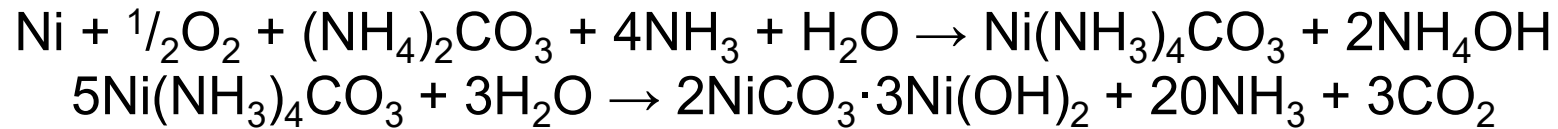
V přírodě se nikl vyskytuje jako ryzí kov a v rudách, často doprovázený kobaltem. Nikl je silně chalkofilní prvek, mezi jeho minerály proto výrazně převažují sulfidy: **nikelin** (niccolit) NiAs , **breithauptit** NiSb a **pentlandit** $(\text{Ni,Fe})_9\text{S}_8$. Pentlandit obsahuje obvykle vysoké příměsi ruthenia a je jeho nejdůležitějším zdrojem.

Nejběžnějším způsobem výroby ze sulfidických niklových rud je **Orfordův proces výroby niklu**, který spočívá v tavení niklové rudy za přítomnosti síranu sodného a koksu. Nikl ze sulfidu přechází na oxid, který je následně redukován na surový kov:



Surový hutní nikl se rafinuje elektrolyticky. Starší způsob rafinace niklu spočíval v tepelném rozkladu těkavého tetrakarbonylu $\text{Ni}(\text{CO})_4$ - Mondův proces rafinace niklu.

Mokrý způsob výroby niklu spočívá v redukci niklové rudy vodním plynem a v následném loužení amoniakálním roztokem uhličitanu amonného. Vzniklý nikelnatý komplex se rozkládá vodní parou na zásaditý uhličitan nikelnatý, ze kterého se po rozpuštění v kyselině sírové elektrolyticky získává čistý kovový nikl:



Odpadní anodové kaly po elektrolytické rafinaci niklu jsou důležitým zdrojem kobaltu, ruthenia, osmia, iridia a dalších prvků.

Praktické využití nachází nikl zejména složka celé řady různých slitin. Podle využití se niklové slitiny rozdělují na **konstrukční slitiny**, slitiny se **zvláštními fyzikálními vlastnostmi** a slitiny **žárupevné a žáruvzdorné**.

alpaka, pakfong, argentan (60% Cu + Zn + Ni)

nikelin (57% Cu, 20% Zn, 23% Ni)

konstantan (60% Cu, 40% Ni)

manganin (Mn, Cu)

Nichrom (14% Cr, 25% Fe, 61% Ni)

Monelův kov (28% Cu, 67% Ni, 5% Fe)

Rübelův bronz (Cu, Ni, Al)

Přídavek niklu, jako austenitotvorné složky, do oceli podstatně ovlivňuje její houževnatost a kujnost, ve slitinách hliníku zvyšuje jejich pevnost za vysokých teplot.

Superelastická slitina niklu s titanem se pod názvem Nitinol používá v medicíně pro výrobu stentů (*tubulárních implantátů*) sloužících ke zprůchodnění tělních trubic.

Slitina 89% Ni a 11% P patří mezi kovová skla (*amorfní kovy*) a používá se jako tvrdá pájka pro pájení v kosmické technice.

Nikl a jeho sloučeniny patří mezi významné kožní alergeny, řada jeho sloučenin (NiO , Ni_2O_3 , NiO_2 , NiS , Ni_2S_3) je zařazena mezi karcinogeny kategorie 1. Mezi nejjedovatější sloučeniny niklu patří tetrakarbonyl $\text{Ni}(\text{CO})_4$. Akutní otrava niklem se projevuje zejména poškozením zažívacího traktu a centrální nervové soustavy. Chronická otrava niklem se projevuje především onemocněním pokožky - niklový svrab.

Tetrakarbonyl niklu katalyzuje některé cyklizační a karbonylační organické reakce, tzv. Reppeho syntézy (polymerace acetylenu na cyklické olefiny a aromatické sloučeniny, nebo syntéza kyseliny akrylové z acetylenu, vody a oxidu uhelnatého).

Hydridový komplex [Ni]-H je katalyzátorem oligomerizace alkenů při výrobě α -olefinů metodou SHOP (*Shell Higher Olefin Process*).

Fluorid nikelnatý NiF_2 se používá jako katalyzátor při přípravě fluoridu chlorečného ClF_5 .

Fluorid niklitý NiF_3 slouží jako fluorační činidlo v organické chemii.

Hydroxid nikelnatý Ni(OH)_2 je základní složkou náplně Ni-Cd a Ni-Fe akumulátorů.

Dusičnan nikelnatý $\text{Ni(NO}_3)_2$ se používá jako součást hnědých keramických glazur.

Uhličitan nikelnatý NiCO_3 slouží k přípravě lázní pro galvanické poniklování.

Chlorid nikelnatý NiCl_2 a **jodid nikelnatý** NiI_2 katalyzují některé organické reakce.

Titaničitan nikelnatý NiTiO_3 slouží jako žlutý pigment.

Chroman nikelnatý NiCrO_4 se používá jako žáruvzdorný ochranný nátěr.

Oxid nikelnatý NiO katalyzuje hydrogenační reakce.

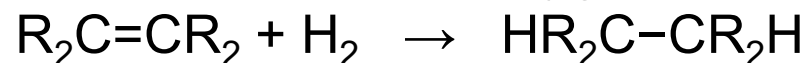
Oxid niklitý Ni_2O_3 slouží jako katalyzátor při výrobě kyseliny benzoové oxidací benzylalkoholu.

Hexafluoronikličitan draselný $K_2[NiF_6]$ se používá v laboratorní praxi jako velmi silné oxidační činidlo.

Borid niklu Ni_2B se používá v organické chemii jako silné redukční činidlo a katalyzátor hydrogenace.

Intermetalické sloučeniny $NiAl$, Ni_3Al a $NiAl_3$ se používají na ochranné povlaky lopatek plynových turbín a proudových motorů.

Jemně rozptýlený elementární nikl, tzv. **Raneyův nikl**, je velmi účinným hydrogenačním katalyzátorem, který působí reakci dvojně vazby mezi uhlíkovými atomy s vodíkem za vzniku vazby jednoduché,



Této reakce se využívá v potravinářství k výrobě ztužených tuků z rostlinných olejů. Běžné rostlinné oleje jsou chemicky estery nenasycených mastných kyselin s několika dvojnými vazbami v molekule. Převedením části těchto dvojných vazeb na vazby jednoduché vzniká rostlinný tuk, který má za normální teploty tuhou konzistenci.

Nikl-hydridové baterie slouží jako zdroj elektrické energie v řadě mobilních telefonů, přenosných svítilen a dalších.

Platinové kovy

Lehké platinové kovy

Ru, Rh, Pd

Těžké platinové kovy

Os, Ir, Pt



44	2,3,4,6,8	45	2, 3, 4	46	2, 4
Ru		Rh		Pd	
ruthenium		rhodium		palladium	
101.07		102.9055		106.42	
76	2,3,4,6,8	77	2,3,4,6	78	2, 4
Os		Ir		Pt	
osmium		iridium		platinum	
190.2		192.22		195.08	

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1																	2																																																						
H																	He																																																						
3	4											5	6	7	8	9	10																																																						
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																																																						
11	12											13	14	15	16	17	18																																																						
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																																																						
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																																																						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																						
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																																																						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																						
55	56	57-71*	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																																																						
Cs	Ba	57-71*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																						
87	88	89-103**	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																																																						
Fr	Ra	89-103**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo																																																						
<table border="0"> <tbody> <tr> <td>* 57</td> <td>58</td> <td>59</td> <td>60</td> <td>61</td> <td>62</td> <td>63</td> <td>64</td> <td>65</td> <td>66</td> <td>67</td> <td>68</td> <td>69</td> <td>70</td> <td>71</td> <td colspan="3"></td> </tr> <tr> <td>La</td> <td>Ce</td> <td>Pr</td> <td>Nd</td> <td>Pm</td> <td>Sm</td> <td>Eu</td> <td>Gd</td> <td>Tb</td> <td>Dy</td> <td>Ho</td> <td>Er</td> <td>Tm</td> <td>Yb</td> <td>Lu</td> <td colspan="3"></td> </tr> <tr> <td>Ac</td> <td>Th</td> <td>Pa</td> <td>U</td> <td>Np</td> <td>Pu</td> <td>Am</td> <td>Cm</td> <td>Bk</td> <td>Cf</td> <td>Es</td> <td>Fm</td> <td>Md</td> <td>No</td> <td>Lr</td> <td colspan="3"></td> </tr> </tbody> </table>																		* 57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			
* 57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71																																																									
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																																									
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																									

	Ruthenium	Rhodium	Palladium	Osmium	Iridium	Platinum
Symbol	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
Year discovered	1844	1803	1803	1803	1803	1750
Discoverer	Klaus	Wollaston	Wollaston	Tennant	Tennant & Des Costils	Brownrigg & Watson
Atomic number	44	45	46	76	77	78
Atomic weight	101.7	102.91	106.7	190.8	193.1	195.23
Density	12.2	12.5	12.0	22.48	22.4	21.45
Melting point, °C	2450	1995	1555	2700	2350	1770
Oxidation states	2,3,4,6,7,8	1,2,3,4,6	2,4	2,3,4,6,8	3,4	2,4

„Drahé“ kovy

Labels in the periodic table:

- Noble Metals (yellow box): Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au
- transition metals (blue box): Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr
- alkali metals (orange box): Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- alkali earth metals (green box): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
- rare earth metals (blue box): Ce, Pr, Nd, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu
- halogens (purple box): F, Cl, Br, I, At
- inert elements (orange box): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
- non-metals (green box): B, C, N, O, P, S, Se, Te, Po

The "troy elements" (yellow box): Ru, Rh, Pd, Ag, Pt, Au

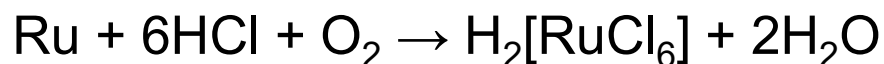
The noble metals (blue box): Cu, Ag, Au

Trojská unce = 31.1034768 g

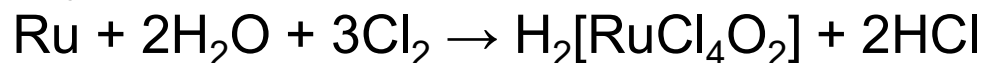
Ruthenium

= šedý nebo stříbrobílý, tvrdý a křehký kov. Práškové ruthenium je světlešedý prášek. Společně s rhodiem a palladiem se ruthenium řadí mezi lehké platinové kovy.

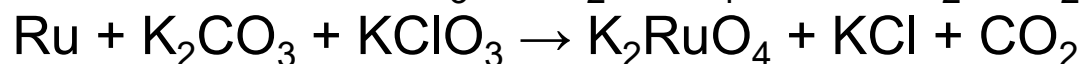
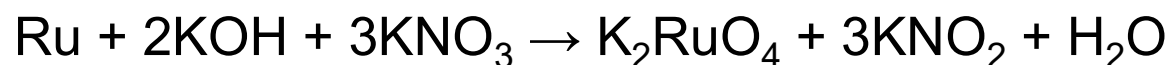
Za nepřítomnosti vzdušného kyslíku se ruthenium nerozpouští v žádné kyselině, ale koncentrovaná kyselina chlorovodíková nasycená vzduchem ruthenium rozpouští poměrně snadno, produktem reakce je komplexní kyselina hexachlororutheničitá:



Práškové ruthenium se snadno rozpouští i za normální teploty v roztocích alkalických chlornanů za vzniku toxického oranžově zbarveného oxidu rutheničelého RuO_4 . Dobře reaguje i s vodou syčenou chlorem nebo se směsí horké kyseliny sírové a alkalického bromičnanu:



Při teplotě okolo 500°C ochotně reaguje i s alkalickými oxidačními taveninami:



S fluorem reaguje práškové ruthenium při teplotě 300°C za vzniku tmavě zeleného **fluoridu rutheničného** RuF_5 , což je doposud jediná známá binární sloučenina pětimocného ruthenia, při teplotě nad 750°C vzniká hnědý **fluorid ruthenový** RuF_6 . S chlorem tvoří při teplotě 300°C černý **chlorid ruthenitý** RuCl_3 .

S kyslíkem se při teplotě 400°C slučuje na modrý **oxid rutheničitý** RuO_2 , při teplotě nad 700°C vzniká směs oxidu rutheničitého a oranžového **oxidu rutheničelého** RuO_4 . Hnědý **oxid ruthenatý** RuO i černý **oxid ruthenitý** Ru_2O_3 jsou stále pouze v hydratované podobě, nedají se připravit přímou reakcí z prvků, získávají se z roztoků příslušných solí srážením pomocí hydroxidů alkalických kovů.

Za zvýšeného tlaku reaguje ruthenium s oxidem uhelnatým za vzniku různých **karbonylů**, např. $\text{Ru}(\text{CO})_4$, $\text{Ru}(\text{CO})_5$ nebo $\text{Ru}_2(\text{CO})_9$.

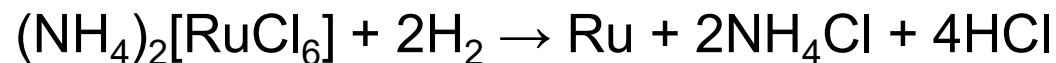
Ochotně reaguje s fosforem za vzniku **fosfidů** RuP_2 , RuP a Ru_2P i s arsenem za vzniku **arsenidu** RuAs_2 .

Vedle osmia je ruthenium jediným prvkem, který ve svých sloučeninách může vystupovat i v **oxidačním čísle VIII**, v oxidačním stupni VIII existují i nestabilní sloučeniny xenonu.

Ruthenidy jsou málo rozšířené sloučeniny, ve kterých vystupuje ruthenium v záporném oxidačním stavu -II. Existuje několik ruthenidů lanthanoidů, např. ruthenid ceričitý CeRu_2 , který se uplatňuje při výzkumu supravodivosti. Ruthenium má silný sklon k tvorbě barevných komplexních sloučenin.

Ru = nejvzácnější, nikoliv však nejdražší platinový kov. V přírodě se ruthenium vyskytuje jako ryzí kov velice vzácně v platinových rudách, obvykle v doprovodu rhodia, paladia, osmia, iridia a platiny. Pro průmyslovou těžbu má rozhodující význam niklová ruda pentlandit $(\text{Ni,Fe})_9\text{S}_8$, ve které se ruthenium téměř vždy vyskytuje jako doprovodný kov.

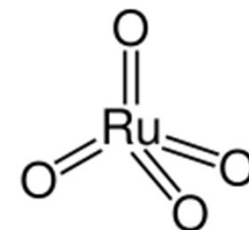
Hlavním zdrojem pro průmyslovou výrobu ruthenia jsou odpadní anodové kaly po elektrolytické rafinaci niklu a mědi. Kaly se nejprve taví s peroxidem sodným, ruthenium se oxiduje na rozpustné soli. Po rozpuštění ve vodě je pomocí chloridu amonného vysráženo jako hexachlororutheničitan amonný, ze kterého se redukcí vodíkem připraví práškové ruthenium:



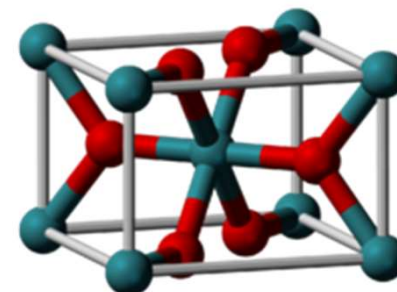
Ruthenium se využívá jako **katalyzátor** celé řady chemických reakcí, velice dobře katalyzuje např. syntézu amoniaku z vodíku a dusíku.

Ruthenium se používá k **legování slitin titanu**, přídavek 0,1 % Ru k titanu podstatným způsobem zlepšuje jeho chemickou odolnost.

Oxid rutheničelý RuO_4 oxiduje prakticky všechny uhlovodíky a využívá se v laboratorní praxi.



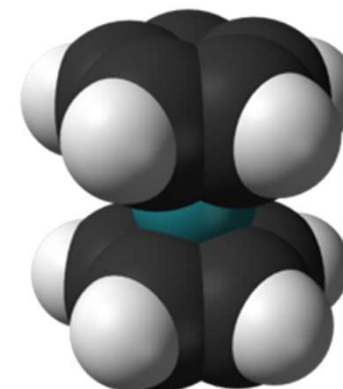
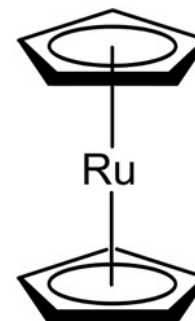
Oxid rutheničitý RuO_2 se používá jako katalyzátor při chemické výrobě chloru nebo k povrchové úpravě elektrod. Je strukturně podobný rutilu (TiO_2).



Rutheničitan strontnatý Sr_2RuO_4 je vysokoteplotní supravodič.

Boridy RuB_2 a Ru_2B_3 se vyznačují extrémní tvrdostí a používají se k výrobě speciálních nástrojů.

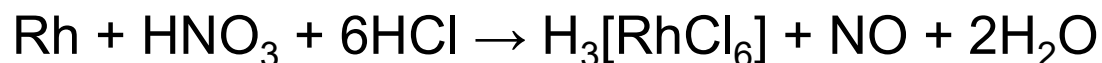
Ruthenocen je žlutá organorutheniová sloučenina.



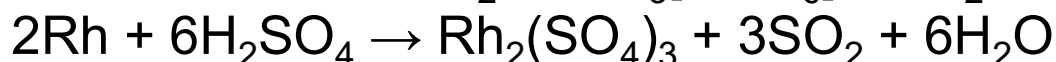
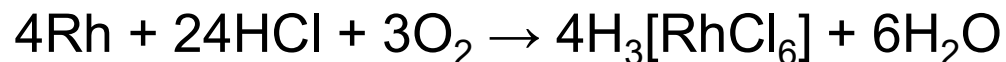
Rhodium

= bílý tažný kov. V práškové formě má světlešedou barvu.

Čisté rhodium se vyznačuje mimořádně vysokou odolností vůči všem kyselinám, reaguje pouze s lučavkou královskou za vzniku kyseliny hexachlororhodité:



Rhodium reaguje také s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou syčenou kyslíkem, velice pomalu reaguje i s horkou koncentrovanou kyselinou sírovou:



S chlorem reaguje rhodium poměrně ochotně za vzniku typicky červeně zbarveného chloridu rhoditého RhCl_3 , s fluorem se slučuje na fluorid rhodičný RhF_5 , při teplotě nad 750°C vytváří fluorid rhodiový RhF_6 .

Kompaktní kovové rhodium reaguje s kyslíkem za vzniku oxidu rhoditého Rh_2O_3 až při teplotě přes 600°C , houbovitě rhodium se s kyslíkem slučuje již za laboratorní teploty.

S taveninami alkalických hydrogensíranů snadno tvoří komplexní alkalické trisulfatorhoditany:

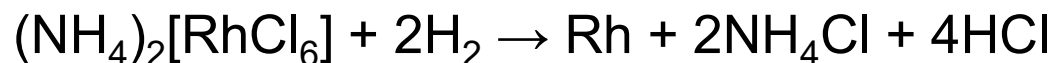


Ve sloučeninách vystupuje rhodium téměř vždy jako **trojmocné**. **Jednomocné** rhodium tvoří pouze nestabilní oxid rhodný Rh_2O , **dvoumocné** rhodium se vyskytuje v komplexní sloučenině disulfitorhodnatanu sodném $\text{Na}_2[\text{Rh}(\text{SO}_3)_2]$, **čtyřmocné** rhodium se vyskytuje v oxidu rhodičitém RhO_2 , **pětimocné** rhodium se vyskytuje v sulfidu rhodičném Rh_2S_5 .

Kromě jednoduchých sloučenin tvoří trojmocné rhodium velkou řadu různých barevných komplexních sloučenin, ve kterých může tvořit komplexní anion i kation s koordinačním číslem 6. Čtyřmocné rhodium tvoří pouze komplexní fluorosloučeniny, ve kterých vystupuje v anionu $[\text{RhF}_6]^{2-}$. S oxidem uhelnatým tvoří rhodium karbonyly $\text{Rh}_2(\text{CO})_8$ a $[\text{Rh}_4(\text{CO})_{12}]$.

V přírodě se rhodium vyskytuje v platinových rudách a zlatonosných pískách. Rhodium je **nejdražší platinový kov**,

Rhodium se získává z platinových rud loužením lučavkou královskou. Doprovodné kovy se z roztoku vysráží neutralizací hydroxidem sodným a cementací zinkem. Kovové rhodium se vyrábí redukcí hexachlororhodičitanu amonného vodíkem:



Největší množství vyrobeného rhodia se využívá do **automobilových katalyzátorů**. Další využití má rhodium jako součást slitiny (90%Pt + 10% Rh) pro výrobu **termoelektrických článků** a jako **katalyzátoru** při výrobě kyseliny dusičné z amoniaku. Používá se k výrobě dokonalých **zrcadel** pro náročné použití. Ve formě slitiny s platinou se rhodium používá jako katalyzátor při výrobě kyanovodíku z amoniaku.

Síran rhoditý $\text{Rh}_2(\text{SO}_4)_3$ a **chlorid rhoditý** RhCl_3 se používají pro přípravu lázní pro galvanické rhodiování. Chlorid je současně účinným katalyzátorem řady reakcí vodíku, oxidu uhelnatého a alkenů.

Fluorid rhodiový RhF_6 je extrémně silné oxidační činidlo a sehrál významnou úlohu při přípravě prvních sloučenin netečného plynu xenonu.

Karbonyl $\text{Rh}_4(\text{CO})_{12}$ a **acetát** katalyzují řadu organických reakcí.

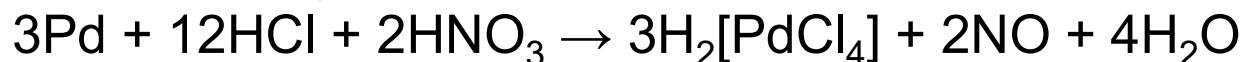
Trifenylfosfinový komplex rhodia $(\text{Ph}_3\text{P})_3\text{RhCl}$ (*Wilkinsonův katalyzátor*) je důležitou látkou zejména ve farmacii, kde umožňuje snadnou homogenní hydrogenaci složitých organických molekul i za běžných reakčních podmínek.

Komplex $[\text{Rh}(\text{CO})_2\text{I}_2]^-$ je účinným katalyzátorem karbonylace methanolu na kyselinu octovou (*Monsantův proces*).

Palladium

lesklý, bílý kov, vzhledem podobný stříbru. Palladium je kujné a dobře svařitelné. Palladium má velkou schopnost pohlcovat plyny. Katalyzuje řadu hydrogenačních reakcí.

Palladium se rozpouští pouze v lučavce královské, v kyselině selenové a v koncentrované kyselině chlorovodíkové sycené chlorem. Reakcí palladia s lučavkou královskou vzniká kyselina tetrachloropalladnatá, reakcí s kyselinou selenovou vzniká selenan palladnatý, reakcí s kyselinou chlorovodíkovou vzniká kyselina hexachloropalladičitá:



Za vysokých teplot reaguje s kyslíkem, fluorem, chlorem, křemíkem, fosforem a sírou.

Ve sloučeninách vystupuje palladium nejčastěji jako dvoumocné, ze sloučenin trojmocného palladia je znám pouze fluorid paladitý PdF_3 , ze sloučenin čtyřmocného palladia je znám oxid paladičitý PdO_2 a sulfid paladičitý PdS_2 .

Palladium tvoří velké množství barevných komplexních sloučenin ve kterých má koordinační číslo 4. Rozpustné soli dvoumocného palladia mají v roztocích obvykle hnědé nebo hnědočervené zbarvení.

V přírodě se palladium nejčastěji vyskytuje ryzí, v platinové rudě **braggit** (Pt,Pd,Ni)S a v minerálech **arsenopaladinit** Pd₈(As,Sb)₃, **potarit** PdHg nebo tvoří slitiny se zlatem a stříbrem ve zlatonosných pískách.

Nejvíce palladia se získává z anodových kalů po rafinaci mědi a niklu. Z rud se palladium získává složitým chemickým postupem, při kterém se palladium převádí na rozpustné komplexní sloučeniny, kovové palladium se vyrábí jejich redukcí vodíkem.

Využívá se při výrobě šperků, zubních plomb a keramických kondenzátorů. Slouží k barvení porcelánu na černo.

Houbovitě palladium na nosiči Al₂O₃ slouží jako katalyzátor při výrobě cyklohexanu hydrogenací benzenu v plynné fázi nebo při výrobě anilinu redukcí nitrobenzenu.

Slitina palladia se zlatem je známá jako **bílé zlato**. Téměř stejné chemické i fyzikální vlastnosti jako palladium má intermetalická sloučenina dvou sousedních prvků, rhodia a stříbra, která se poněkud nadneseně nazývá **umělé palladium**. Slitina palladia se stříbrem se používá k výrobě polopropustných membrán pro difuzní rafinaci vodíku na velmi vysokou čistotu.

Největší využití nalézá palladium ve formě **oxidu** PdO nebo **aminokomplexu** Pd[(NH₃)₄] jako katalyzátor řady chemických reakcí (*hydrokrakování nízkosírných surovin*) a jako katalyzátor v automobilovém průmyslu.

Chlorid palladnatý PdCl₂ je katalyzátorem hydratace alkenů, např. výroba acetaldehydu z ethylenu (*Wackerův proces*) nebo při výrobě butadien-styrenového kaučuku a jako velmi korozivní látka se využívá k testování antikoročních vlastností ocelí.

Octan palladnatý (CH₃COO)₂Pd je katalyzátorem karbonylace, aminace a řady dalších organických reakcí.

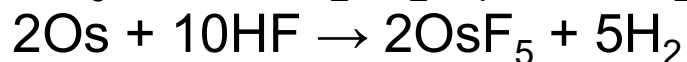
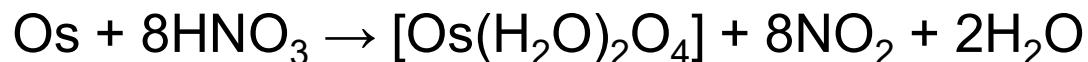
Osmium

= modrošedý, velmi tvrdý a křehký kov. Společně s iridiem a platinou se osmium řadí mezi těžké platinové kovy. S hustotou $22\,660\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ je osmium nejtěžší kov na Zemi.

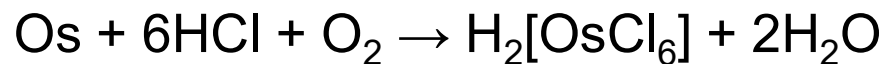
Se vzduchem reaguje osmium již za normální teploty za vzniku charakteristicky páchnoucího a jedovatého žlutě zbarveného oxidu osmičelého OsO_4 . Práškové osmium je na vzduchu samozápalné.

Při teplotě 100°C se slučuje s chlorem na chlorid osmitý OsCl_3 , s fluorem reaguje na fluorid osmiový OsF_6 při teplotě 150°C , s ostatními prvky se slučuje až za podstatně vyšších teplot.

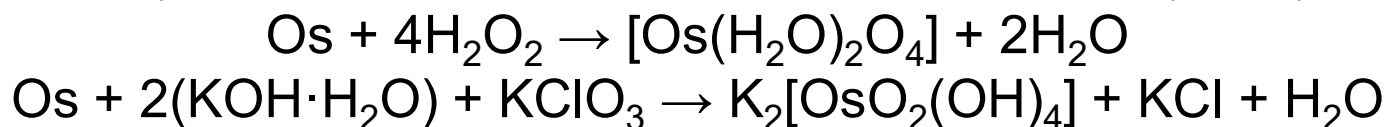
Za normální teploty se osmium rozpouští pouze v koncentrované kyselině dusičné, při teplotě 100°C reaguje také s kyselinou fluorovodíkovou:



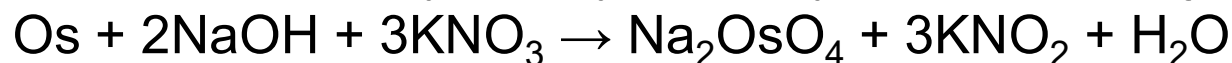
Nejlepším rozpouštědlem osmia je koncentrovaná kyselina chlorovodíková sycená kyslíkem, produktem reakce je komplexní kyselina hexachloroosmičitá:



Osmium ochotně reaguje s koncentrovaným roztokem peroxidu vodíku a za přítomnosti silných oxidačních činidel také s koncentrovanými hydroxidy:



Oxidačním tavením osmia s hydroxidy alkalických kovů vznikají **osmiany**:



Osmiany jsou stabilní pouze v pevném stavu nebo v alkalických roztocích, v kyselém prostředí rychle disproportionují na oxidy.

Osmium je spolu s rutheniem jediným prvkem, který ve svých sloučeninách může vystupovat v **oxidačním stupni VIII**. V oxidačním stupni VIII existují i sloučeniny xenonu, ale ty jsou za normální teploty nestabilní.

V oxidačních stavech II,III a IV tvoří osmium řadu obvykle barevných komplexních sloučenin s koordinačním číslem 6. V některých sloučeninách, např. $\text{Na}_2[\text{Os}_4(\text{CO})_{13}]$ nebo $\text{Na}_2[\text{Os}(\text{CO})_4]$ vystupuje osmium se zápornými oxidačními čísly.

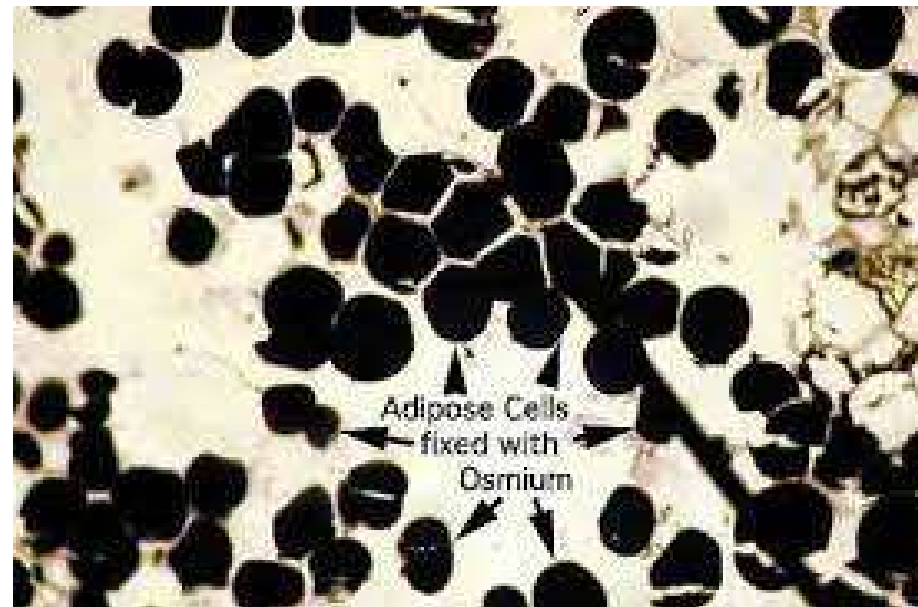
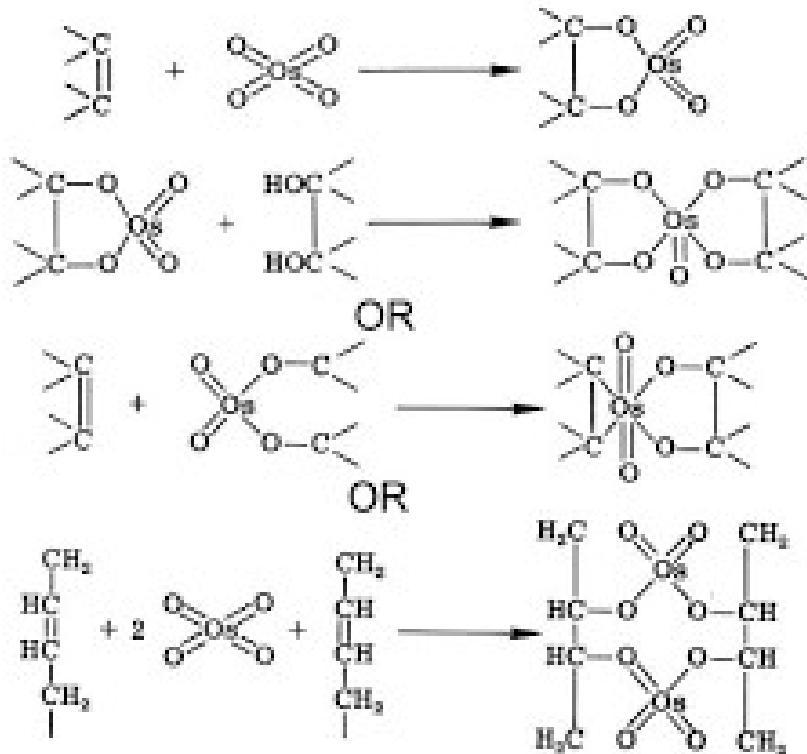
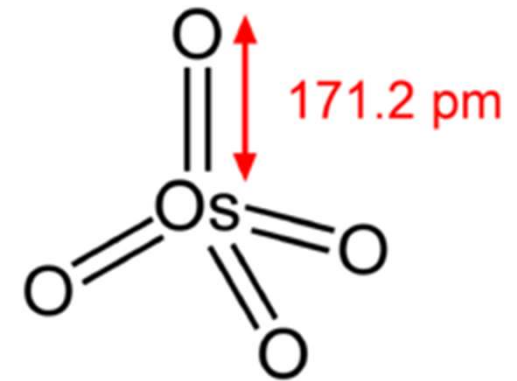
V přírodě se osmium nachází jako ryzí kov v platinových rudách, většinou v doprovodu iridia a jako doprovodný kov v řadě minerálů niklu a mědi.

Nejdůležitějším zdrojem osmia jsou odpadní anodové kaly po elektrolytické rafinaci niklu a mědi. Kaly se nejprve podrobí působení kyseliny sírové, selen a tellur přejdou do roztoku. Následuje oxidace působením peroxidu sodného a rozpouštění v lučavce královské. Jednotlivé rozpuštěné kovy, palladium, stříbro a zlato se separují selektivní extrakcí pomocí organických rozpouštědel, v nerozpustném zbytku zůstane osmium, iridium a ruthenium. Nerozpustný zbytek se podrobí oxidaci oxidem sodným, iridium nereaguje, osmium a ruthenium tvoří ve vodě rozpustné sloučeniny. Z roztoku se poté působením chloridu amonného vysráží ruthenium ve formě hexachlororutheničitanu amonného $(\text{NH}_4)_2\text{RuCl}_6$. Z roztoku se poté oddestiluje osmium ve formě těkavého oxidu osmičelého. Kovové práškovité nebo houbovitě osmium se získává redukcí oxidu osmičelého působením vodíku. Na kompaktní kov Os se zpracovává metodami práškové metalurgie.

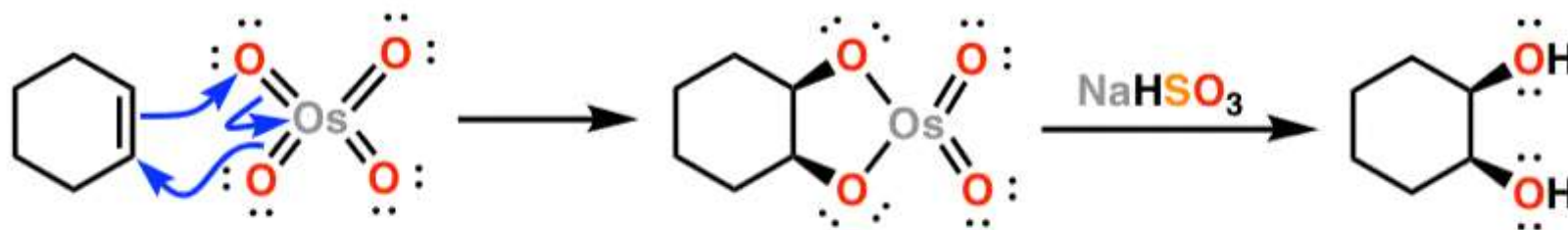
Z rud se osmium získává pouze omezeně společně s iridiem chemickou cestou působením lučavky královské a fosforu. Výroba osmia z rud je popsána při výrobě platiny.

Osmium se využívá jako přísada do speciálních slitin a pro výrobu katalyzátorů. V minulost bylo osmium důležitým materiálem pro výrobu snímacích jehel do přenosek gramofonů.

Výpary **oxidu osmičelého** se využívají v daktyloskopii ke zvýraznění otisků prstů. Používá se i pro barvení mikroskopických preparátů.



Katalýza dihydroxylace dvojn  vazby



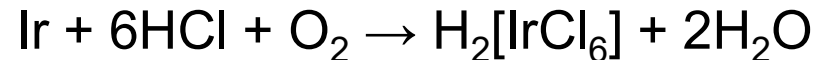
The oxygens both approach from the same side of the alkene

Sometimes NaHSO_3 (sodium bisulfite) is shown as a co-reactant. Its purpose is to break down the resulting cyclic Os compound into the diol and an osmium salt.

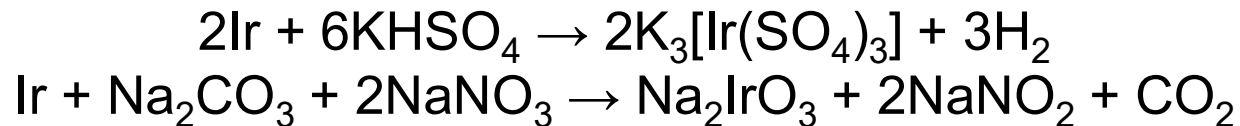
Iridium

= stříbřitě bílý, velmi tvrdý a křehký kov. Práškové iridium je šedohnědý prášek. S hustotou $22\,650\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$ je iridium po osmiu druhý nejtěžší kov na Zemi.

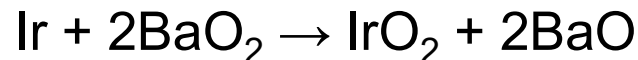
Iridium se nerozpouští v žádné z běžných kyselin, ale rozpouští se v tavenině NaCl nebo NaCN. Při teplotě 125°C se rozpouští v koncentrované kyselině chlorovodíkové nasycené kyslíkem, produktem reakce je komplexní kyselina hexachloroiridičitá:



V červeném žáru reaguje iridium s fluorem, sírou a fosforem. S chlorem reaguje přímo pouze na světle nebo za katalytického účinku oxidu uhelnatého. Při teplotě okolo 350°C reaguje s taveninami solí:



Při teplotě přes 800°C prudce reaguje s peroxidem barnatým:



Ve sloučeninách vystupuje iridium nejčastěji jako **trojmocné** a **čtyřmocné**. Sloučeniny iridia v jiných mocenstvích nejsou příliš obvyklé, **jednomocné** iridium tvoří např. chlorid iridný IrCl, **pětimocné** iridium tvoří prudce reaktivní fluorid iridičný IrF₅ a hexafluoroiridičnan cesný Cs[IrF₆], **šestimocné** iridium tvoří fluorid iridový IrF₆.

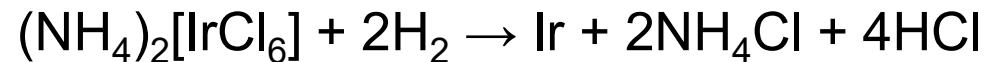
Jednoduché sloučeniny iridia nejsou příliš obvyklé, iridium má však značný sklon k tvorbě mnohých komplexních sloučenin. Trojmocné iridium tvoří sloučeniny s komplexním anionem i kationem s koordinačním číslem 6, čtyřmocné iridium tvoří pouze sloučeniny s komplexním anionem. Mezi běžné komplexní sloučeniny čtyřmocného iridia patří např. hexachloroiridičitany [IrCl₆]⁻² nebo hexakynoairidičitany [Ir(CN)₆]⁻². V tetraedrických komplexech typu [Ir(PF₃)₄]⁻ vystupuje iridium v oxidačním stavu -I.

Existuje i sloučenina stechiometrického složení IrF₉ s dosud neprozkoumanou strukturou, ve které nabývá iridium teoretického oxidačního stavu IX. Pokud se existence devítimocného iridia potvrdí, bude zřejmě nutné přepsat učebnice chemie. Pro sloučeniny s oxidačním číslem IX. je navrhována koncovka **-utý**, jedná se tedy o fluorid iridutý. Florid iridutý je nestabilní a snadno podléhá rozkladu:



Další známou sloučeninou s iridiem v oxidačním stavu IX je hexafluridoantimoničnan tetraoxoiridutý [IrO₄]SbF₆.

Hlavním zdrojem pro průmyslovou výrobu iridia jsou odpadní anodové kaly po elektrolytické rafinaci mědi nebo niklu. V současnosti se obvykle používá **mokrý způsob** výroby iridia, při kterém se anodové kaly s obsahem iridia a ostatních kovů oxidují peroxidem sodným a poté rozpouštějí v lučavce královské. Z roztoku je iridium extrahováno pomocí roztoků organických aminů, nebo je vysráženo jako hexachloroiridičitan amonný $(\text{NH}_4)_2[\text{IrCl}_6]$, ze kterého je kovové iridium vyredukováno jako iridiová houba vodíkem:

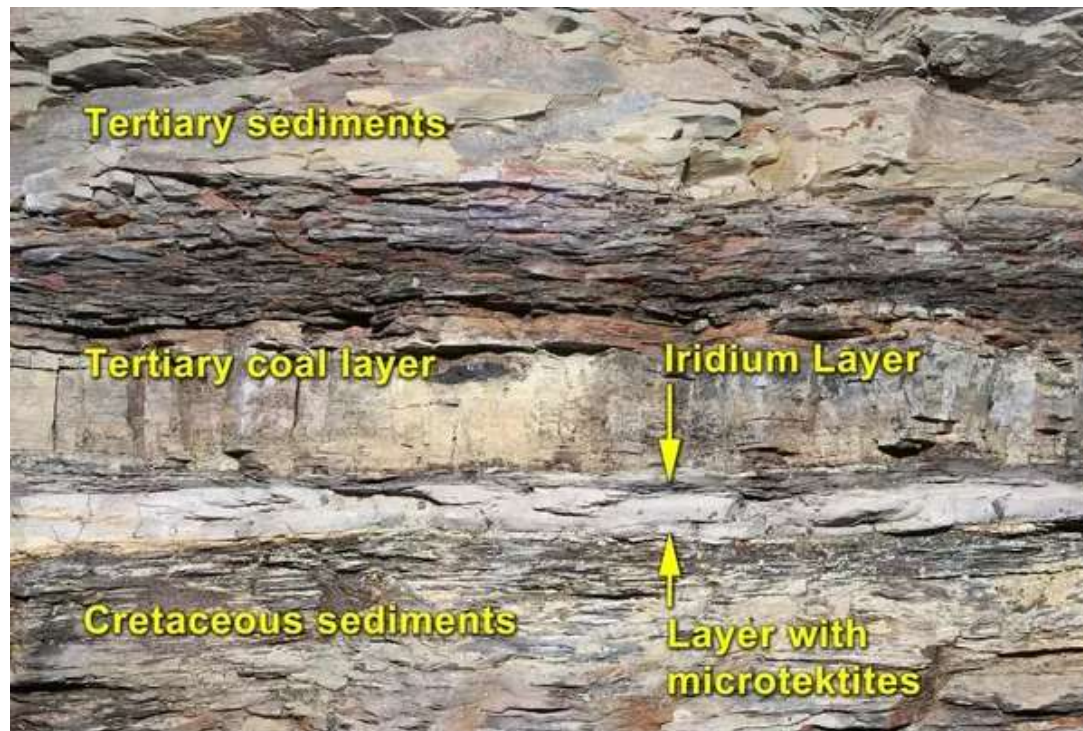


V minulosti převažoval **pražně-oxidační postup** výroby iridia, při kterém se odpadní kal nebo rudný koncentrát podroboval tavné oxidaci pomocí dusičnanu draselného v silně alkalickém prostředí. Produktem oxidace byl oxid iridičitý, který se působením chloridu amonného převáděl na hexachloroiridičitan amonný.

Ze slitin iridia a platiny se vyrábějí např. **chirurgické nástroje** a elektrické kontakty. Ze **slitiny iridia a osmia** se vyrábějí přesná ložiska pro jemnou mechaniku. Iridium se také používá k **barvení porcelánu** na černo. Komplex $[\text{Ir}(\text{CO})_2\text{I}_2]^-$ se používá jako **katalyzátor** při výrobě kyseliny octové karbonylací methanolu (*Monsantův proces*).

Alvarezova hypotéza příčiny vyhynutí dinosaurů

= vyhynutí dinosaurů před 65,5 miliony let v důsledku dopadu asteroidu jenž vytvořil Chicxulubský kráter, sedimenty z tohoto období vykazují zvýšený obsah iridia. Iridium je na zemském povrchu velmi vzácné (průměrný obsah iridia v zemské kůře je 0,0004 ppm.), ale vyskytuje se hojně v asteroidech



Cretaceous-Tertiary Boundary Layer

Copyright © 2007 Calvin J. Hamilton

K-T Boundary Iridium (Ir) Spike

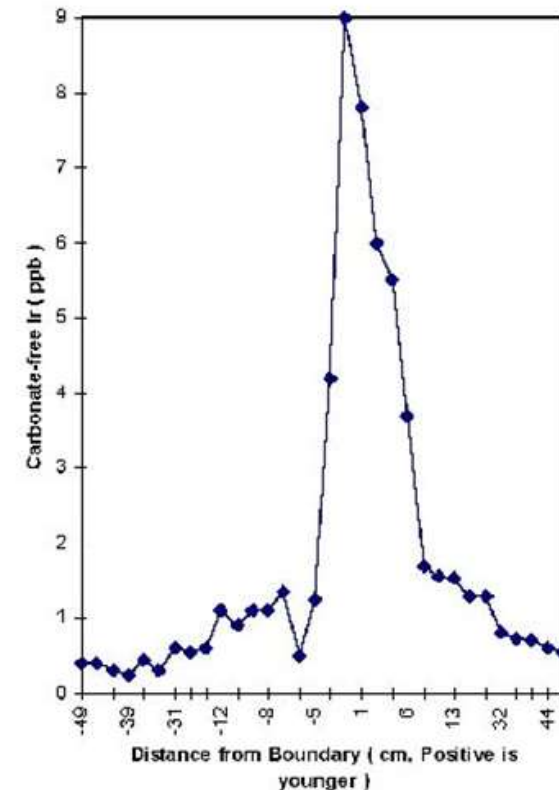
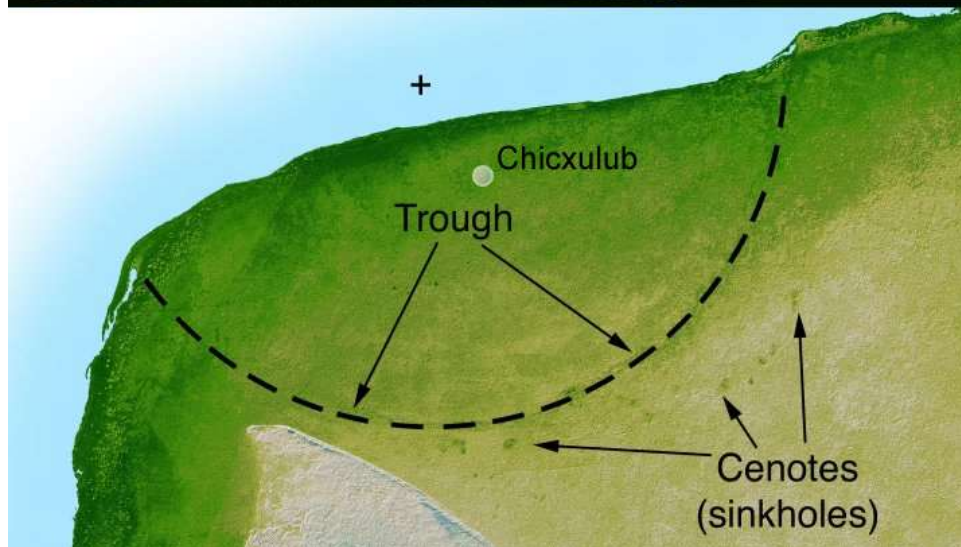


Diagram of the K-T Ir spike. Redrawn from Alvarez and Asaro (1990). Iridium levels shown by the peak are characteristic of mantle or meteoritic origin.

Chicxulubský kráter



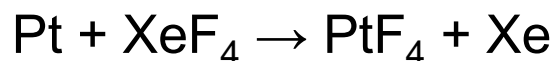
Platina

= šedobílý, lesklý, velmi tažný, ušlechtilý kov, krystaluje v kubické soustavě.

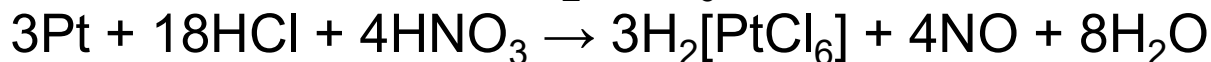
Za vyšších teplot platina přímo reaguje se selenem, tellurem a fosforem. V červeném žáru reaguje s chlorem, fluorem a peroxidy alkalických kovů. Ze všech nekovů nejochotněji reaguje se sírou, již při teplotě 200°C vzniká sulfid platnatý PtS, při teplotě nad 400°C přednostně vzniká sulfid platičitý PtS₂.

Směs kyslíku s vodíkem při styku s platinou exploduje. Platina má schopnost pohlcovat velké množství vodíku, ale hydridy netvoří.

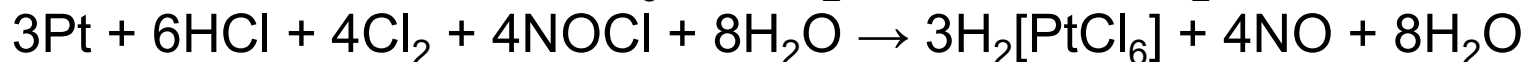
Za laboratorní teploty se slučuje pouze s vysoce reaktivními sloučeninami vzácných plynů:



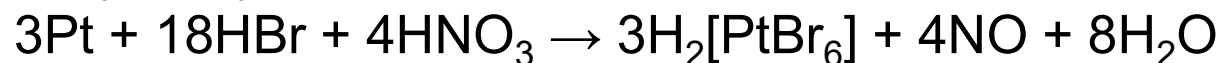
V běžných minerálních kyselinách se platina nerozpouští, ale dobře rozpustná je v lučavce královské. Reakcí platiny s lučavkou královskou vzniká kyselina hexachloroplatičitá H₂[PtCl₆]



Ve skutečnosti probíhá reakce platiny s lučavkou královskou ve dvou krocích:

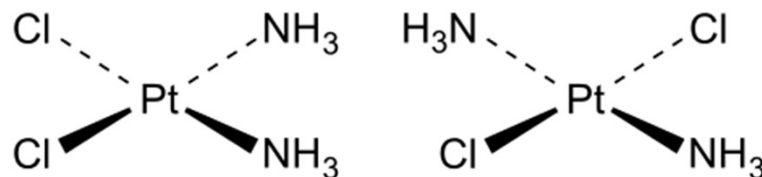


Kromě lučavky královské probíhá ochotně také reakce platiny se směsí koncentrované kyseliny dusičné a bromovodíkové nebo se směsí koncentrované kyseliny chlorovodíkové a selenové:



Ve sloučeninách vystupuje platina nejčastěji jako **dvou a čtyřmocná**. Méně obvyklé jsou sloučeniny **jednomocné** platiny, např. chlorid platný PtCl , **trojmocná** platina tvoří např. chlorid platitý PtCl_3 nebo oxid platitý Pt_2O_3 , šestimocná platina je známá v nestabilním oxidu platinovém PtO_3 .

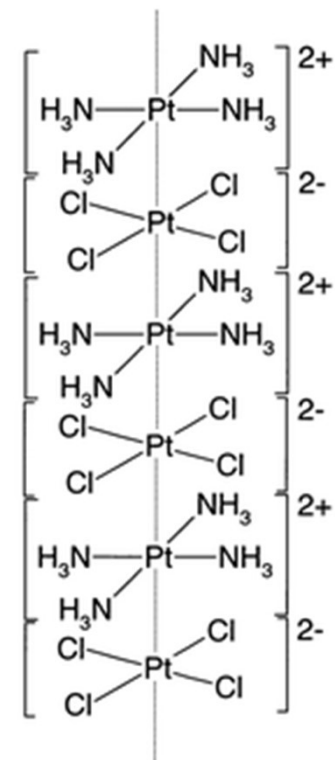
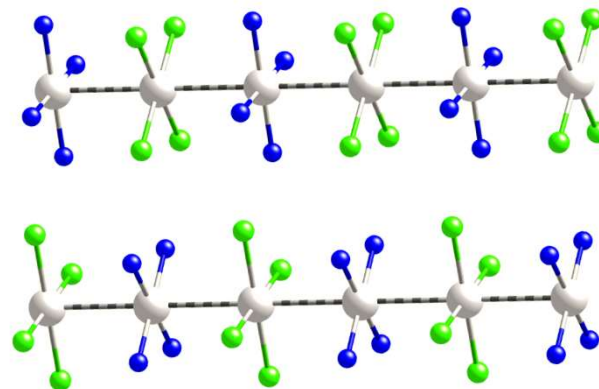
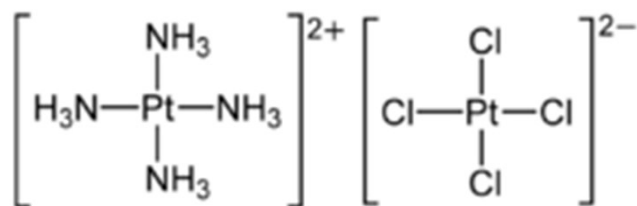
Platina tvoří velkou řadu komplexních sloučenin. Komplexní sloučeniny platiny s amoniakem **Reisetovy chloridy** $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ a $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$. Druhý Reisetův chlorid je pod názvem *cisplatina* důležitým léčivem v boji s rakovinou.



Cisplatin

Transplatin

Existují i sloučeniny platiny, které vznikají sloučením komplexního anionu platiny s komplexním kationem platiny. Příkladem je zelená **Magnusova sůl** - tetrachloroplatnan tetraamoplatnatý $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$.



Platina také tvoří četné **organokovové sloučeniny**.

V přírodě se platina vyskytuje obvykle ryzí, většinou v doprovodu iridia, osmia, palladia, zlata, stříbra, mědi, olova a železa. Výskyt platiny ve formě sloučenin není příliš častý.

Výroba platiny se provádí **působením horké lučavky královské** na jemně mletou rudu. V nerozpustném zbytku zůstane osmium a iridium, všechny ostatní kovy se rozpustí. Z roztoku se působením Ca(OH)_2 vysráží rozpuštěné kovy s výjimkou platiny a části paladia. Roztok se odpaří do sucha a zbytek se žihá za vzniku houbové platiny, která se po promytí kyselinou chlorovodíkovou v žáru lisuje na kovovou surovou platinu.

Rozdělení osmia a iridia z nerozpustného zbytku se provádí jeho zahříváním do červeného žáru s přidavkem fosforu. Iridium s fosforem tvoří tavitelnou a těkavou sloučeninu, která se dalším zahříváním opět rozkládá na plynný fosfor a čisté iridium, ve zbytku nakonec zůstane čisté osmium.

Vícestupňovou extrakcí se získává platina a ostatní příbuzné kovy také z odpadních anodových kalů po rafinaci mědi, niklu a zinku.

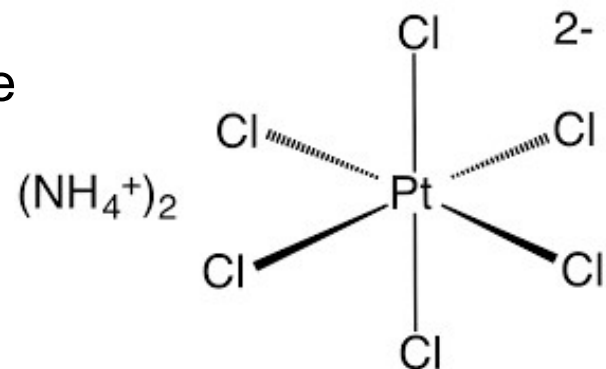
Největší využití má platina jako materiál k výrobě chirurgických nástrojů, elektrod, odporových drátů, laboratorních pomůcek, šperků a polopropustných zrcadel

Platina je také významný **investiční kov**.



Platina je **katalyzátorem** řady chemických reakcí (výroba kyseliny dusičné z amoniaku a výroba kyanovodíku).

Hexachloroplatičitan amonný $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ je důležité analytické činidlo.



Kyselina hexachloroplatičitá H_2PtCl_6 se používá k přípravě katalyzátorů pro petrochemii a detoxikaci výfukových plynů, k přípravě lázní pro galvanické pokovení a slouží jako analytické činidlo pro stanovení draslíku.

Tetrakyanoplatnatan barnatý $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$ se používá k výrobě stínítek RTG přístrojů.

Fluorid platinový PtF_6 , tak extrémně silné oxidační činidlo, že dokonce oxiduje i netečný plyn xenon za vzniku hexafluoroplatičitanu xenonného XePtF_6 .

Skupina manganu



Mn

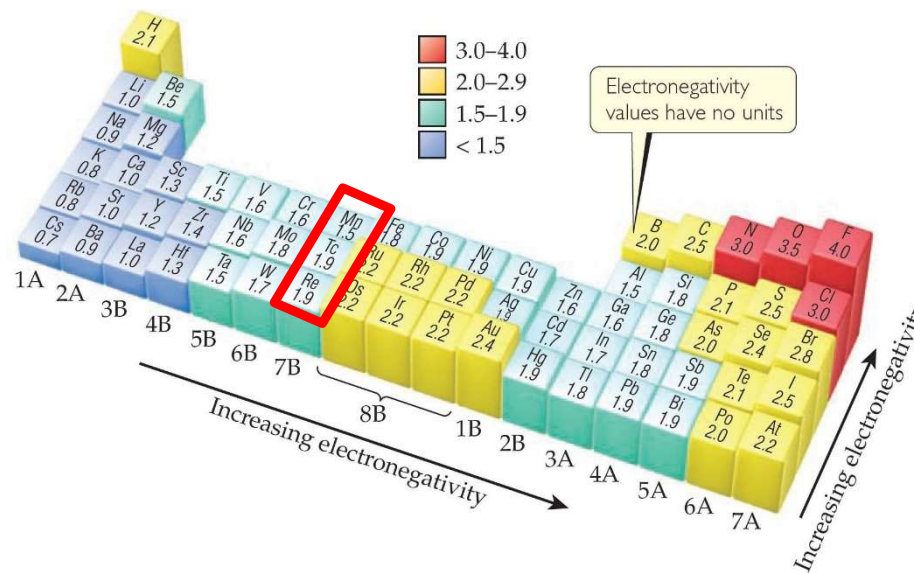


Tc



Re

Slovenský názov prvku	Latinský názov prvku	Chemická značka prvku	Protónové číslo	Elektrónová konfigurácia	Elektronegativita χ_P	Teplota topenia	Teplota varu
mangán	<i>Manganum</i>	Mn	25	[Ar] (3d) ⁵ (4s) ²	1,6	1244 °C	2100 °C
technécium	<i>Technetium</i>	Tc	43	[Kr] (4d) ⁵ (5s) ²	1,9	2172 °C	4877 °C
rénium	<i>Rhenium</i>	Re	75	[Xe] (4f) ¹⁴ (5d) ⁵ (6s) ²	1,9	3180 °C	≈ 5900 °C

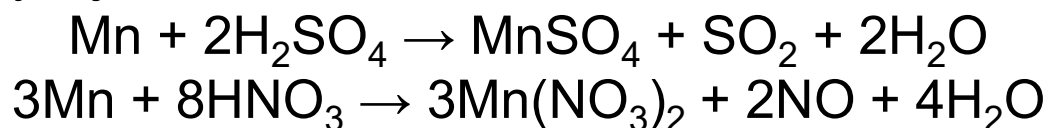


Mangan

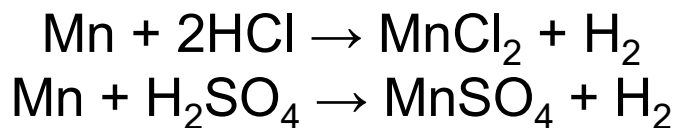
= stříbřitě bílý, lesklý, křehký a značně tvrdý kov. Mangan je znám ve třech stabilních modifikacích, mangan α , β a γ . Mangan α a β vzniká při metalurgické výrobě a je tvrdý a křehký. Mangan γ vzniká při elektrolytické výrobě a je velice měkký, kujný a tažný.

Z běžných kovů má mangan nejnižší hodnotu tepelné vodivosti, nižší tepelnou vodivost mají pouze transurany neptunium a plutonium.

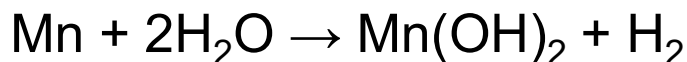
Kompaktní kovový mangan reaguje s koncentrovanou kyselinou sírovou a dusičnou bez vývoje vodíku:



Se zředěnými kyselinami reaguje pouze práškový mangan za vývoje vodíku:



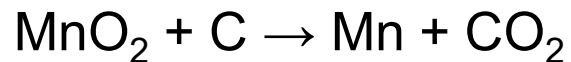
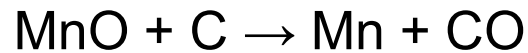
Při teplotě 150°C reaguje s vodní párou za vzniku hydroxidu manganatého a vývoje vodíku:



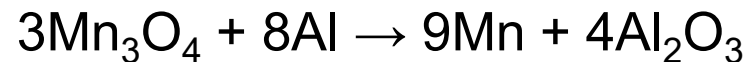
Ve sloučeninách vystupuje mangan nejčastěji jako dvou, čtyř a sedmimocný. Sloučeniny trojmocného, pětimocného a šestimocného manganu jsou méně časté. Jednomocný mangan se vyskytuje pouze v kyanosolích $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{5-}$.

Mangan je po železu druhý nejrozšířenější těžký kov. V přírodě se mangan vyskytuje značně rozptýlen, většinou doprovází železo. Nejdůležitější manganové rudy jsou **pyroluzit** (burel, polyanit, ramsdelit) MnO_2 , **manganit** $\text{MnO}(\text{OH})$ nebo **rhodochrozit** (dialogit) MnCO_3 .

Pro technické účely se mangan nejčastěji vyrábí jako feromangan **přímou redukcí** bohatých kyslíkatých rud uhlíkem ve vysoké nebo obloukové peci:



Čistý kovový mangan se vyrábí **aluminotermicky** nebo **elektrolýzou** okyseleného vodného roztoku síranu manganatého. Pro aluminotermickou výrobu nelze použít přímo MnO_2 , reakce s hliníkem by probíhala velice prudce a za vývoje velkého množství tepla. Burel se nejprve praží v rotační peci při teplotě 525°C za vzniku Mn_2O_3 , při teplotě nad 900°C poté vzniká Mn_3O_4 , který se redukuje:



Chudé manganové rudy, které není možné přímo redukovat, se zpracovávají **mokrým postupem**. Jemně nadrcená ruda se nejprve redukčně praží v rotační peci při teplotě 900-1000°C, výpražek se louhuje zředěnou kyselinou sírovou, z výluhu s obsahem síranu manganatého se neutralizací vysráží železo, fosfor a arsen. Další nečistoty měď, nikl a kobalt se vysráží působením sulfanu. Po okyselení se roztok zpracovává elektrolyticky. Elektrolýza probíhá v diafragmovém elektrolyzáru při teplotě 35°C, katodou je ocelový plech, anoda je z olova legovaného stříbrem. Mangan vyloučený na katodě obsahuje velké množství vodíku, musí se proto vakuově přetavovat.

Pokusně se také prováděla výroba velice čistého manganu s minimálním obsahem uhlíku **elektrolýzou taveniny** oxidu manganatého ve směsi s fluoridem vápenatým a oxidem barnatým nebo vakuovou destilací feromanganu.

Mangan je součástí 36 enzymů a hraje značnou roli při metabolismu sacharidů, bílkovin a tuků.

Použití hlavně jako **legující přísada ocelí**. Mangan podstatným způsobem ovlivňuje pevnost oceli v tahu, tvrdost, v menší míře i pružnost a kujnost. Vysoce pevná a houževnatá je Hadfieldova ocel s obsahem manganu okolo 12%. Ta se využívá zejména ve zbrojní výrobě a ke konstrukci velmi namáhaných strojních součástí.

Významné množství manganu se spotřebovává k **legování hliníku**. Přídavek 0,8 až 1,5% manganu podstatným způsobem ovlivňuje odolnost hliníku vůči chemické korozi. Manganem legovaný hliník nalézá uplatnění zejména při výrobě obalů pro potravinářství.

Další využití nalézá kovový mangan jako přísada pro **barvení skla** a jako součást celé řady **slitin**:

Bismanol - slitina manganu s bismutem se používá k výrobě velmi silných permanentních magnetů.

Heuslerova slitina - slitina manganu s antimonem se využívá k výrobě permanentních magnetů.

Manganin - slitina manganu s niklem a mědí se používá k výrobě odporových topných drátů a přesných elektrických odporů.

Manganový bronz - slitina manganu s mědí a cínem se používá k odlévání velmi přesných součástek pro jemnou mechaniku.

Duraluminium - slitina manganu s mědí, hořčíkem, hliníkem a křemíkem, důležitý konstrukční materiál v letectví a kosmické technice.

Sloučeniny manganu se používají jako pigmenty, oxidační činidla a katalyzátory.

Manganistan sodný NaMnO_4 je důležité oxidační činidlo a desinfekční prostředek.

Manganistan amonný NH_4MnO_4 - velmi silné oxidační činidlo, nacházel omezené využití v pyrotechnice.

Síran manganatý MnSO_4 se používá jako bílý pigment k barvení keramiky, pro výrobu laků a barev.

Dusičnan manganatý $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ slouží zdroj manganu v hnojivech a prostředcích pro výživu rostlin.

Oxid manganatý MnO je zelený pigment, zdroj manganu v hnojivech a prostředcích pro výživu rostlin.

Oxid manganitý Mn_2O_3 nachází využití jako černý pigment.

Oxid manganičitý MnO_2 - černý pigment, oxidační činidlo, depolarizátor suchých elektrických článků, přísada do skla.

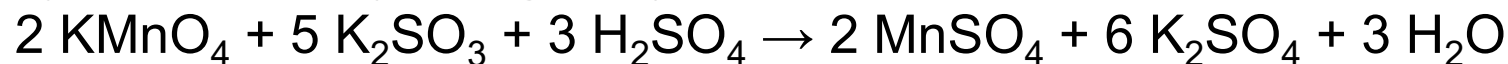
Oxid manganistý Mn_2O_7 - velmi silné oxidační činidlo.

Uhličitan manganatý MnCO_3 - oxidační činidlo pro výrobě hydrochinonu z anilínu, výchozí surovina pro výrobu dalších sloučenin manganu.

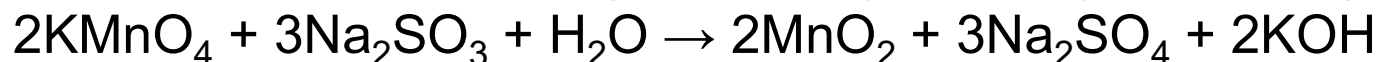
Octan manganatý $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mn}$ - katalyzátor při výrobě kyseliny octové oxidací acetaldehydu.

Manganistan draselný (*hypermangan*) KMnO_4 , který se využívá jako silné oxidační činidlo a desinfekční prostředek. Mangan se postupně redukuje z ox. stavu VII až na ox. stav II. Při redukci dochází k barevným změnám od fialové (VII), přes zelenou (VI), hnědou (IV) až k bezbarvé či lehce narůžovělé (II). Stupeň redukce, a tím i zbarvení, je ovlivněno reakčním prostředím.

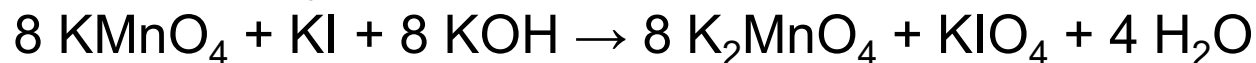
V **kyselém** prostředí se původně fialový manganistan redukuje až na bezbarvý či narůžovělý manganatý kation:



V **neutrálním** prostředí se redukuje na hnědý až černý oxid manganičitý:



Zcela odlišně reaguje manganistan v oxidačně-redukčních reakcích v **alkalickém** prostředí, kdy dochází k redukci za vzniku zeleného mangananu:



Peroxid vodíku při reakci s manganistanem draselným v prostředí kyseliny sírové způsobuje redukci fialového manganistanu draselného na bezbarvou manganatou sůl:



Síran manganatý a **chlorid manganatý** se používají v barvířství, v tisku tkanin a k moření osiva. Chlorid manganatý se také využívá na výrobu sikativ pro fermeže.

Některé sloučeniny manganu se používaly a dnes ještě některé používají jako malířské barvy. K přírodním barvám manganu patří umbra a k umělým manganová hněd' (zásaditý uhličitan manganatý), manganová běloba (uhličitan manganatý), manganová zeleň (někdy také kasselská zeleň) a permanentní violet'.

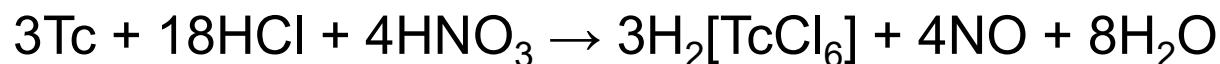
Přídavek malého množství manganu do skloviny může zvýšit jasnost vyrobeného skla, protože odstraňuje zelenavý nádech, který po sobě ve skle zanechávají stopy železa.

Technecium

= stříbrošedý, radioaktivní kov, krystalující v hexagonální soustavě. Technecium se rozpouští pouze v koncentrované kyselině dusičné a koncentrované kyselině sírové za vzniku kyseliny technicisté HTcO_4 :



Reakce technecia s lučavkou královskou probíhá za vzniku komplexní kyseliny hexachlorotechnicité:



Zahřáté v atmosféře kyslíku shoří za vzniku těkavého, žlutě zbarveného oxidu technicistého Tc_2O_7 .

Ve sloučeninách vystupuje technecium nejčastěji jako sedmimocný kation Tc^{7+} , v silně oxidačním prostředí se vyskytuje ve formě technicistého anionu TcO_4^- . Chemické vlastnosti technicistých sloučenin se nejvíce podobají vlastnostem sloučenin sedmimocného rhenia.

Chemické vlastnosti sloučenin čtyř a šestimocného technecia se nejvíce podobají vlastnostem sloučenin manganu.

Technecium je uměle připravený radioaktivní prvek, který se v přírodě téměř nevyskytuje.

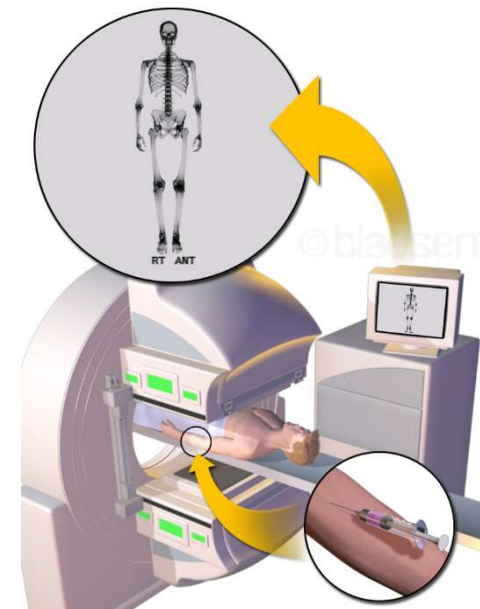
Technecium se získává bombardováním molybdenu neutrony v jaderném reaktoru, při kterém nejprve vznikne nestálý izotop molybdenu ^{99}Mo , který se beta rozpadem přeměňuje na ^{99}Tc . Ve fázi výzkumu je příprava technecia v cyklotronu.

Nejstálejším izotopem technecia je ^{99}Tc ($T_{1/2} = 2,12 \cdot 10^5$ let), byl ve stopovém množství izolován z afrických uranových rud jako produkt radioaktivní přeměny ^{238}U . Jeho výskyt byl také zjištěn ve spektrech některých hvězd (*hvězdy spektrálního typu S, N, M*).

Technecium je **supravodič** I. typu, velice silně pohlcuje pomalé neutrony a je účinným **inhibitorem koroze** oceli, uhlíkatá ocel s přídavkem technicistanu draselného KTcO_4 v množství okolo 50 ppm, má vynikající korozní odolnost i za velmi vysokých tlaků a teplot.

Velmi významné je využití metastabilního radionuklidu $^{99\text{m}}\text{Tc}$ ($T_{1/2} = 6$ hod.) ve formě technicistanu sodného, jako čistého gama zářiče s energií fotonů 140 keV, **v nukleární medicíně**.

Technecium má v jaderné medicíně dominantní postavení, více než 80% všech **radiofarmak** vychází z technecia.



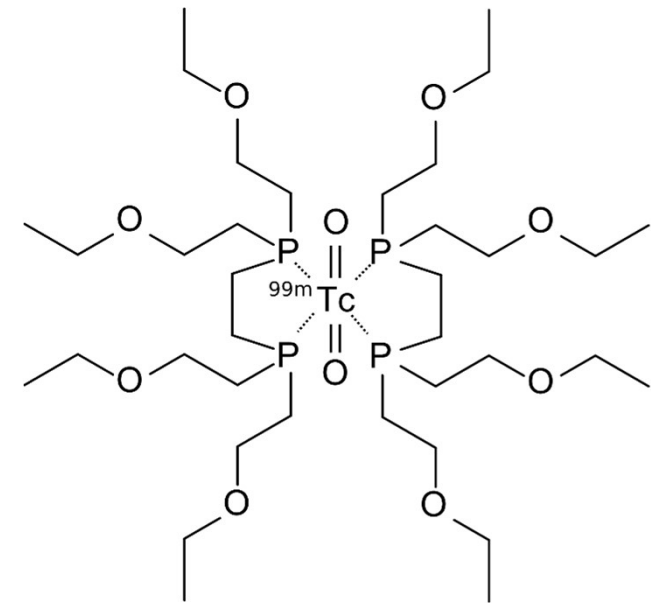
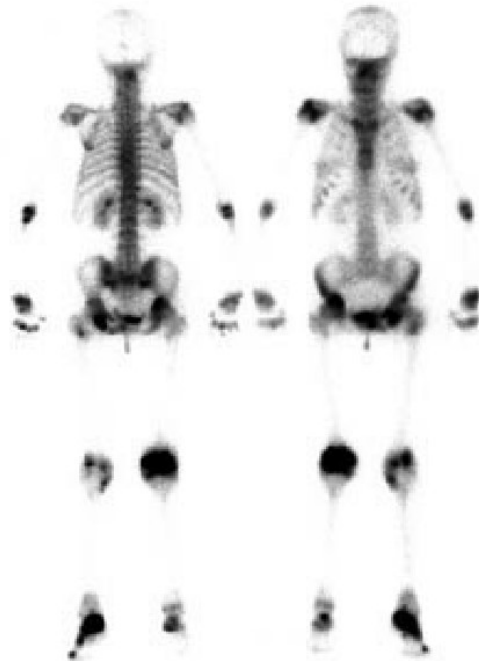
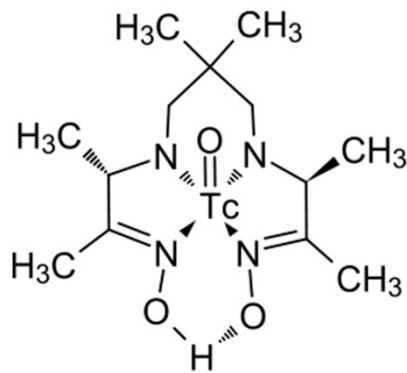
Mezi nejpoužívanější radiofarmaka značená techneciem patří např.

^{99m}Tc makroagregovaný albumin (MAA) pro detekci průchodnosti žilního systému dolních končetin,

fosfonátová radiofarmaka (pyrofosfát - PYP, metylen difosfonát - MDP a hydroxymetylen difosfonát - HDP) pro zobrazování skeletu, srdečního infarktu a značení červených krvinek,

^{99m}Tc sulfurkoloid pro vyšetřování horní části trávicí trubice,

^{99m}Tc hexamethylpropylen amin oxim (HMPAO) pro značení bílých krvinek a celá řada dalších.

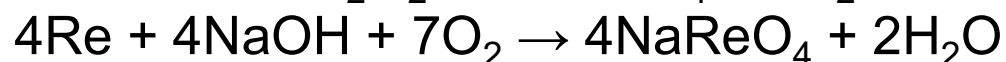
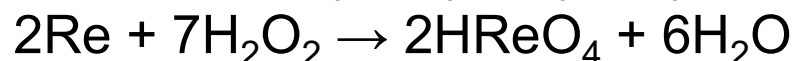


Rhenium

kujný kov, vzhledem podobný platině. Práškové rhenium je šedomodrý prášek. Kovové rhenium odolává většině minerálních kyselin s výjimkou kyseliny dusičné a koncentrované kyseliny sírové, ve kterých se velmi dobře rozpouští za vzniku kyseliny rhenisté HReO_4 :



Ochotně reaguje s koncentrovaným roztokem peroxidu vodíku nebo s koncentrovaným hydroxidem sodným syceným kyslíkem:



Na vlhkém vzduchu se rhenium pomalu pokrývá vrstvou kyseliny rhenisté, nereaguje s vodíkem a dusíkem.

S kyslíkem se slučuje až za teplot nad 1000°C , naopak s fluorem reaguje již za teploty 125°C za vzniku fluoridu rheniového ReF_6 , při teplotě 750°C vytváří fluorid rhenistý ReF_7 . S chlorem se při teplotě 400°C slučuje na chlorid rheničný ReCl_5 .

Ochotně reaguje s fosforem za vzniku celé řady sloučenin, např. Re_2P , ReP nebo ReP_3 .

Za vysokého tlaku se slučuje s oxidem uhelnatým za vzniku pentakarbonylu $[\text{Re}(\text{CO})_5]_2$, s wolframem netvoří slitinu, ale intermetalickou sloučeninu W_2Re_3 .

Ve sloučeninách vystupuje rhenium převážně jako čtyř a sedmimocné. Sloučeniny rhenia v jiných oxidačních stupních nejsou příliš časté, obvykle se jedná pouze o oxidy a chloridy. Další chemické vlastnosti rhenia a jeho sloučenin se nejvíce podobají vlastnostem manganu.

Rhenium se nalézá jako ryzí kov a v několika minerálech,. Poměrně značné množství rhenia se vyskytuje jako izomorfní náhrada molybdenu v **molybdenitu** MoS_2 , který je hlavním zdrojem pro průmyslovou výrobu rhenia.

Rhenium se získává z odpadních kalů při výrobě mědi a molybdenu. Kaly se nejprve podrobí oxidaci, rhenium přejde na rhenistany, přidavkem roztoku KCl se vysráží rhenistan draselný KReO_4 , ze kterého se redukcí vodíkem připraví práškové rhenium:



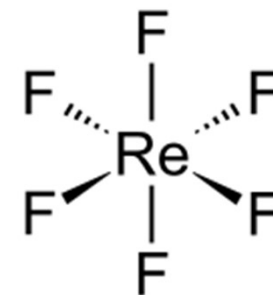
Kovové rhenium se vyrábí slinováním práškového rhenia nebo redukcí rhenistanu amonného NH_4ReO_4 vodíkem:



Použití zejména k **legování slitin** pro výrobu proudových motorů a plynových turbín. Z rhenia se vyrábějí **termočlánky** pro měření vysokých teplot a **katalyzátory** řady chemických reakcí.

Diborid rhenia ReB_2 je extrémně tvrdý a odolný materiál a má značnou perspektivu ve výrobě břitů obráběcích nástrojů.

Fluorid rheniový ReF_6 slouží jako zdroj rhenia pro pokovování elektrických kontaktů.



Dimerní **chlorid rheničný** $\text{Re}_2\text{Cl}_{10}$ je katalyzátorem řady reakcí olefinů.



Skupina chromu

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
			**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



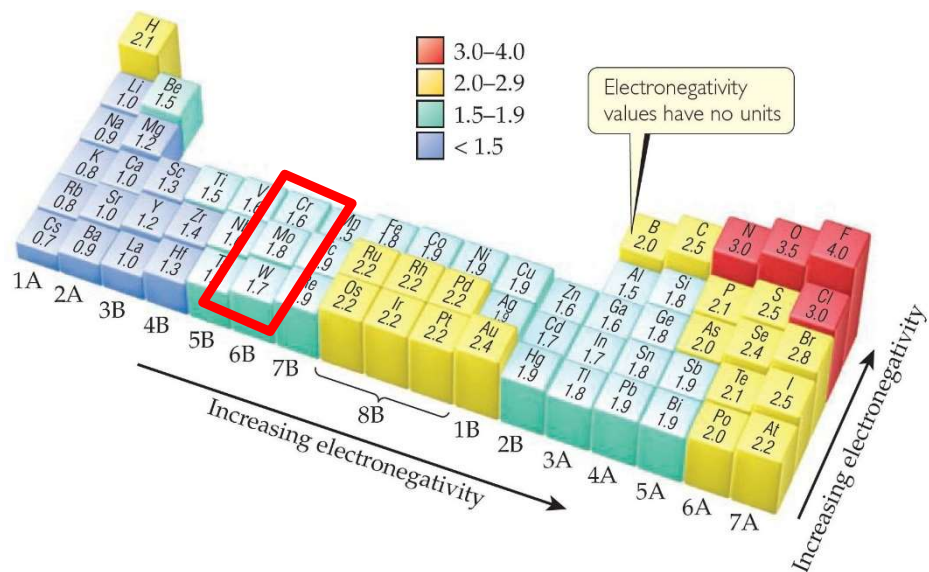
Cr



Mo



W

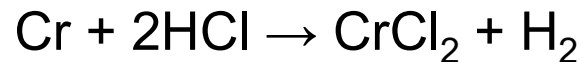


Chrom

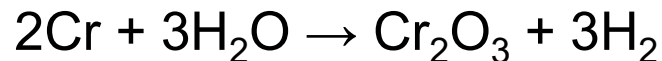
= bílý, lesklý, křehký a neobyčejně tvrdý kov. Chrom je nejtvrdší ze všech kovů, podle Mohsovy stupnice dosahuje tvrdost chromu hodnoty 8,5.

Za normální teploty je chrom značně chemicky odolný a stálý. Za vyšších teplot přímo reaguje s halogeny, kompaktní kovový chrom podle zvolených reakčních podmínek tvoří halogenidy různých typů, práškový chrom reaguje přednostně za vzniku halogenidů typu CrX_3 . Se sírou se slučuje až při teplotách nad 1000°C na směs sulfidů CrS a Cr_2S_3 , s borem, křemíkem, uhlíkem i některými kovy reaguje také při teplotách okolo 1000°C .

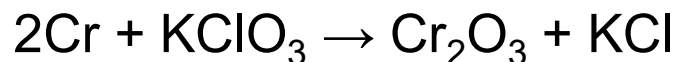
Čistý chrom se nerozpouští v běžných koncentrovaných oxidujících kyselinách ani v lučavce královské. Tato jeho odolnost je způsobena pasivací vrstvou oxidu Cr_2O_3 na povrchu kovu. Mírně znečištěný chrom se rozpouští v kyselině sírové. Chemicky čistý chrom je rozpustný pouze v kyselině chlorovodíkové, produktem reakce chromu s kyselinou chlorovodíkovou je chlorid chromnatý a vodík:



Při teplotě 700°C reaguje s vodní párou:

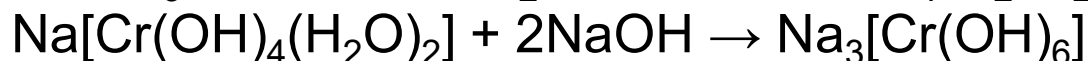
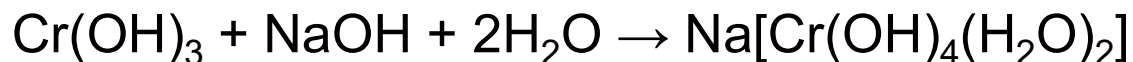


Tavením s oxidačními činidly přechází na oxid chromitý při teplotách okolo 500°C:

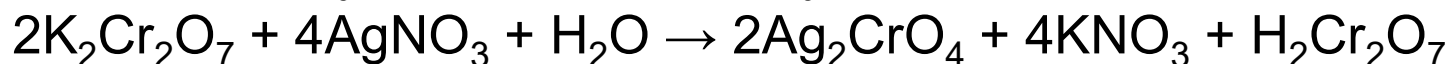


S kyslíkem tvoří žlutý alkalický oxid chromnatý CrO , zelený amfoterní oxid chromitý Cr_2O_3 a hnědočervený kyselý oxid chromový CrO_3 .

Hydroxid chromnatý $\text{Cr}(\text{OH})_2$ je slabě alkalický a s kyselinami reaguje za vzniku chromnaté soli. Hydroxid chromitý $\text{Cr}(\text{OH})_3$ je amfoterní, s kyselinami reaguje za vzniku chromité soli, s hydroxidy alkalických kovů vytváří alkalické hexahydroxochromitany:



Od oxidu chromového se odvozuje silná kyselina chromová H_2CrO_4 a kyselina dichromová $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Obě kyseliny i jejich soli mají silné oxidační účinky. Soli kyseliny chromové - chromany jsou stále pouze v alkalickém prostředí, v kyselém prostředí přecházejí na dichromany. Srážením rozpustných dichromanů kationty stříbra, barya nebo olova vznikají vždy nerozpustné chromany, nikoliv dichromany:



Ve sloučeninách vystupuje chrom nejčastěji jako trojmocný, trojmocný chrom má sklon tvořit četné barevné komplexní sloučeniny s koordinačním číslem 6.

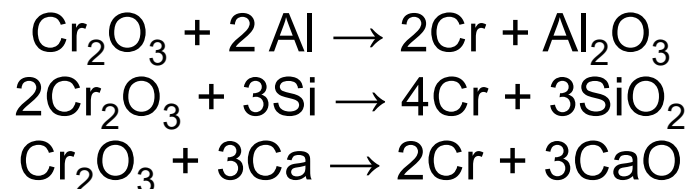
Chromité soli slabých kyselin ve vodných roztocích silně hydrolyzují za vzniku hydroxidu chromitého.

Sloučeniny dvoumocného a šestimocného chromu jsou nestálé. Sloučenin jednomocného, čtyřmocného a pětimocného chromu je známo pouze několik, např. chloristan chromný CrClO_4 , fluorid chromičitý CrF_4 nebo oxid chromičný Cr_2O_5 . Ve sloučeninách typu $[\text{Cr}(\text{CO})_5]^{2-}$ se chrom vyskytuje v oxidačním stupni -II.

V přírodě se chrom vyskytuje nejčastěji v rudách **chromit** $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ a **krokoit** PbCrO_4 .

Pro technické účely se chrom vyrábí jako ferochrom redukcí chromitu uhlíkem v elektrické nebo Martinské peci.

Výroba čistého chromu se provádí z Cr_2O_3 aluminotermicky, redukcí Cr_2O_3 křemíkem nebo vápníkem, redukcí CrCl_3 vápníkem v tavenině BaCl_2 nebo elektrolýzou kyseliny chromové H_2CrO_4 . Průběh redukce oxidu chromitého hliníkem, křemíkem a vápníkem popisují rovnice:

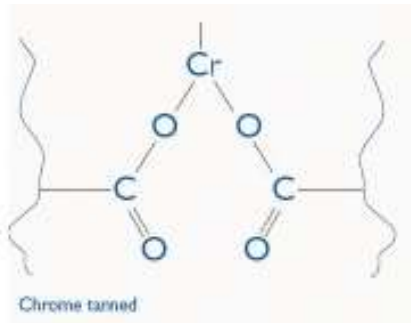


Ve fázi nadějných pokusů je výroba chromu elektrolytickou redukcí Cr_2O_3 pomocí taveniny CaCl_2 , kalciotermická redukce kovů (*FFC metoda*) je popsána při výrobě titanu.

Chrom má značný význam v metalurgii, přídavek chromu do oceli podstatně ovlivňuje žáruvzdornost, tvrdost a odolnost proti chemické a elektrochemické korozi v oxidačním prostředí a používá se při povrchové úpravě kovů. Jako legující prvek má podstatný vliv na kalitelnost vytvrditelných slitin hliníku.

Oxid chromitý se používá jako zelený pigment (*tisk bankovek*), jako součást katalyzátorů pro celou řadu chemických výrob (*syntéza metylalcoholu*) a jako žáruvzdorný materiál na výrobu slévárenských forem.

Chromité soli se využívají v koželužství při chromočinění kůží.



chromium(III) chloride



hydrated crystals



Chromium (VI) trioxide CrO_3



Chromium (III) chloride CrCl_3

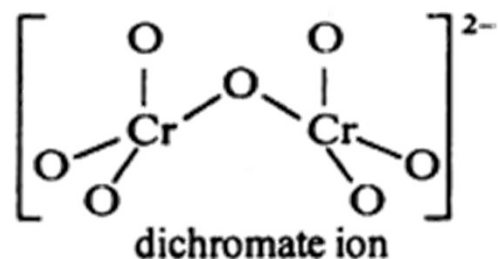
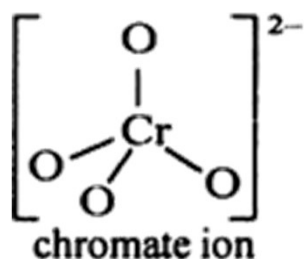


Chromium (III) oxide CrO_2

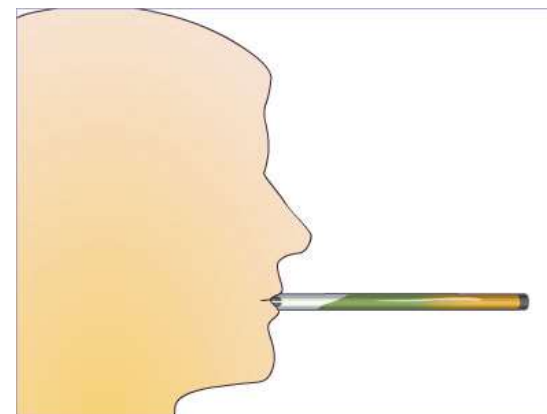
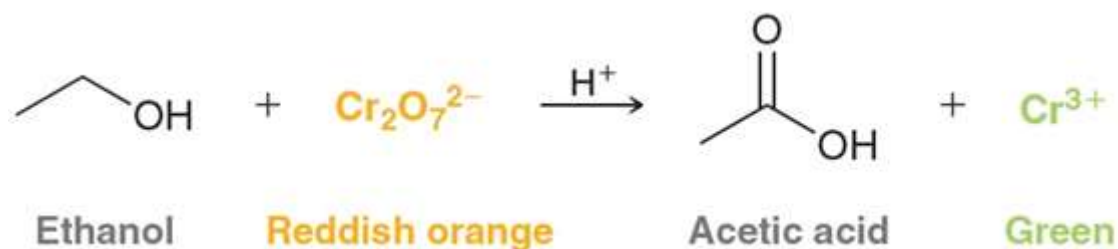


Sodium chromate (II) Na_2CrO_4

Některé **chromany** a **dichromany** slouží jako důležitá oxidační činidla, v organické chemii se používá např. *Jonesova oxidace* sekundárních alkoholů na ketony dichromanem draselným v kyselém prostředí.

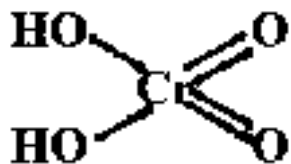
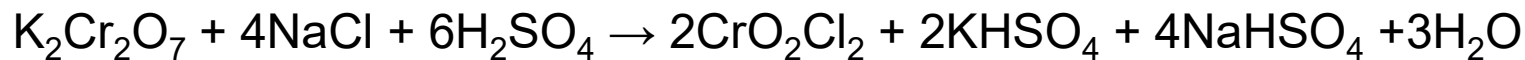


Chroman draselný nebo **dichroman draselný** jsou hlavní součástí detekčních trubiček na alkohol.

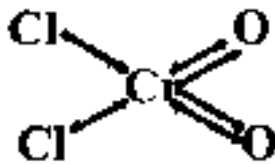


Dichroman amonný $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ a **trichroman amonný** $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ se omezeně využívají v pyrotechnice.

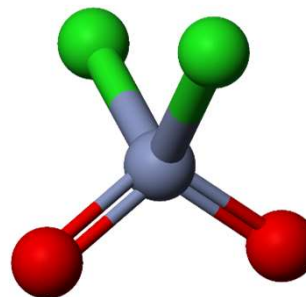
Zajímavou sloučeninou chromu je snadno připravitelný **chlorid chromylu** CrO_2Cl_2 :



Chromic acid



Chromyl chloride



Ten ve směsi s některými běžnými látkami poskytuje zajímavé pyrotechnické efekty.

Rozpustné sloučeniny šestimocného chromu patří mezi významně toxické látky a jsou zařazeny mezi karcinogeny. Dichromany jsou podle zákona v ČR klasifikovány jako vysoce toxické.



Molybden

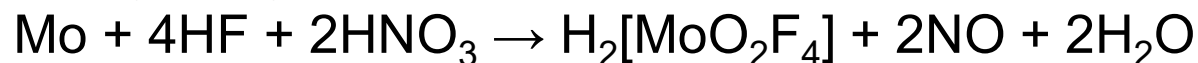
= stříbrobílý, lesklý, značně tvrdý kov. Je znám i v šedé práškové formě.

Molybden je chemicky značně odolný prvek. Za normální teploty reaguje kompaktní kovový molybden pouze s fluorem za vzniku fluoridu molybdenového MoF_6 , s ostatními prvky reaguje pouze za vysokých teplot. Práškový molybden je podstatně reaktivnější, s chlorem se slučuje na chlorid molybdeničný MoCl_5 již za teploty 40°C , s bromem se slučuje za vzniku bromidu molybdenitého MoBr_3 . S oxidem uhelnatým probíhá reakce při teplotě 200°C za vzniku hexakarbonylu $[\text{Mo}(\text{CO})_6]$. S dusíkem se přímo neslučuje, s amoniakem tvoří nitridy Mo_2N a MoN .

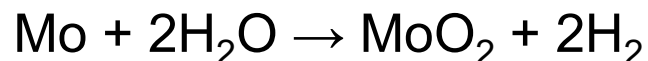
V hydroxidech ani běžných kyselinách se nerozpouští, reakce molybdenu s kyselinou dusičnou probíhá zvolna za vzniku oxidu molybdenového:



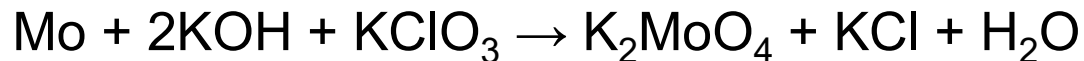
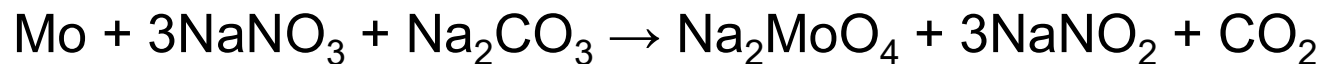
Molybden se nejlépe rozpouští ve směsi koncentrované kyseliny fluorovodíkové a horké koncentrované kyseliny dusičné, reakce probíhá za vzniku komplexní kyseliny:



Reakce molybdenu s vodní párou probíhá při teplotě nad 700°C :



Molybden velmi snadno reaguje s taveninami dusičnanů, chlorečnanů nebo peroxidů alkalických kovů, produktem reakce jsou alkalické molybdenany:



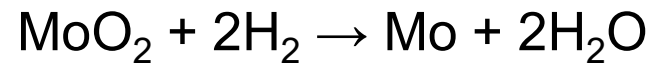
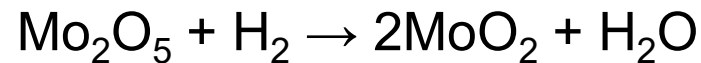
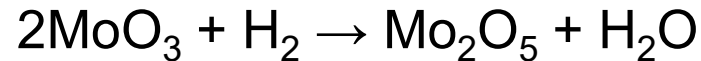
Ve sloučeninách vystupuje molybden v **oxidačních stavech II až VI**. Vyznačuje se silnou afinitou ke kyslíku, kromě oxidů běžného složení tvoří i přechodné oxidy se zajímavou strukturou - Mo_9O_{26} , Mo_8O_{23} nebo $\text{Mo}_{17}\text{O}_{47}$ a řadu dalších.

Od oxidu molybdenového MoO_3 se odvozují molybdenany $[\text{MoO}_4]^{2-}$. Molybdenany v kyselém prostředí snadno přecházejí na složité molybdenany, např. molybdenan sodný Na_2MoO_4 působením kyseliny sírové postupně přechází na heptamolybdenan $\text{Na}_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$, oktamolybdenan $\text{Na}_4\text{Mo}_8\text{O}_{26}$ a dokonce i na hexatriakontamolybdenan oktasodný $\text{Na}_8\text{Mo}_{36}\text{O}_{112}$.

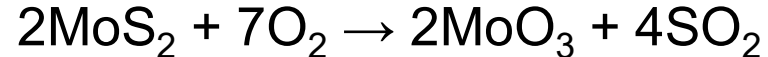
Existují však mnohem exotičtější sloučeniny molybdenu, např. působením hydroxylaminu NH_2OH na okyselený roztok molybdenanu amonného za vysokých teplot je možné získat sloučeninu $(\text{NH}_4)_{25}[\text{Mo}_{154}\text{O}_{420}(\text{NO})_{14}(\text{H}_2\text{O})_{70}]$. Působením hydroxylaminu a některých solí vanadylu je možné získat $(\text{NH}_4)_6[\text{Mo}_{57}\text{V}_6\text{O}_{183}(\text{NO})_6(\text{H}_2\text{O})_{18}]$.

V přírodě se molybden nejčastěji vyskytuje v minerálech **molybdenit** MoS_2 , **wulfenit** PbMoO_4 nebo **powellit** CaMoO_4 .

Výroba molybdenu se provádí redukcí oxidu molybdenového vodíkem ve fluidní peci. Redukce oxidu molybdenového probíhá postupně v jednotlivých teplotních pásmech pece ve třech krocích při teplotách 400 až 1100°C. Postupný průběh redukce znázorňují rovnice:



Produktem redukce je práškový molybden, který se slinováním při teplotě 2400°C převádí do kovové podoby. Oxid molybdenový potřebný k redukcí se připravuje oxidačním pražením molybdenitu při teplotě okolo 700°C:



Z výpražku se těkavý oxid molybdenový odděluje destilací při teplotě 1000°C, nebo vylouhovaním ve vodném roztoku amoniaku, v tomto případě nejprve vznikne rozpustný molybdenan amonný, ze kterého hydrolyzou vznikne kyselina molybdenová. Kyselina molybdenová se termickým rozkladem převede na oxid o vysoké čistotě.

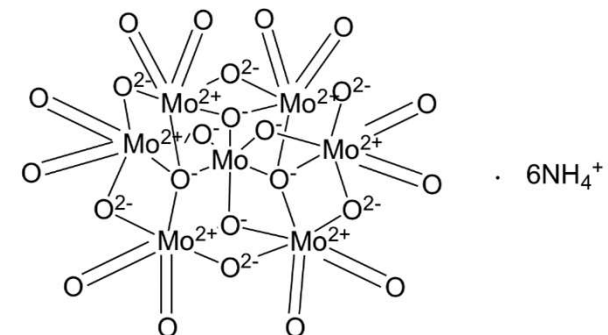
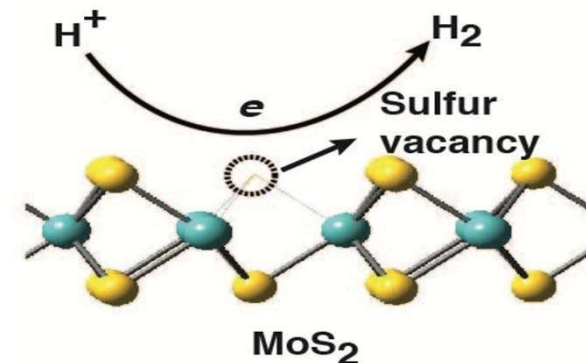
Dalším způsobem přípravy oxidu molybdenového je alkalické tavení molybdenitu v plamenné peci za přítomnosti uhličitanu sodného. Reakcí vzniká molybdenan sodný, který se rozkládá koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou za vzniku oxidu molybdenového.

Pro technické účely se molybden připravuje aluminotermicky jako slitina se železem - feromolybden. Kompaktní molybden o velmi vysoké čistotě se připravuje elektrolýzou eutektické taveniny NaCl, KCl a K_3MoCl_6 . Elektrolýzou MoO_3 rozpuštěného při teplotě $1000^\circ C$ v tavenině $Na_4P_2O_7$, $Na_2B_4O_7$ a NaCl se připravuje čistý práškový molybden.

Molybden nalézá široké uplatnění zvláště v metalurgii pro výrobu speciálních magnetických, rychlořezných a kyselinovzdorných ocelí. Vysokopevné ocele s přísadou molybdenu se využívají zejména ve zbrojním průmyslu. Molybdenové dráty se používají v žárovkách jako nosiče žhavicích vláken a pro výrobu topných odporů do elektrických pecí.

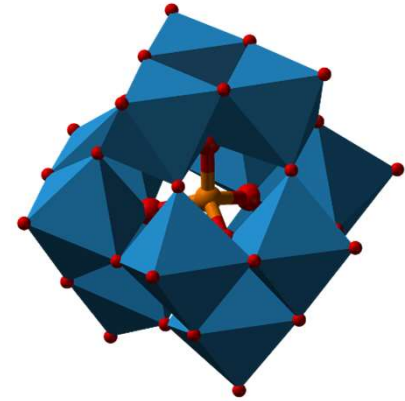
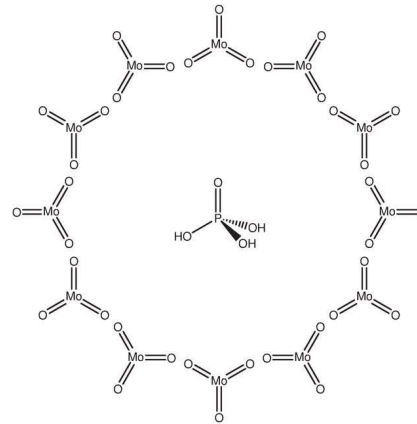
Sulfid MoS_2 se ve směsi s grafitem nebo syntetickými oleji používá jako průmyslové plastické mazivo a jako katalyzátor při výrobě vodíku.

Molybdenan amonný $(NH_4)_2MoO_4$ je důležité analytické činidlo pro důkaz kyseliny fosforečné (*molybdenová soluce*).



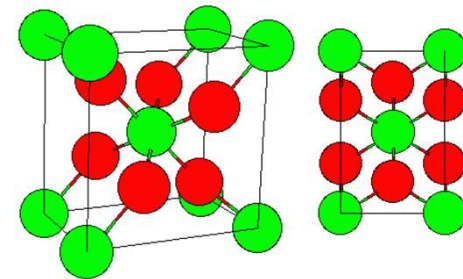
Kyselina fosfomolybdenová

Využívá se k
fotometrickému
stanovení fosforečnanů

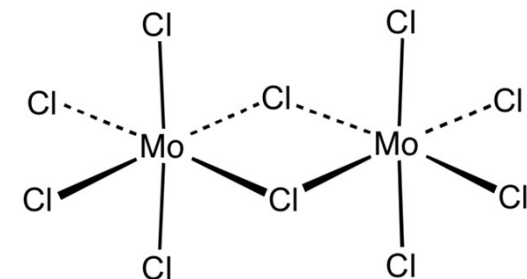


Disilicid MoSi_2 slouží k výrobě žáruvzdorné keramiky a topných těles.

Oxid molybdenový MoO_3 a **oxid molybdeničitý MoO_2** se používají jako katalyzátory některých organických reakcí.



Dimerní chlorid molybdeničitý $\text{Mo}_2\text{Cl}_{10}$ se používá jako chlorační činidlo v organické chemii.

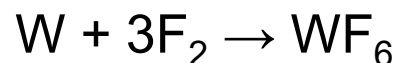


Hexakarbonyl molybdenu $\text{Mo}(\text{CO})_6$ je důležitým činidlem v chemii organokovových sloučenin.

Wolfram

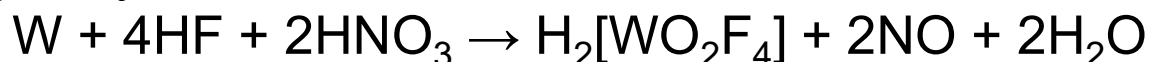
= bílý lesklý kov, který se vyznačuje značnou chemickou odolností. Wolfram je po chromu druhý nejtvrdší kov a má nejvyšší teplotu tání ze všech kovů.

Za laboratorní teploty reaguje pouze s fluorem za vzniku fluoridu wolframového WF_6 :

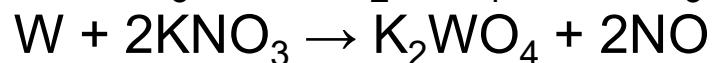
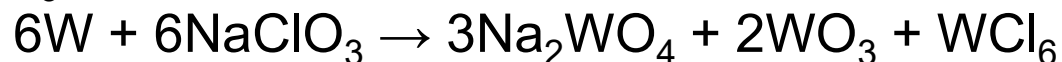


S chlorem reaguje za vzniku chloridu wolframového WCl_6 až za teploty nad $500^\circ C$, se sírou a selenem se slučuje až při teplotách nad $800^\circ C$. S oxidem uhelnatým reaguje práškový wolfram již při teplotě $200^\circ C$ za vzniku hexakarbonylu $[W(CO)_6]$.

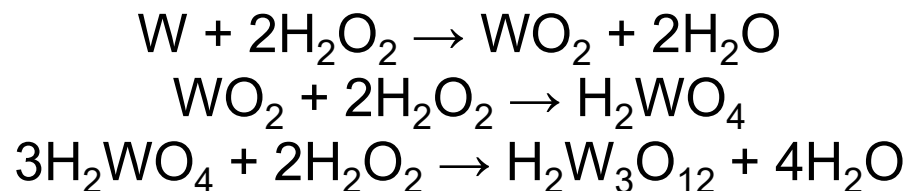
Kompaktní kovový wolfram nereaguje s běžnými kyselinami, s lučavkou královskou a koncentrovanou kyselinou dusičnou reaguje velmi pomalu a pouze na svém povrchu. Nejlepším rozpouštědlem wolframu je horká směs koncentrovaných kyselin dusičné a fluorovodíkové:



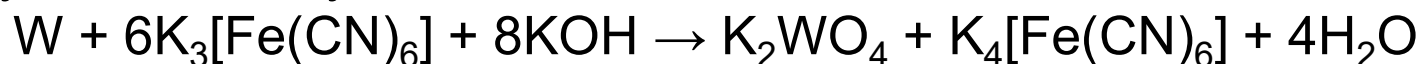
Velmi ochotně reaguje s alkalickými oxidačními taveninami, např. $NaClO_3$, Na_2O_2 nebo KNO_3 za vzniku wolframanů:



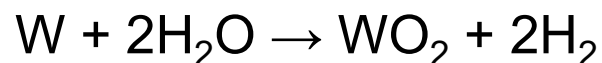
S peroxidem vodíku reaguje práškový wolfram již za normální teploty:



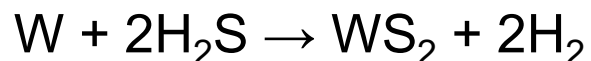
V alkalickém prostředí ochotně probíhá reakce wolframu s hexakynoželezitany:



Wolfram je i za normální teploty silně korodován vodným roztokem chloridu železitého nebo amoniaku a amoniakálními roztoky dvoumocné mědi. Při teplotě 600°C probíhá reakce wolframu s vodní párou:



Při teplotě nad 400°C se wolfram snadno slučuje se sirovodíkem:



Ve sloučeninách vystupuje wolfram nejčastěji v **oxidačním stupni VI** obvykle ve formě wolframanů $[\text{WO}_4]^{-2}$, méně často se vyskytuje jako kation W^{6+} . Sloučenin, ve kterých se vyskytuje šestimocný wolfram ve formě kationu je známo pouze několik, jedná se zejména o fluorid, chlorid, bromid, sulfid a oxid. Kromě běžných oxidů WO_3 a WO_4 vytváří také oxidy poněkud exotických struktur W_4O_{11} nebo $\text{W}_{10}\text{O}_{29}$.

Wolfram má silný sklon k tvorbě komplexních aniontů (parawolframany) se zajímavou strukturou a ještě zajímavějšími názvy. Postupnou kondenzací wolframanů v kyselém prostředí mohou vznikat např.

henikosaoxohydrogenhexawolframany $[\text{HW}_6\text{O}_{21}]^{-5}$,

ditetrakontaoxidihydrogendodekawolframany $[\text{H}_2\text{W}_{12}\text{O}_{42}]^{-10}$ nebo

tetrakontaoxidihydrogendodekawolframany $[\text{H}_2\text{W}_{12}\text{O}_{40}]^{-6}$.

Parawolframam amonný $(\text{NH}_4)_{10}[\text{H}_2\text{W}_{12}\text{O}_{42}] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ slouží k přípravě téměř všech dalších sloučenin wolframu.

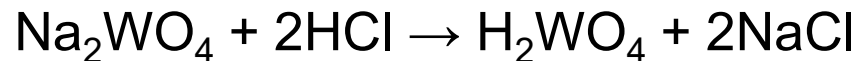
Nejdůležitější wolframové rudy jsou **wolframit** $(\text{Fe},\text{Mn})\text{WO}_4$, **ferberit** FeWO_4 , **hübnerit** MnWO_4 , **scheelit** CaWO_4 a **stolzit** (raspit) PbWO_4 .

Technologie výroby wolframu se skládá ze dvou základních kroků, nejprve probíhá poměrně složitá příprava a rafinace kyseliny wolframové, poté následuje redukce oxidu wolframového na práškový wolfram. Výroba kyseliny wolframové z wolframitu, hübneritu a příbuzných rud začíná flotací a magnetickou separací. Vzniklý rudný koncentrát se nejprve oxidačně praží, pražením se odstraní hlavní příměsi síry a arsenu. Následuje loužení kyselinou sírovou, při kterém se odstraňují další nečistoty, zejména fosfor.

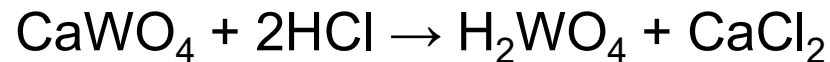
Dalším krokem je tavení rudného koncentrátu se sodou nebo hydroxidem sodným v plamenné peci při teplotě 800-900°C. Při alkalickém tavení vzniká rozpustný wolframán sodný:



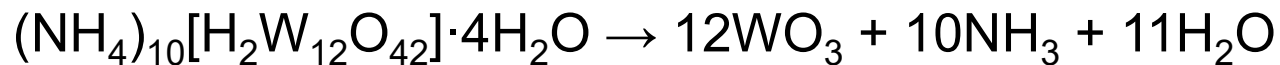
Wolframán sodný se vylouží vodou a podrobí se působení koncentrované kyseliny chlorovodíkové za vzniku žluté sraženiny kyseliny wolframové:



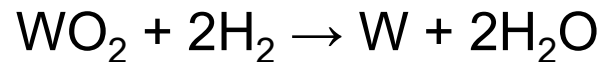
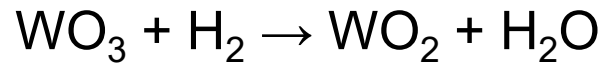
Technologie výroby kyseliny wolframové ze sheelitu je podstatně jednodušší, není nutno používat alkalické tavení, na rudný koncentrát se působí koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou, produktem je přímo kyselina wolframová:



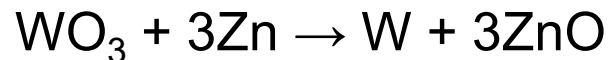
Vysrážená surová kyselina wolframová obsahuje značný podíl železa i dalších nečistot a k získání čistého oxidu wolframového se musí se rafinovat. Obvykle se reakcí s vodným roztokem amoniaku připraví parawolframán amonný $(\text{NH}_4)_{10}[\text{H}_2\text{W}_{12}\text{O}_{42}]$, který se čistí frakční krystalizací. Překrystalizovaný parawolframán se termickým rozkladem převede na čistý oxid wolframový:



Posledním krokem při výrobě wolframu je redukce wolframičitého oxidu na práškový wolfram. Jako redukční činidlo se používá vodík, uhlík nebo zinek. Redukce oxidu wolframového vodíkem probíhá ve dvou stupních:



První reakce probíhá v rozmezí teplot 500-700°C, druhý stupeň redukce probíhá za teploty 1000-1100°C. Redukce oxidu wolframového uhlíkem se provádí v niklových kelímcích při teplotě 1300-1400°C, redukce práškovým zinkem probíhá v redukční atmosféře vodíku nebo oxidu uhelnatého při teplotě 800°C podle rovnice:



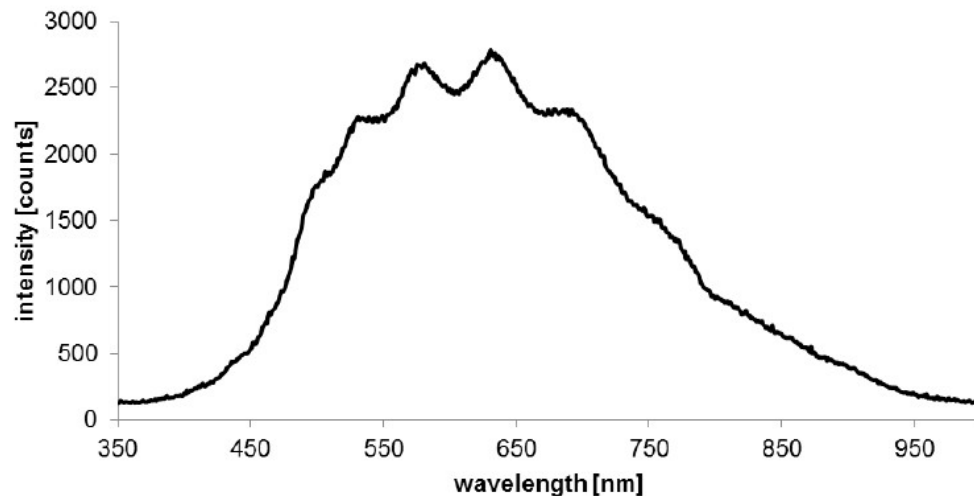
Vzniklý oxid zinečnatý se z reakční směsi odstraní promýváním kyselinou chlorovodíkovou.

Práškový wolfram se slinováním ve vodíkové atmosféře při teplotě 3000°C a kováním převádí na kompaktní kovový wolfram nebo se z něj střídavým působením kyseliny chlorovodíkové a hydroxidu sodného připravuje koloidní wolfram.

Pro běžné technické využití se wolfram obvykle připravuje ve formě slitiny se železem jako **ferowolfram**.



Žárovka funguje na principu zahřívání tenkého, obvykle **wolframového** vodiče elektrickým proudem, který jím protéká. Při vysoké teplotě vlákno žárovky září především v infračervené oblasti, zčásti i ve viditelném světle.



Wolfram nejlépe odolává vysokým teplotám. Aby vlákno neshořelo, je umístěno ve skleněné baňce. U standardních žárovek do 15 W je obvykle baňka vakuovaná, u silnějších žárovek je plněná směsí dusíku a argonu, řidčeji také kryptonem nebo dokonce xenonem. Tyto náplně umožňují vyšší provozní teploty vlákna, omezují jeho stárnutí rozprašováním nebo odpařováním.

Pseudoslitina wolframu s chromem připravená metodami práškové metalurgie slouží k výrobě rychlořezných ocelí.

Pro svou značnou hustotu a vhodné mechanické vlastnosti se wolfram spolu s ochuzeným uranem používá ke konstrukci průbojných protipancéřových projektilů a nachází i další rozsáhlé využití ve zbrojní výrobě.

Těžké slitiny na bázi wolframu se používají ke konstrukci rotorů gyroskopů, rotačních regulátorů nebo vyvažovacích prvků listů vrtulníkových rotorů. Hodnota koeficientu tepelné roztažnosti wolframu je velice blízká koeficientu tepelné roztažnosti tvrzeného skla, wolfram se proto používá ke konstrukci těsnění sklo-kov ve výkonných světelných zdrojích.

Velmi tvrdý **karbid W_2C** spolu s kobaltem tvoří známou tvrdou slitinu ***vidium***.

Karbid wolframu WC se používá k výrobě obráběcích nástrojů, hrotů per a k výrobě protipancéřové munice, jako účinný reflektor neutronů se používá v jaderné technice.

Borid W_2B_5 a silicid WSi_2 se používají jako ochranné povlaky na břity obráběcích nástrojů a na namáhané strojní součásti.

Sulfid wolframičitý WS_2 je využíván jako katalyzátor při hydrokrakování a jako průmyslové mazivo. Jako průmyslové mazivo je využíván také **selenid wolframičitý WSe_2** .

Oxid wolframový na křemelině je katalyzátorem při výrobě ethanolu přímou hydratací ethylenu.

Fluorid wolframový WF_6 je důležitou látkou při výrobě polovodičů.

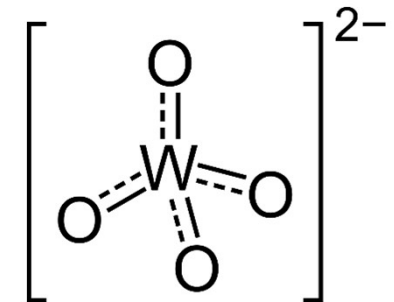


Wolframan barnatý $BaWO_4$ a **wolframan zinečnatý** $ZnWO_4$ jsou bílé pigmenty.

Kyselina wolframová slouží jako žlutý pigment.

Wolframan sodný Na_2WO_4 se používá pro nehořlavé úpravy textilu.

Wolframan vápenatý $CaWO_4$ má luminoformní vlastnosti, využívá se k výrobě zářivek.



Hexakarbonyl wolframu $[W(CO)_6]$ se používá jako katalyzátor polymerace olefinů a k pokovování keramiky.

Skupina vanadu

Group →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↓ Period																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
				* 57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
				** 89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



V



Nb

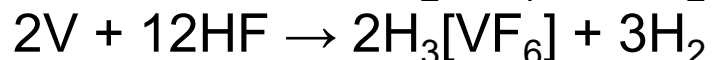
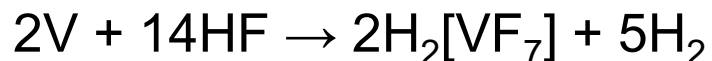


Ta

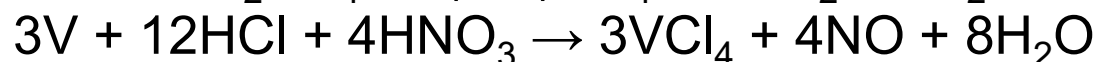
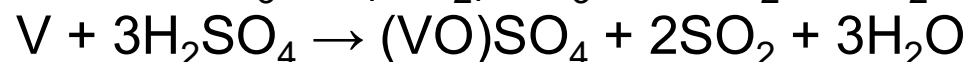
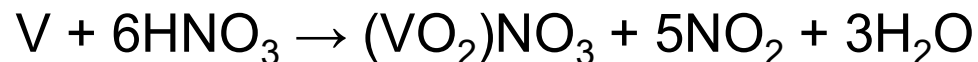
	Vanadium (V)	Niob (Nb)	Tantal (Ta)
Ordnungszahl/ Atommasse	23/50,94	41/92,91	73/180,95
Elektronen- konfiguration / Oxidationsstufen	3d ³ 4s ² / V (III, II)	4d ³ 5s ² / V	5d ³ 6s ² / V
Fp [°C]/D [g·cm ⁻³]	1929/6,09	2470/8,66	3020/16,60
Weltjahres- produktion (1995) [t]	4,0 · 10 ⁴	1,3 · 10 ⁴	1,2 · 10 ³
Wichtige Verbindungen	V ₂ O ₅ (rot- orange) Katalysator bei H ₂ SO ₄ -Syn- these und Abgasreinigung	NbCl ₅ (gelb) gasf.: monomer fest: kanten- verknüpfte Oktaeder	TaC (farblos) Fp.:3985 °C Hartstoff

Vanad

ocelově šedý, výjimečně tvrdý kov. Vanad je prvek na vzduchu stálý, nereaguje s vodou, hydroxidy ani se zředěnými kyselinami. Vanad je značně odolný proti korozivním účinkům mořské vody, práškový vanad je na vzduchu pyroforní. Dobře se rozpouští se v kyselině fluorovodíkové. Reakce vanadu s kyselinou fluorovodíkovou probíhá za vzniku komplexní kyseliny heptafluorovanadičné a vývoje vodíku, reakcí s horkou koncentrovanou kyselinou vznikne komplexní kyselina trihydrogenhexafluorovanaditá:



Vanad reaguje i s horkou koncentrovanou kyselinou dusičnou, sírovou a lučavkou královskou:



S kyslíkem vytváří zásaditý oxid VO a amfoterní oxidy V_2O_3 , VO_2 a V_2O_5 , s vodíkem tvoří hydrid $VH_{0,71}$, s halogeny reaguje za vzniku těkavých a snadno hydrolyzujících halogenidů VF_5 , VCl_4 , VBr_3 a VI_3 .

Reakcí V_2O_5 s alkalickými roztoky vznikají barevné alkalické polyvanadičnany $[V_3O_9]^{9-}$, $[V_4O_{12}]^{4-}$, $[V_{10}O_{28}]^{6-}$ a další. Reakcí oxidu vanadičného s kyselinami vznikají solí vanadylu.

Vodné roztoky solí vanadu jsou obvykle různě zbarvené. Pestrá barevnost vodných roztoků sloučenin vanadu je způsobena tvorbou barevných hydratovaných iontů. Pro **dvojmocný vanad** je typická tvorba fialových iontů $[V(H_2O)_6]^{2+}$, **trojmocný vanad** obvykle vytváří zelené kationty $[V(H_2O)_6]^{3+}$, čtyřmocný vanad tvoří modré $[VO(H_2O)_5]^{2+}$.

Pětimocný vanad v roztocích vytváří celou řadu iontů v závislosti na pH. V alkalickém prostředí tvoří fialové $[V(O_2)_4]^{3-}$, v neutrálním prostředí žluté $[VO_2(O_2)_2]^{3-}$ a v kyselém prostředí červené $[VO(O_2)]^+$. Vanadnaté a vanadité sloučeniny jsou redukční činidla a snadno se oxidují, sloučeniny vanadu v ox. stavech IV a V jsou stabilní.



Aqueous solutions of +2, +3, +4 and +5 ions of vanadium.



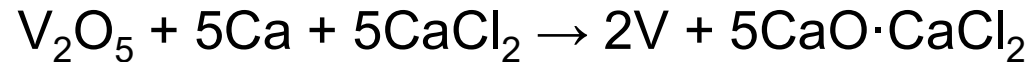
Vanad tvoří i sloučeniny ve kterých se vyskytují v záporném oxidačním stavu - **vanadidy**. Známý je např. hexakarbonylvandid sodný $\text{Na}[\text{V}(\text{CO})_6]$.

V přírodě se vanad nalézá ve více než 200 různých nerostech, pro průmyslové využití mají největší význam **patronit** VS_4 , **vanadinit** $\text{Pb}_5(\text{VO})_4\text{Cl}$, **sulvanit** $3\text{Cu}_2\text{S}\cdot\text{V}_2\text{S}_5$, **karnotit** $\text{K}_2(\text{UO}_2)_2(\text{VO}_4)_2\cdot 3\text{H}_2\text{O}$ a **coulsonit** FeV_2O_4 .



Vanad se nejčastěji vyrábí z odpadů při výrobě železa - strusky, nebo z patronitu. Po technické účely se nejčastěji vyrábí slitina vanadu se železem - **ferovanad**.

Princip výroby vanadu ze železné strusky spočívá v **oxidačním pražení strusky** za přítomnosti Na_2CO_3 nebo NaOH při teplotě okolo 850°C . Vanad tvoří rozpustný vanadičnan sodný NaVO_3 , ze kterého okyselením vzniká oxid vanadičný V_2O_5 . Čistý vanad se vyrábí kalciotermickou redukcí oxidu vanadičného směsí kovového vápníku a chloridu vápenatého při teplotě $900-950^\circ\text{C}$ za zvýšeného tlaku (*postup McKechnie - Seybair*):

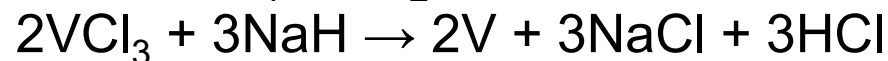
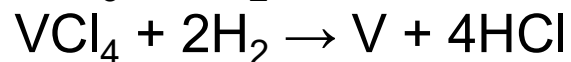
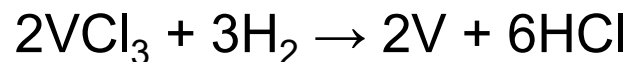


Při výrobě vanadu z patronitu se provádí **tavení rudy v plamenové peci** s přísadou tavidel. Při tom se specificky těžší příměsi usadí, zatímco vanad přechází do strusky, ze které se ve formě ferovanadu získává aluminotermicky.

Postupuje se tak, že se struska obsahující vanad smísí se zrněným hliníkem a železem za přísady tavidel (*kazivce a boraxu*), zahřívá se v kelímcích nebo v šachtové peci do červeného žáru a pak se směs zapálí



Laboratorní příprava velmi čistého vanadu se provádí redukcí chloridu vanaditého nebo vanadičitého vodíkem nebo hydridem sodným:



Největší využití nachází vanad v metalurgii. V množství 0,1 až 0,2 % se přidává do oceli a litiny pro zvýšení pevnosti a pružnosti. Slouží také k výrobě permanentních magnetů.

Karbid vanadu VC se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů.

Nitridy vanadu VN a V₂N slouží k povrchové úpravě mechanicky namáhaných strojních součástí.

Chlorid vanadnatý VCl₂ se používá jako silné redukční činidlo v organické chemii.

Chlorid vanaditý VCl₃ a **bromid vanaditý** VBr₃ vytváří s vodním roztokem kyseliny mekonové intenzivní temně červené zbarvení a využívají se proto jako analytická činidla k důkazu opia.

Chlorid vanadičitý VCl_4 se jako katalyzátor polymerace alkenů využívá v gumárenství.

Fluorid vanadičný VF_5 se jako silné fluorační činidlo používá v organické chemii.

Významné je použití **oxidu vanadičného** V_2O_5 jako katalyzátoru při výrobě kyseliny sírové kontaktním způsobem, při výrobě anhydridu kyseliny ftalové oxidací naftalenu nebo při výrobě antrachinonu oxidací antracenu.

Oxid vanaditý V_2O_3 je velmi účinným katalyzátorem řady hydrogenačních reakcí.

Vanadičnan amonný NH_4VO_3 je katalyzátorem při výrobě kyseliny adipové oxidací cyklohexanolu.

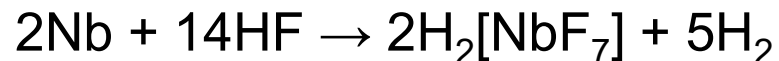
Síran vanadylu (2+) $VOSO_4$ a chlorid vanadylu (3+) $VOCl_3$ se používají jako laboratorní činidla.

Všechny rozpustné sloučeniny vanadu jsou jedovaté.

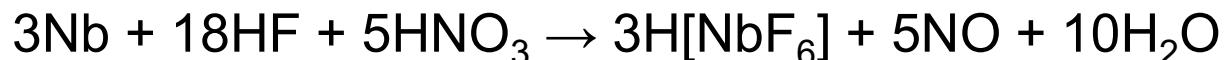


Niob

= šedý, středně tvrdý kov. Niob nereaguje s alkalickými hydroxidy ani s minerálními kyselinami. Reaguje pouze pomalu s kyselinou flourovodíkovou, produktem reakce niobu s HF je komplexní kyselina heptafluoroniobičná a vodík:



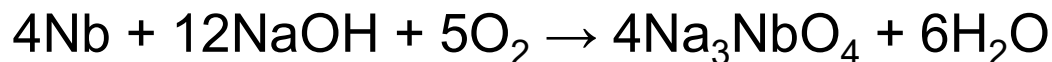
Reakce niobu se směsí koncentrovaných kyselin flourovodíkové a dusičné probíhá za vzniku komplexní kyseliny hexafluoroniobičné:



Práškový niob reaguje s roztoky alkalických hydroxidů:



Za teplot nad 500°C reaguje s taveninami alkalických hydroxidů za vzniku alkalických niobičnanů:



Korozi vzdušným kyslíkem podléhá teprve při teplotě nad 500°C. Za normální teploty se přímo slučuje pouze s fluorem, za vyšších teplot reaguje s chlorem, sírou a selenem. Ve sloučeninách vystupuje niob nejčastěji jako **pětimocný**. Sloučeniny niobu v dalších oxidačních stavech nejsou příliš rozšířené, obvykle se jedná pouze o chloridy a oxidy.

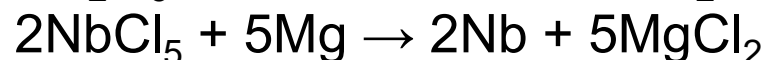
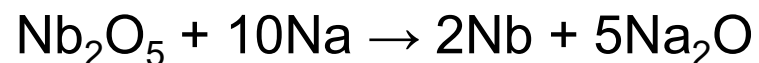
Ze všech známých prvků má niob nejvyšší bod supravodivosti - 9,25 K, niob je supravodič II. typu. Jemně rozptýlený práškový niob je explozivní a pyroforní.

V přírodě se niob nalézá v různých nerostech, vždy současně s tantalem, v malé míře doprovází některé cínové rudy (kassiterit). Nejdůležitějšími minerály niobu jsou **tantalit** $(\text{Mg,Fe})(\text{Ta,Nb})_2\text{O}_6$, **kolumbit** $\text{Fe}^{2+}\text{Nb}_2\text{O}_6$ a **fergusonit** $(\text{Ce,La,Nd,Y})\text{NbO}_4$, ale rozhodující význam pro průmyslovou těžbu má dnes brazilský **pyrochlor** $(\text{Ca,Na})_2\text{Nb}_2\text{O}_6(\text{OH,F})$.

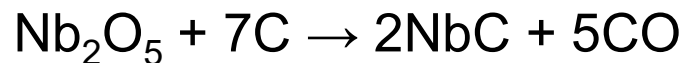
Průmyslová **výroba niobu z tantalitu** se provádí společně s výrobou tantalu. Na rudný koncentrát se působí horkou směsí kyseliny fluorovodíkové a sírové, niob a tantal přecházejí do roztoku jako komplexní fluoridy $\text{H}_2[\text{NbOF}_5]$ a $\text{H}_2[\text{TaF}_7]$. Separace obou kovů se provádí frakční krystalizací (*de Marignacův proces*) nebo častěji selektivní extrakcí cyklohexanolem nebo metylizobutylketonem. Z rozpouštědel se ve vodném prostředí niob vysráží přidávkem fluoridu draselného jako nerozpustný oxopentafluoroniobát draselný $\text{K}_2[\text{NbOF}_5]$.

Stále větší význam dnes získává o mnoho jednodušší **výroba niobu z pyrochloru**, při které není nutná složitá separace tantalu. Po rozpuštění v kyselině fluorovodíkové se z roztoku niob vyloučí působením vodného roztoku amoniaku jako nerozpustný oxid niobičný. Pyrochlor se také zpracovává Krollovou metodou, tj. chlorací, při které niob přechází na chlorid niobičný s jeho následnou redukcí pomocí hořčíku. V minulosti se menší množství niobu získávalo také ze strusky po výrobě cínu z některých druhů asijských cínových rud.

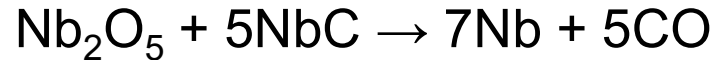
Čistý **kovový niob** se získává tavnou elektrolýzou směsi $K_2[NbOF_5]$ a NaCl, redukcí oxidu niobičného sodíkem nebo redukcí chloridu niobičného hořčíkem:



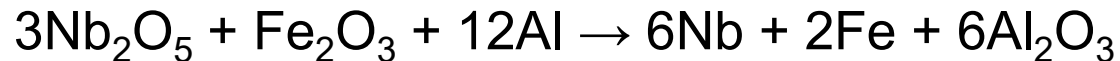
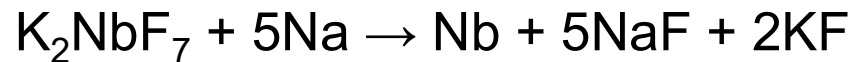
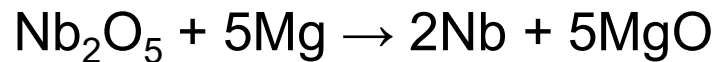
Mezi další způsoby výroby kovového niobu patří redukce oxidu niobičného uhlíkem, která se provádí při teplotě 1600-1800°C v indukční nebo odporové elektrické peci. Pracuje se za vysokého vakua. Vstupní surovinou jsou pelety vyrobené slisováním stechiometrického množství oxidu niobičného a sazí. Jako pojivo se používá obvykle cukr nebo kafr. Nejprve probíhá reakce:



Po vychlazení se pelety s obsahem karbidu rozemelou na prášek, po smísení s dalším podílem oxidu se opět peletují. Ve vysokofrekvenční elektrické peci při teplotě 2100°C a ve vakuu probíhá reakce:



Práškový niob se vyrábí **redukcí** oxidu niobičného **kovovým hořčíkem**, redukcí heptafluoroniobičnanu draselného K_2NbF_7 **sodíkem**, technický niob pro legování ocelí (*feroniobium*) se vyrábí **aluminotermickou redukcí** směsi oxidu niobičného a oxidu železitého:



Niob je důležitou feritotvornou přísadou do legovaných ocelí, díky své afinitě k uhlíku zabraňuje vzniku karbidů chromu v oceli a tím omezuje tvorbu mezikrystalické koroze. Niobové nerezavějící oceli s 0,5 - 1 % Nb jsou žáruvzdorné a korozivzdorné a zhotovují se z nich lopatky plynových turbín a proudových motorů. Z ocelí s obsahem 1 až 4 % Nb se vyrábí tvrdé břity obráběcích nástrojů. Niob je hlavní složkou slitin pro výrobu kardiostimulátorů, kostních implantátů, nebo kontejnerů na radioaktivní odpad a pro výrobu chladících potrubí pro jaderné reaktory chlazené kapalným sodíkem nebo draslíkem.

Niob a jeho sloučeniny nachází uplatnění zejména ve sklářství.

V malém množství se ve formě **oxidu niobičného** Nb_2O_5 přidává ke sklovině při výrobě některých druhů optického skla.

Fluorid niobičný NbF_5 slouží jako katalyzátor rozkladu kovových hydridů, využívaných k uskladňování vodíku.

Velice tvrdý **karbid niobu** NbC se používá k výrobě řezných nástrojů.

Nitrid niobitý NbN slouží k výrobě detektorů fotonů a infračerveného záření.

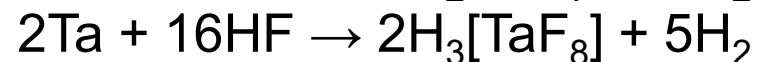
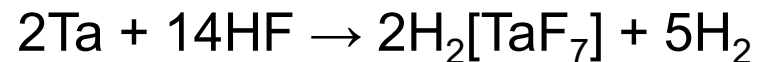
Některé slitiny a sloučeniny niobu se používají k výrobě supravodivých materiálů. Mezi supravodiče patří např. slitiny niobu s titanem nebo zirkoniem. Ze sloučenin mají supravodivé vlastnosti např. Nb_3Sn , Nb_3Al a Nb_3Ge .

Tantal

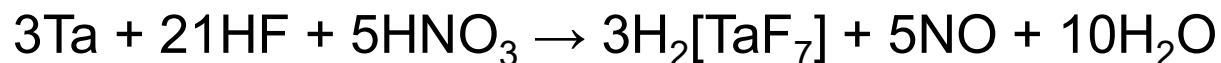
= platinově šedý, značně tvrdý, neobyčejně tažný kov. Má mimořádnou chemickou odolnost, za normální teploty reaguje pouze s fluorem, při vysokých teplotách se přímo slučuje i s chlorem a sírou.

Ve sloučeninách vystupuje tantal téměř výhradně jako **pětimocný**, ze sloučenin tantalu v nižším mocenství jsou obvyklé pouze chloridy.

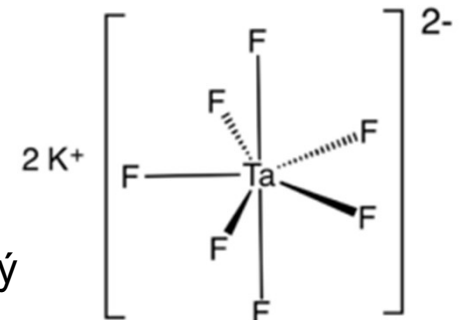
Kompaktní kovový tantal se nerozpouští v žádné minerální kyselině, nereaguje ani s alkalickými hydroxidy. Pomalu reaguje pouze s kyselinou fluorovodíkovou, produktem reakce tantalu se zředěnou HF je komplexní kyselina heptafluorotantaličná a vodík, s koncentrovanou kyselinou fluorovodíkovou tantal reaguje za vzniku komplexní kyseliny trihydrogenoktafluorotantaličné:



Nejlépe se však rozpouští ve směsi koncentrovaných kyselin fluorovodíkové a dusičné:



heptafluorotantaličnan draselný



V přírodě se tantal nachází jako ryzí kov a v minerálech **tantalit** $(\text{Fe,Mn})\text{Ta}_2\text{O}_4$, **kolumbit** $(\text{Fe,Mn})(\text{Nb,Ta})_2\text{O}_6$ a **niobit** vždy v doprovodu niobu.

Coltan je průmyslový název kolumbitu-tantalitu, matně černé rudy, ze které se získávají prvky niob a tantal. Coltan se ve velkých množstvích nachází v Kongu, kde se odhaduje 80 procent celosvětových zásob.

K jeho získávání jsou v Kongu různými ozbrojenými skupinami využíváni vesničané, četně dětí. Takto vytěžený coltan se často ze země pašuje.



Při rafinaci se z coltanu stává teplotně odolný prášek s vysokou permitivitou. Tantal z coltanu je důležitou součástí při výrobě kondenzátorů, používaných při výrobě malých elektronických součástek, zejména mobilních telefonů, notebooků a ostatních elektronických přístrojů.

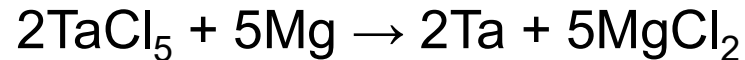
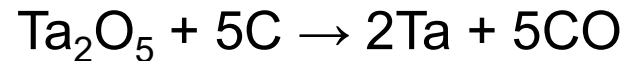
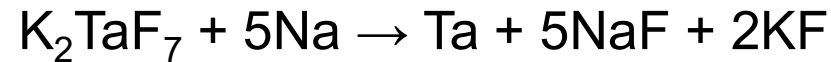
Výroba tantalu a niobu se provádí dvěma základními způsoby, obvyklejší je **hydrometalurgický postup**, který spočívá v loužení rudného koncentrátu horkou směsí kyseliny fluorovodíkové a sírové. Méně používaný je **pyrometalurgický postup**, který se provádí tavením rudného koncentrátu s hydroxidy alkalických kovů, sodou nebo potaší.

V prvním případě přechází tantal a niob do roztoků, z nichž krystalizují komplexní fluoridy K_2TaF_7 a K_2NbF_7 . V druhém případě vznikají alkalické niobičnany a tantaličnany Na_5NbO_5 a Na_5TaO_5 , ze kterých působením kyseliny chlorovodíkové vznikají hydratované oxidy $Ta_2O_5 \cdot xH_2O$ a $Nb_2O_5 \cdot xH_2O$.

K separaci jednotlivých kovů se v minulosti používal de Marignacův krystalizační postup, který využíval rozdílné rozpustnosti komplexních fluoridů ve vodě, v současnosti se v průmyslovém měřítku k oddělení tantalu a niobu využívá selektivní kapalinová extrakce do organických rozpouštědel nebo se k separaci obou kovů využívá iontomeničů.

Menší množství tantalu se získává z odpadních strusek po výrobě cínu z některých druhů asijského kasiteritu.

Kovový tantal se získává elektrolýzou taveniny K_2TaF_7 , redukcí K_2TaF_7 sodíkem, vakuovou redukcí $Ta_2O_5 \cdot xH_2O$ uhlíkem za vysokých teplot nebo Krollovou metodou redukcí chloridu tantaličného hořčíkem v elektrické peci:



Tantal se používá k výrobě elektrických kondenzátorů, chirurgických nástrojů a vláken elektronek. V některých případech tantal nahrazuje platinu. Slitiny legované tantalem se používají ke konstrukci tepelně a chemicky namáhaných zařízení pro petrochemii, spřádací trysky, plynové turbíny, jadernou energetiku a metalurgii kovů vzácných zemin.

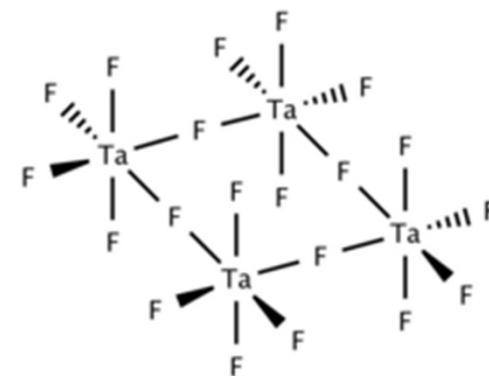
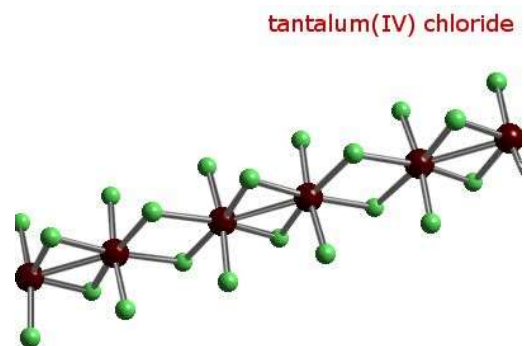
Směsný **karbid TaC·ZrC** má nejvyšší teplotu tání ze všech doposud známých látek (přes 4000 °C).

Směsné karbidy TaNbC, WTiTaC a WTiTaNbC se používají na výrobu rezných nástrojů a k povrchové úpravě zubů rýpadel a pracovních ploch průmyslových mlýnů a drtičů.

Borid Ta₃B₄ je extrémně tvrdý (*Vickers 30 GPa*) a odolný oxidaci a minerálními kyselinami do teploty 700°C, používá se pro povrchovou úpravu tepelně a chemicky namáhaných dílů.

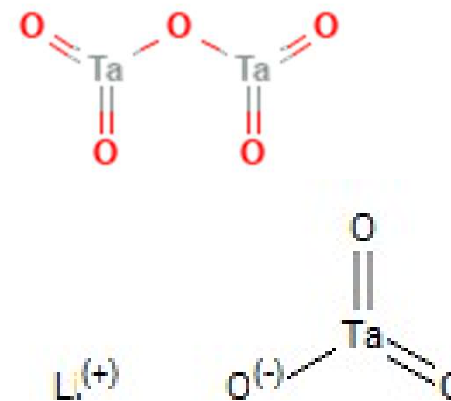
Intermetalická sloučenina tantalu a hliníku **TaAl₃** slouží k povrchové úpravě zrcadel pracujících v IR oboru spektra.

Fluorid tantaličný TaF₅ a
chlorid tantaličný TaCl₅
katalyzují alkylační
reakce.



Oxid tantaličný Ta₂O₅ se používá jako přísada pro zvýšení indexu lomu při výrobě optického skla.

Tantaličnan lithný LiTaO₃ má piezoelektrické vlastnosti a slouží se ke konstrukci elektromechanických filtrů s povrchovou akustickou vlnou (*SAW filtr*), které se používají v elektrotechnice a slouží k výrobě senzorů termokamer.



Stále populárnější je využití tantalu v klenotnictví, speciální využití nachází tantal při konstrukci pláštěů protipancéřové munice.