

**MASARYKOVA UNIVERZITA  
PEDAGOGICKÁ FAKULTA  
KATEDRA CHEMIE**

**SKUPINA VANADU A SKUPINA  
CHROMU**

*Seminární práce*

**Brno 2016**

**Vypracovala: Aneta Gregorová 447872**

# 1. Úvod

Prvky v těchto skupinách jsou velmi rozsáhlé a většina se vyskytuje v nerostech. Některé z nich se využívají v ocelářství, v lékařství nebo i v průmyslu.

V této seminární práci bych vás ráda seznámila se skupinou vanadu a skupinou chromu. Obecně o skupině vanadu, vanad a jeho sloučeniny, niob a tantal a jejich sloučeniny. Dále obecně o skupině chromu, chrom a jeho sloučeniny, molybden a jeho sloučeniny. Také i wolfram a jeho sloučeniny a nakonec uran a proč se chemicky řadí do této skupiny.

## 2. Skupina vanadu

Skupina vanadu patří do 5. skupiny. Řadí se sem vanad, niob a tantal. Též do ní bývá přiřazováno protaktinium, které patří do aktinoidů. Dále sem patří prvek s atomovým číslem 105, který je uměle syntetizovaný.

Vanad je velmi rozšířený prvek a vyskytuje se v minerálech jako je například patronit  $VS_4$ , vanadit  $3Pb_3(VO_4)_2$  a karnotit  $K(VO_2)VO_4 \cdot \frac{3}{2}H_2O$ . Vanad je biogenní prvek a je také obsažen v ropě nebo uhlí.

Elektronová konfigurace valenční sféry těchto prvků je  $ns^2(n-1)d^3$ . Podle Klikorky (1985) formální ztrátou všech pěti elektronů valenční sféry získají elektronovou konfiguraci vzácných plynů a nabývají maximálního oxidačního stavu. U 5. skupiny je tento nejvyšší oxidační stav nejstabilnější. Především vanad také lehce dosahuje oxidačního stavu nižší a chová se jako přechodný kov. Variabilita oxidačních stavů je docela méně vyvinuta u niobu a tantalu. Tyto dva prvky jsou si navzájem chemicky velmi blízké. Důvodem jsou malé rozdíly v atomových i iontových poloměrech obou prvků, nepatrný rozdíl hodnot elektronegativity a malá ochota stabilizovat se v nižších oxidačních stavech (Klikorka, 1985).

U iontové vazby není možný nejvyšší oxidační stav. V elementárním stavu jsou vanad, niob a tantal poměrně ušlechtilé. Když je povrch těchto tří prvků ve styku s vodou a s roztoky kyselin, tak se pasivuje. Z tohoto důvodu mají tyto prvky velkou odolnost vůči oxidujícím kyselinám.

## 2.1. Vanad

Vanad se značí V a jeho latinský název je Vanadium. Jeho protonové číslo je 23 a nachází se ve 4. periodě a v 5. skupině. V roce 1801 vanad objevil Andrés Manuel del Rio a pojmenován byl podle norské bohyně lásky a krásy Freye, která měla přídomek Vanadis (Jančář, 2015).

Jeho barva je ocelově šedá a je to neobyčejně tvrdý kov, který se dá leštit a brousit. Má velmi vysokou teplotu tání a poměrně malou hustotu. Podle Remyho (1971) v kompaktním stavu nereaguje za obvyčejné teploty se vzduchem, s vodou ani s alkalickými louhy. Rozpouští se v silně oxidujících kyselinách, jako je například lučavka královská nebo kyselina dusičná.

Elektronová konfigurace valenční sféry je  $4s^2 3d^3$ . Oxidační čísla tohoto prvku jsou  $-I$ , 0, I, II, III, IV a V. Nejvíce stabilní je s oxidačním číslem V, protože jeho elektronová konfigurace je  $4s^2 3d^0$ . Toto platí hlavně, když jeho vazební partnery jsou atomy, které jsou vysoce elektronegativní. Při oxidačním stavu V je vanad diamagnetický a při nižším je naopak paramagnetický a barevný. Když má vanad oxidační čísla V, IV nebo III, tak je ve formě oxokomplexů, hydroxokomplexů nebo aquakomplexů ve vodném roztoku. Avšak sloučeniny  $V^{II}$  ve vodném roztoku jsou značně nestabilní, neboť redukují protony na elementární vodík (Klikorka, 1985).

Elementární vanad je odolný vůči působení kyselin a vodních roztoků hydroxidů. Snadno rozpustný je v kyselině fluorovodíkové a méně rozpustný je v koncentrovaných oxidujících kyselinách avšak pouze za horka. Za vývoje vodíku a vzniku vanadičnanů se vanad rozpouští v taveninách hydroxidů alkalických kovů.

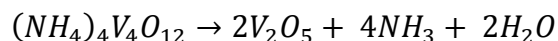
Vanad se technicky připravuje z patronitu. Tato ruda obsahuje hlušiny. Příprava tohoto prvku není snadná, takže se připravují jeho slitiny pro technické účely. Nejčastější slitina se nazývá ferovanad a je to slitina železa s vanadem.

Kovový vanad se používá v ocelářství a železářském průmyslu. Dále se používá k výrobě leteckých a automobilových motorů.  $VCl_2$  se používá jako silné redukční činidlo a VC se využívá k výrobě žáruvzdorných materiálů.

Mezi oxidy vanadu patří oxid vanadičný  $V_2O_5$ , oxid vanadičný  $VO_2$ , oxid vanaditý  $V_2O_3$  a oxid vanadnatý VO. Oxid vanadičný má kovalentní charakter s kyselými vlastnostmi a jeho barva je žlutočervená. Oxid vanadnatý je iontový, bazický a jeho barva je černá.

Další dva oxidy vytváří přechod mezi oxidem vanadičným a vanadnatým. Barva VO<sub>2</sub> je tmavě modrá a V<sub>2</sub>O<sub>3</sub> má černou.

Oxid vanadičný vzniká dvěma způsoby. První je termický rozklad tetravanadičnanu amonného:



Druhý způsob je spalováním vanadu v kyslíku. Podle Klikorky (1985) se ostatní oxidy získávají poměrně snadno redukcí V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> oxidem siřičitým, vodíkem nebo kovovým vanadem. U vanadu jsou známy dvě kyseliny vanadičné - HVO<sub>3</sub> a H<sub>2</sub>V<sub>2</sub>O<sub>11</sub>. Tyto kyseliny jsou především známy jako chemická individua.

Velmi zajímavá je stabilita vanadu. Fluor, který má velkou elektronegativitu, zvládne stabilizovat vanad v nejvyšším oxidačním stavu. Sem patří například sloučeniny VF<sub>5</sub>, VF<sub>4</sub> a VF<sub>3</sub>. V nižších oxidačních stavech nebyly připraveny fluoridy vanadu. Naopak je to u jodu. Ten zvládne stabilizovat vanad v nižších oxidačních stavech, a proto jsou známy VI<sub>3</sub> a VI<sub>2</sub>.

Podle Klikorky (1985) patří ke stálým sloučeninám vanadu síran vanaditý, podvojně sírany vanadité typu Me<sup>I</sup>V<sup>III</sup>(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> · 12H<sub>2</sub>O, sulfidy a polysulfidy vanadu v různých oxidačních stavech a zejména jeho karbidy a nitridy, které mají intersticiální uspořádání mřížek a jsou velmi tvrdé a netěkavé.

Mezi organokovové sloučeniny patří karbonyly a cyklopentadieny. Příkladem karbonylů je třeba [V(CO)<sub>6</sub>] a u cyklopentadienů je to [(□<sup>5</sup> - C<sub>5</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>V], [(□<sup>5</sup> - C<sub>5</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>VY] a [(□<sup>5</sup> - C<sub>5</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>VY<sub>2</sub>], kdy Y = Cl, alkyl, aryl a jiné.

## 2.2. Niob a tantal

Niob značící se Nb se latinsky nazývá Niobium. Nachází se v 5. periodě a v 5. skupině. Jeho protonové číslo je 41. Tento prvek byl v roce 1801 Charlesem Hatchettem a je pojmenován podle nerostu niobitu a nebo podle Tantalovy dcery Niobe.

Niob je šedý kov, který je na vyleštěných plochách bílý. Je středně tvrdý a má nižší teplotu tání a varu než tantal. Jeho nerosty se vyskytují na četných místech v menších množstvích. Nejdůležitější nerost je niobit neboli columbit.

Elektronová konfigurace valenčních sfér tohoto prvku je  $5s^2 4d^3$ , ale pro energeticky výhodnější uspořádání je konfigurace přesmyknuta na  $5s^1 4d^4$ . Touto změnou není niob ovlivněn. Nejsnadnější oxidační stav je V a nižší oxidační stav je málo obvyklý a nestálý.

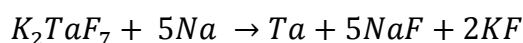
Technicky se dnes kovový niob připravuje převážně reakcí karbidu niobu s jeho kysličníky při teplotách okolo 2000 °C ve vysokém vakuu (Remy, 1971).

Tantal se značí Ta a jeho latinský název je Tantalum. Jeho protonové číslo je 73. Nachází se v 6. periodě a v 5. skupině. Anders Gustaf Ekeberg ho objevil v roce 1802. Tento prvek je pojmenován podle nerostu tantalitu nebo podle Diova syna řeckého krále Tantara (Jančář, 2015).

Tantal je platinově šedý kov, který je těžký, lesklý a poměrně tvrdý. Je neobvykle tažný a má vysokou teplotu tání. Také u něj platí, že čím je větší, tím je také čistší. Jeho nerost tantalit se vyskytuje pouze v nepatrných množstvích.

Elektronová konfigurace valenčních sfér tantalu je  $6s^2 5d^3$ . Stejně jako niob nabývá oxidační stav V a nižší oxidační stav je málo obvyklý a nestálý.

V železných nádobách se zahříváním tantalových rud s hydrosíranem draselným provádí rozklad tantalu. Poté se tavenina vylouhuje vroucí vodou a kyselinou fluorovodíkovou se rozpustí zbylé práškové tantaličné kyseliny. Nakonec frakční krystalizací fluorotantaličnanu draselného se získá tantal:



Protože kovový tantal má výborné mechanické vlastnosti spojené s mimořádnou chemickou odolností, velmi dobře se osvědčil pro výrobu chirurgických a zubolékařských nástrojů, například hrotů, pinzet, kanyl, jehel (Remy, 1971). Dále se vyrábějí tantalová psací pera, která se skoro vyrovnají zlatým perům s iridiovým hrotem. Také se používá k výrobě tavicích kelímků.

Elementární niob a tantal jsou velmi odolné k působení kyselin a koncentrované oxidující kyseliny je dokonce ani za horka nerozpouštějí (Klikorka, 1985). Také odolávají působení lučavky královské, ale kyselina fluorovodíková je rozpouští.

Nejvyšší oxidační stav získá niob a tantal v halogenidech a jsou to velmi stálé látky. Nižší oxidační stav má niob i tantal v poměrně stálých oxidech jako je  $NbO_2$ ,  $NbO$  a  $TaO_2$ . Ty se připravují redukcí  $Nb_2O_5$  a  $Ta_2O_5$  vodíkem nebo hořčíkem. Halogenidy typu  $NbY_4$  a  $TaY_4$ , kdy Y je fluor nebo chlor, se řadí mezi stabilní látky. Podle Klikorky (1985) jsou stejně

jako u vanadu významnými sloučeninami niobu a tantalu karbidy NbC a TaC, které jsou používané v obráběcí technice pro svou velkou tvrdost a tepelnou stálost.

### 2.3. Protaktinium

Protaktinium se značí Pa a jeho latinský název je Protactinium. Tento prvek byl objeven v roce 1917 a objevil ho Otto Hahn a Lise Meitnerová. Jeho název pochází z řeckého slova protos.

Je to radioaktivní prvek a slučuje se s halogenidy. V přírodě se vyskytuje hned po radiu v největším množství a vzniká při radioaktivním rozpadu uranu jako jeho produkt.

Tento prvek patří mezi aktinoidy a jeho elektronová konfigurace valenční sféry je  $7s^2 5f^2 6d^1$ . Avšak svým chemickým chováním je blíže k prvkům patřícím do skupiny vanadu.

## 3. Skupina chromu

Skupina chromu patří do 6. skupiny a obsahuje tři kovy. Je to chrom, molybden a wolfram. Svým chemickým chováním se k nim přiřadí i uran, který je řazen mezi aktinoidy.

Elektronová konfigurace valenční sféry je  $ns^2 (n - 1)d^4$ . U chromu a molybdenu dochází k přesmyknutí na  $ns^1 (n - 1)d^5$ . Toto přesmyknutí nemá vliv na chemické chování obou prvků. Ke stabilizaci dochází odtrhnutím šesti elektronů, čímž vzniká konfigurace vzácného plynu a dochází k dosažení maximálního oxidačního stavu VI. Tento oxidační stav je stav nejstálější a je uskutečněn kovalentní vazbou a nikdy iontovou. Sloučeniny  $Cr^{II}$  jsou silná oxidovadla, ale u sloučenin molybdenu a wolframu je působení mnohem menší.

Prvky této skupiny jsou typickými představiteli přechodných kovů, neboť dosahují mnoha dalších oxidačních stavů. Odolnost kovů skupiny chromu proti působení chemických prvků a sloučenin vzrůstá s rostoucím atomovým číslem prvku, tedy od chromu k wolframu (Klikorka, 1985). Se všemi halogenidy reaguje například chrom, ale molybden nereaguje s jodem a wolfram je dokonce odolný vůči působení jodu i bromu při vyšších teplotách. Ani jeden z těchto prvků nereaguje s vodíkem.

Aktinoid uran je neušlechtilý kov, který je velmi reaktivní a značně elektro pozitivní.

### 3.1. Chrom

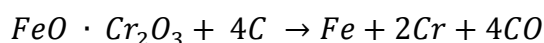
Chrom, který se značí Cr, má latinský název Chromium. Nachází se v 4. periodě a v 6. skupině. Jeho protonové číslo je 24. V roce 1797 byl objeven Nicolasem LouiSEM Vauquelinem. Chrom je pojmenován podle řeckého chroma, což znamená barva.

Tento prvek je bílý kov, který je lesklý, tvrdý a křehký. Má velmi vysokou teplotu tání, ale teplota varu je nižší. Též je chemicky velmi odolný za obvyčejné teploty a neoxiduje se na vzduchu ani za přítomnosti vlhkosti. Podle Remyho (1971) je nejdůležitější rudou chromit, což je podvojná sloučenina kysličníku železnatého a chromitého  $FeO \cdot Cr_2O_3$ .

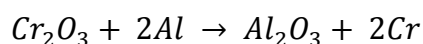
Elektronová konfigurace valenční sféry je  $4s^1 3d^5$ . Oxidační čísla tohoto prvku jsou -II, -I, 0, I, III, IV, V, VI. Nejstálější a nejběžnější oxidační stav je VI, u kterého je konfigurace  $d^0$ , a III, který má konfiguraci  $d^3$ .

Za laboratorní teploty je elementární chrom na vzduchu velice stálý a jeho povrch pasivuje. Tento prvek je rozpustný v kyselině chlorovodíkové HCl a kyselině sírové  $H_2SO_4$ . Při styku s taveninami hydroxidů alkalických kovů za přítomnosti vzdušného kyslíku poskytuje chromany (Klikorka, 1985).

Chrom se připravuje redukcí ferochromu uhlím:



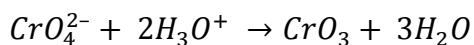
Avšak redukcí ferochromu nevzniká čistý chrom. Ten lze získat aluminotermickou redukcí z oxidu chromitého, který je získán z chromitu. Touto reakcí lze dostat chrom prostý na uhlík:



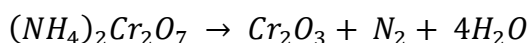
Chrom se používá hlavně v ocelářství. Pro chromové oceli je typická tvrdost a pevnost. Z toho důvodu se využívají na nářadí a hlavně na namáhavé součásti strojů jako jsou například kuličky do ložisek. Dále se využívá k zhotovování ochranných povlaků. Elektrolytické chromování se využívá zejména v automobilovém průmyslu, při výrobě jízdních kol a lékařských nástrojů. Chromité soli a chromany se využívají k barvení tkanin, k leptání a moření, v kožedělném průmyslu, kde se používají k čištění kůží. Chromnaté soli se používají při barvení, protože mají vynikající redukční schopnosti. Chromany a dvochromany jsou velmi silná oxidační činidla a využívají se v průmyslu organických barviv.

Chrom vytváří dva oxidy. První je oxid chromový  $CrO_3$ . Ten má kovalentní charakter, je silně kyselý a s vodou vytváří roztok kyseliny chromové. Tento oxid je oxidačním činidlem

a s mnohými dalšími látkami, které jsou schopné oxidace, reaguje explozivně. Podle Klikorky (1985) lze oxid chromový připravit kondenzací chromanů v silně kyselém prostředí:

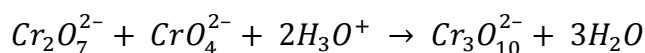
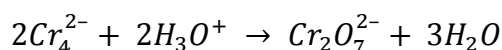


Druhý je oxid chromitý  $Cr_2O_3$ , který je amfoterní látka a je nerozpustný ve vodě. Zároveň je redoxně indiferentní a připravuje se nejčastěji rozkladem dichromanu amonného:

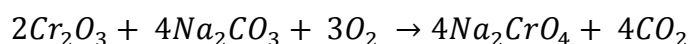


Také se připravuje redukcí chromanů a dichromanů například sírou nebo uhlíkem a to zejména v průmyslu.

Soli kyseliny chromové  $H_2CrO_4$  se nazývají chromany. Podle Klikorky (1985) žlutě zbarvený chromanový anion podléhá v kyselém roztoku kondenzační reakci



kteřá vede ke vzniku oranžově zbarvených polychromanových aniontů. Stechiometrické složení dichromanů, trichromanů a dalších sloučenin stejného typu se odvozuje od těchto aniontů. Chromany, které jsou silná oxidovadla, se připravují neutralizací vodných roztoků kyseliny chromové. Tato kyselina se dá získat oxidací  $Cr_2O_3$  v tavenině  $Na_2CO_3$  a to vzdušným kyslíkem, dusičnanem apod.:



### 3.2. Molybden

Molybden se latinsky nazývá Molybdaenum a značí se Mo. Jeho protonové číslo je 42. Nachází se v 5. periodě a v 6. skupině. Tento prvek byl objeven v roce 1778 a objevil ho Carl Wilhelm Scheele. Podle Jančáře (2015) je pojmenován podle řeckého slova molybdos nebo podle nerostu molybdenitu.

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



Elektronová konfigurace valenční sféry je  $5s^1 4d^5$ . Nejstabilnější jsou při oxidačním stavu VI, kdy mají konfiguraci  $d^0$ , a v tomto stavu mají konfiguraci kryptonu, což je vzácný plyn. Další stálý oxidační stav je IV a ten má konfiguraci  $d^2$ . Podle Klikorky (1985) jsou poměrně běžné sloučeniny molybdenu v oxidačních stavech V (konfigurace  $d^1$ ), III (konfigurace  $d^3$ ) a II (konfigurace  $d^4$ ).

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

Molybden se připravuje z molybdenitu. To je nerost, který se musí nejdříve upravovat.

Molybden se používá zejména k výrobě speciálních ocelí na hlavně pušek a děl, na pancéřové desky a dalších (Remy, 1971). Velikou pevnost a houževnatost dodává oceli i nepatrná přísada molybdenu. Dále se využívá k výrobě rychlořezných ocelí spolu s chromem, kobaltem, niklem a vanadem. Sulfidy molybdenu se využívají jako maziva. Smíšené oxidy, které mají intenzivně modré zbarvení, se používají v barvářství a v analytické chemii.

Mezi oxidy patří oxid molybdenový  $MoO_3$ . Tento oxid je nerozpustný ve vodě a má vysoký bod tání. Jeho redukcí se získává oxid molybdeničitý  $MoO_2$ . Molybdenany patří mezi nejstálější sloučeniny tohoto prvku a připravují se reakcí oxidu molybdenového s oxidy nebo hydroxidy alkalických kovů. Kyselina molybdenová  $H_2MoO_4 \cdot H_2O$  nemá oxidační účinky a je velmi málo rozpustná ve vodě.

Od jeho oxidačních stavů II, III, IV, V, VI se odvádí halogenidy molybdenu. Podle Klikorky (1985) fluor v důsledku velké hodnoty elektronegativity lépe stabilizuje vyšší oxidační stavy molybdenu (existují  $MoF_6$ ,  $MoF_5$ ,  $MoF_4$  a  $MoF_3$ ), jod naproti tomu poskytuje jodidy molybdenu v nižších oxidačních stavech (existují  $MoI_4$ ,  $MoI_3$  a  $MoI_2$ ). U nižších halogenidů je struktura velmi složitá a oxidují za přítomnosti vzdušného kyslíku. U všech halogenidů platí, že při kontaktu s vodou dojde k hydrolyze. Dále molybden vytváří dva sulfidy, které jsou stálé. Jsou to  $MoS_2$  a  $MoS_3$ .

### 3.3. Wolfram

Wolfram se značí W a jeho latinský název je Wolframium. Jeho protonové číslo je 74. Nachází se v 6. periodě a v 6. skupině. Juan José Elhuyar a Fausto Elhuyar y de Suvisa

objevili wolfram v roce 1783. Tento prvek je pojmenovaný podle Wolfsrahm, což znamená vlčí smetana, nebo podle minerálu wolframitu.

Ve formě prášku je wolfram matně šedý, avšak tavený wolfram je bílý a lesklý. Jeho teplota tání je velmi vysoká. V přírodě se wolfram nachází v podobě wolframů a to zejména jako wolframit, což je směs  $\text{FeWO}_4$  a  $\text{MnWO}_4$ , scheelit  $\text{CaWO}_4$  a stolzit  $\text{PbWO}_4$ .

Elektronová konfigurace valenční sféry je  $6s^2 5d^4$ . Wolfram se snaží stabilizovat na oxidační stav VI, aby jeho konfigurace byla  $d^0$ . Pro wolfram jsou možné i nižší oxidační stavy, ale jejich realizace je minimální.

Pouze na povrchu reaguje kompaktní wolfram s lučavkou královskou a také reaguje s koncentrovanou kyselinou dusičnou. Ve směsi kyseliny fluorovodíkové a kyseliny dusičné se rozpouští wolfram zvolna.

Wolfram má rozsáhlé použití ve výrobě speciálních ocelí, které se vyznačují zvláštní tvrdostí, pružností a pevností v tahu (Remy, 1971). S chromem při přidání k železu vytváří rychlořezné oceli. Tyto oceli si zachovávají i v rozžhaveném stavu svoji tvrdost a ostrost. Dále se wolfram používá k výrobě elektrických žárovek.

Téměř žádné oxidační účinky nemá oxid wolframový a wolframany. Kyselinu wolframovou lze připravit vytěsněním z wolframů silnějšími minerálními kyselinami. Tato kyselina je ve vodě nerozpustná, málo kyselá a nemá žádné oxidační účinky. Redukcí wolframů alkalických kovů se tvoří intenzivně zbarvené tuhé fáze, tzv. wolframové bronzy, v nichž je část atomů wolframu redukována na oxidační stav  $\text{W}^V$ , a složení těchto látek je proto nestechiometrické (Klikorka, 1985).

### 3.4. Uran

Uran, který se značí se U, se latinsky nazývá Uranium. Byl objeven v roce 1789 a objevil ho Martin Heinrich Klaproth. Tento prvek je pojmenován podle planety Uran, která byla objevena krátce před tím.

Uran je v čistém stavu stříbrobílý lesklý kov, který však na vzduchu pozvolna nabíhá (Remy, 1971). Za obvyčné teploty se dá kovat nebo válcovat a při zahřívání je nejdříve křehký a při vyšší teplotě se stane plastický. Tento prvek není příliš tvrdý a jeho teplota tání je celkem nízká. Za vyšších teplot je uran velice reaktivní kov. V přírodě ho lze hlavně najít jako smolince.

Tento prvek se řadí do skupiny aktinoidů a jeho elektronová konfigurace valenční sféry je  $7s^2 5f^3 6d^1$ . Avšak svým chemickým chováním je blíží k prvkům patřícím do skupiny chromu.

Dříve jako kov neměl uran žádné potřebné využití, ale v dnešní době má velký význam. Využívá se v atomových reaktorech pro přípravu plutonia a pro získání energie vzniklé štěpením atomů.

## **4. Závěr**

Tato seminární práce obsahuje základní informace o skupině vanadu a skupině chromu. Obsahuje obecné informace o každé skupině. U jednotlivých prvků je uvedeno kdo a kdy ho objevil, jaké má základní vlastnosti, jaká je jeho elektronová konfigurace a jaké má oxidační stavy. Rovněž je u nich uveden výskyt a použití. Dále jsou zahrnuty jejich sloučeniny.

### **Použitá literatura**

KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. *Obecná a anorganická chemie*. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1985.

REMY, Heinrich. *Anorganická chemie*. 2. české vyd. Praha: Státní nakladatelství technické literatury, 1971.

JANČÁŘ, Luděk. *Periodická soustava prvků*. Brno: Masarykova univerzita, 2015.