**Kovy II. B skupiny – Zn, Cd, Hg**

* (n-10)d10 ns2
* Oxidační čísla 0, I (Hg), II
* Mají zcela zaplněné d-orbitaly, pro nejvyšší stabilitu odtrhávají 2 elektrony z s-orbitalu => maximalní ox. Číslo je II
* Nízké body tání, se stoupajícím protonovým číslem klesají
* Hg má ze všech kovů nejnižší bod tání – (-38,9 OC)
* I když nejsou známy sloučeniny, v nichž by měly tyto prvky nezaplněné orbitaly d, řadíme je mezi přechodné kovy.

**Zinek – Zn**

Fyzikálně-chemické vlastnosti

* měkký lehce tavitelný kov, používaný člověkem již od starověku
* Slouží jako součást různých slitin, používá se při výrobě barviv a jeho přítomnost v potravě je nezbytná pro správný vývoj organizmu.
* modrobílý kovový prvek se silným leskem, který však na vlhkém vzduchu ztrácí.
* Za normální teploty je křehký, v rozmezí teplot 100 - 150 °C je tažný a dá se válcovat na plech a vytahovat na dráty, nad 200 °C je opět křehký a dá se rozetřít na prach.
* Neušlechtilý kov, v neoxidujících kyselinách se rozpouští za vývoje vodíku
* Na vzduchu je zinek stálý, protože se rychle pokryje tenkou vrstvičkou oxidu, která jej účinně chrání proti korozi vzdušným kyslíkem i vlhkostí (vodou) - tzv. pasivace
* Zinek se ale také rozpouští v roztocích hydroxidů, vodném amoniaku a za tepla také v chloridu amonném, což je projevem jeho amfoterity (rozpouštění v kyselinách i hydroxidech)
* Zinek na vzduchu při zahřátí hoří jasně svítivým modrozeleným plamenem, přičemž vzniká bílý oxid zinečnatý.
* S halogeny reaguje zinek velmi neochotně a pouze za přítomnosti vlhkosti
* Sirovodík působí na zinek za normální teploty a vzniká tak sulfid zinečnatý
* Za tepla se zinek slučuje také se sírou a fosforem
* S dusíkem, vodíkem a uhlíkem se neslučuje vůbec, ale s amoniakem tvoří za vysokých teplot nitrid zinečnatý.

Výskyt

* V přírodě se vyskytuje pouze ve sloučeninách v mocenství Zn+2.
* Hlavním rudami jsou sfalerit = *blejno zinkové* ZnS, nebo kalamín = *smithsonit* ZnCO3
* V zemské kůře bohatě zastoupen (100 mg/kg)
* Velká naleziště zinkových rud, zejména ***sfaleritu*** a ***smithsonitu***, se nachází v Kanadě, Spojených státech amerických a Austrálii
* Malá množství zinku bývají také přimíšena v železných rudách a při zpracování rud železa ve vysoké peci se hromadí v podobě zinkového prachu

Výroba

* Zinek se z 90 % vyrábí ze svých sulfidických rud. Proces výroby začíná koncentrací rudy sedimentačními technikami a následným pražením rudy za přístupu kyslíku.
  + 2 ZnS + 3 O2 → 2 ZnO + 2 SO2 .... oxid siřičitý je používán k výrobě H2SO4
  + 2 ZnO + C ↔ Zn + CO2 ..... Redukce ZnO uhlíkem se musí provídět za varu. Při nižších teplotách je neproveditelná
  + Aby nedošlo k zpětné oxidaci získaného kovu při ochlazování par, musíme zinkové páry prudce ochladit kapalným olovem. Zn má potom 99% čistotu.
* Zinek je po železe, mědi a hliníku čtvrtým nejvíce průmyslově vyráběným kovem.

Využití

* Elementární zinek nachází významné uplatnění jako antikorozní ochranný materiál především pro železo a jeho slitiny. Pozinkovaný železný plech se vyrábí řadou postupů, nejčastější je galvanické pokovování, postřikování, napařování nebo žárové nanášení tenkého povlaku zinku.
* Zinek má velmi dobré vlastnosti pro výrobu odlitků – díky výborné zatékavosti vyplňuje roztavený zinek dokonale odlévací formu. Vyrábí se tak kovové součástky, které jsou dobře odolné vůči atmosférickým vlivům (nekorodují), ale nemusejí snášet výrazné mechanické namáhání, protože zinek je mechanicky velmi málo odolný.
* Ze slitin zinku je nejvýznamnější slitina s mědí – bílá a červená mosaz. Obecně se mosaz oproti čistému zinku vyznačuje výrazně lepší mechanickou odolností i vzhledem. Bílá mosaz se zkládá z 85 % zinku, 5 % hliníku a 10 % mědi.
* Dalšími významnými slitinami jsou různé druhy bronzu - například se složením 88 % zinku, 6 % hliníku a 6 % mědi a slitina zelco, která má složení 83 % zinku, 15 % hliníku a 2 % mědi.

Sloučeniny

1. Oxid zinečnatý ZnO

* bílá práškovitá látka, nerozpustná ve vodě, rozpouští se v zředěných kyselinách a roztocích hydroxidů
* Používá se jako netoxický bílý pigment při výrobě barviv známých jako *zinková běloba*
* K výrobě speciálních skel a glazur
* Je amfoterní

1. Hydroxid zinečnatý Zn(OH)2

* bílá práškovitá látka, nerozpustná ve vodě, rozpustná v roztocích zředěných kyselin, koncentrovanějších roztocích alkalických hydroxidů, vodném roztoku amoniaku
* připravuje se srážením rozpustných zinečnatých solí rozpustným alkalickým hydroxidem.
* Je amfoterní

1. Sulfid zinečnatý ZnS

* v čistém stavu bílá práškovitá látka, nerozpustná ve vodě, v čerstvém stavu rozpustná ve zředěných kyselinách
* Využívá se jako nátěrová barva známá pod názvem *zinkové blejno*
* připraví se srážením vodného roztoku zinečnaté soli sirovodíkem nebo alkalickým sulfidem.

1. Halogenidy zinečnaté

* Známy jsou všechny
* Krystalují z vodných roztoků ve formě hydrátů

1. Komplexní sloučeniny zinku

* V ox. Stupni II se nejčastěji vyskytuje v koordinačnim čisle 4 a 6
* Koord. č. 6 – u vodných roztoků jeho solí [Zn(H2O)6]2+
* Koord. č. 4 – v komplexech zinku s halogeny [ZnX4]2- ... X = Cl, Br, I

1. Výskyt v živé hmotě

* Biogenní prvek
* V těle dospělého člověka cca 2g
* Je součástí enzymů (např. Enzyme v červených krvinkách, kde se učastní procesu dýchání)

Kadmium – Cd

* měkký, lehce tavitelný, toxický kovový prvek.
* součást různých slitin a k povrchové ochraně jiných kovů před korozí

Fyzikálně-chemické vlastnosti

* kovový prvek bíle stříbrné barvy
* Ve sloučeninách se vyskytuje téměř pouze v mocenství Cd2+, sloučeniny Cd+ jsou silně nestálé
* V silných minerálních kyselinách je kadmium dobře rozpustné za vývoje plynného vodíku

Výskyt a výroba

* V zemské kůře je kadmium vzácným prvkem. Průměrný obsah činí kolem 0,1–0,5 mg/kg.
* V přírodě se kadmium vyskytuje jako **příměs rud zinku a někdy i olova,** z nichž se také společně získává.
* K oddělení kovů se vzhledem k poměrně nízkému bodu varu požívá destilace

Využití a sloučeniny

* Díky prokázané toxicitě kadmia převládá v současné době tendence k jeho nahrazování jinými kovy všude tam, kde je to technicky a ekonomicky možné
* Pokrytí povrchu jiného kovu kadmiem bylo dříve velmi často používáno jako antikorozní ochrana především pro železo a jeho slitiny
* Velmi významné využití nachází kadmium doposud při výrobě pájek. Jedná se přitom o slitiny kadmia se stříbrem, cínem a zinkem, které mají velmi dobré mechanické vlastnosti – pevnost a houževnatost sváru, ale i velmi dobře vedou elektrický proud.
* Všechny sloučeniny jsou velmi toxické!!! ( v lidském těle se hromadí především v játrech a ledvinách – vede k selhávání ledvin. Je také kancerogenem, má vliv na osteoporozu a anemii)
* největší praktický význam má sulfid (sirník) kademnatý CdS, intenzivně žlutá sloučenina slouží při výrobě malířských pigmentů jako kadmiová žluť

**Rtuť – Hg**

* těžký, toxický kovový prvek
* Je jediným kovem, který je za normálních podmínek kapalný

Fyzikálně-chemické vlastnosti

* Rtuť je kapalný kovový prvek stříbřitě bílé barvy
* Je nápadně těžká a dobře vede elektrický proud
* Patří mezi přechodné prvky
* Ve sloučeninách se vyskytuje v mocenství Hg+1 (kovalentní vazba rtuť-rtuť) a Hg+2
* Z minerálních kyselin je rtuť dobře rozpustná v kyselině dusičné za vývoje oxidů dusíku. Na vzduchu je rtuť neomezeně stálá, velmi ochotně však reaguje s elementární sírou a halogeny.
* S některými kovy tvoří kapalné i pevné slitiny – amalgámy. Zvláště snadno vzniká amalgám zlata a rtuť proto vzbuzovala již odedávna zájem alchymistů, kteří věřili, že s její pomocí vytvoří zlato i z jiných prvků pomocí tzv. transmutace.

Výskyt a výroba

* V zemské kůře je rtuť velmi vzácná. Průměrný obsah činí kolem 0,1–0,3 mg/kg
* V přírodě se rtuť vyskytuje poměrně vzácně i jako elementární prvek. Hlavním minerálem a zdrojem pro výrobu je však sulfid rtuťnatý, HgS, česky *rumělka* neboli cinabarit. Největší světová ložiska tohoto nerostu nacházejí ve Španělsku, Slovinsku, Itálii, USA a Rusku.
* Výroba rtuti z rumělky spočívá v její pražení za přístupu vzduchu podle rovnice:

HgS + O2 → Hg + SO2

* Další možností získání elementární rtuti ze sulfidických rud je její redukce kovovým železem nebo pražení rudy s přídavky oxidu vápenatého, kde probíhá následující reakce:

4 HgS + 4 CaO → 4 Hg + 3 CaS + CaSO4 ¨

HgS + Fe → Hg + FeS

Využití

* Nejvýznamnější uplatnění v praxi má rtuť ve formě svých slitin s jinými kovy – amalgámy. Ochotně je vytváří s Au, Ag, Cu, Zn, Cd, Na, naopak s železnými kovy jako jsou Fe, Ni a Co nevznikají vůbec.

1. Dentální amalgámy

* v zubním lékařství jako velmi odolná výplň zubu po odstranění zubního kazu
* V současné době se používají amalgámy, které vzniknou smísením rtuti se slitinou stříbra, mědi a cínu
* Přestože v současné době používá amalgám v dentální medicíně stále méně a je nahrazován různými plastickými polymery, jsou jeho mechanické vlastnosti stále nejlepší ze všech zubních výplní. Proto jej většina zubních lékařů používá především k výplním stoliček, kde nevadí jeho estetická nevzhlednost (tmavá barva), ale plně se uplatní jeho tvrdost a dlouhodobá mechanická odolnost.

1. Teploměry a tlakoměry
2. Vakcíny

* Stopové množství organické sloučeniny rtuti (thimerosal) obsahují vakcíny proti některým bakteriálním a virovým onemocněním (proti hepatitidě typu B, menigitidě, tetanu, dětské obrně apod.)

Sloučeniny

* můžeme se setkat s dvěma řadami sloučenin rtuti: Hg+1 a Hg+2. Oba typy jsou prakticky stejně stálé, vyznačují se však podstatně jinými chemickými a fyzikálními vlastnostmi.

1. Sloučeniny Hg+1

* Svým chemickým chováním připomínají stříbrné soli. V případě oxidačního čísla +1 se jedná pouze o formalismus, protože je v těchto sloučeninách rtuť ve skutečnosti dvojvazná (-Hg-Hg-).

Např. Hg2Cl2 -bílá krystalická látka velmi málo rozpustná ve vodě stejně jako AgCl. Je sice toxický jako všechny soli rtuti, ale vzhledem k nízké rozpustnosti se jen velmi obtížně může dostat z trávicího traktu do krevního řečiště. Dříve se používal jako projímadlo.

HgCl2 + Hg → Hg2Cl2

1. Sloučeniny Hg+2

* Svým chemickým chováním připomínají měďnaté soli.
* Např. HgCl2 - vodě velmi dobře rozpustná a současně mimořádně toxická sloučenina, dříve používána jako součást jedů na hlodavce

HgSO4 + 2 NaCl → Na2 SO4 + HgCl

1. Komplexní sloučeniny

* V ox. č. II bude mít koordinační číslo 4, 6

Veronika Paskerova