**KADMIUM**

1. **Poloha v tabulce:**

Kadmium se nachází v 5. periodě a II.B skupině periodické soustavy prvků.

1. **Elektronová konfigurace a oxidační čísla:**

Elektronová konfigurace: Cd [Kr]: 4d105s2

Oxidační čísla: Nejběžnějším oxidačním stavem je +2, ale může se vyskytovat i v oxidačním stavu +1.

1. **Výskyt:**

V zemské kůře je kadmium vzácným prvkem. Průměrný obsah činí kolem 0,1–0,5 mg/kg. I v mořské vodě je jeho koncentrace značně nízká – 0,11 mikrogramu v jednom litru. Předpokládá se, že ve vesmíru připadá na jeden atom kadmia přibližně 36 miliard atomů vodíku.

V přírodě se nachází nejčastěji jako příměs v zinkových a olověných rudách. K oddělení kovů se díky nízkému bodu tání využívá destilace.

Přírodní kadmium je směsí 8 izotopů, nejvyšší podíl v přírodním kadmiu mají izotopy 114Cd (28,72 %) a 112Cd (24,13 %). Uměle bylo připraveno dalších 26 nestabilních izotopů kadmia s nukleonovými čísly 97 až 130.

Kadmium se vzácně nachází jako ryzí kov i když to jeho poloha v [Beketovově řadě](http://www.prvky.com/elektrochemicka-rada.html) teoreticky vylučuje. Z minerálů má nejvyšší obsah kadmia (87,54 % Cd) monteponit. Mezi známé minerály s obsahem kadmia patří např. kadmoselit CdSe, monteponit CdO, otavit CdCO3 nebo hawleyit CdS.

1. **Vlastnosti:**

Kadmium je bílý, lesklý kov. Na vzduchu se stává jeho povrch brzy matným tvorbou tenké vrstvy kysličníku. Kadmium je poměrně měkký kov a lze z něj nožem odkrajovat třísky. Je také velmi tažné (dá válcovat na plech a táhnout v drát). Pevnost čistého kadmia je malá a značně stoupá sléváním se zinkem. Kadmium se velmi snadno svařuje. Má teplotu tání 320,9 °C, teplotu varu 767 °C. Ve vakuu sublimuje již při 164 °C.

Kadmium se svými chemickými vlastnostmi velice podobá zinku. Narozdíl od zinku však není amfoterní. Přímo reaguje se sírou, halogeny i dalšími nekovy.

Prudce zahřáté kadmium na vzduchu shoří červeným plamenem za vzniku hnědých dýmů kysličníku kademnatého CdO. Spalné teplo je 65,2 kcal na gramatom Cd. Také s halogeny se kadmium snadno slučuje v žáru, ale neslučuje se za běžných podmínek s dusíkem a vodíkem.

V elektrochemické řadě napětí stojí kadmium před vodíkem; přesto je ušlechtilejší než zinek, a proto se jím vylučuje z roztoku.

Normální potenciál kadmia, vztažený na normální vodíkovou elektrodu je podle La Mera (1934) a Harneda (1936) -0,402 voltu (při 25 ° C). Kadmium se proto rozpouští, stejně jako zinek, v silných zředěných neoxidujících kyselinách za vývoje vodíku. Zcela čisté kadmium se v neoxidujících kyselinách nerozpouští, právě tak jako čistý zinek.

Sloučeniny kadmia jsou mimořádně jedovaté. V lidském těle se hromadí hlavně v ledvinách a játrech, přičemž příjem i velmi malých dávek tohoto kovu může vést k selhání ledvin. Kadmium také dokáže vytěsnit zinek z různých enzymů, a tím porušit průběh metabolických reakcí. Z tohoto důvodu vyžadují sloučeniny kadmia zvláštní skladování.

Tabulka vlastností kadmia:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Vlastnost | Jednotka | Hodnota |
| Kovový poloměr | pm | 154 |
| Iontový poloměr | pm | 97 |
| Bod tání | °C | 320,9 |
| Bod varu | °C | 765 |
| Hustota | g.cm-3 | 8,65 |
| Elektronegativita |  | 1,69 |

1. **Příprava:**

V laboratořích se nepřipravuje.

1. **Výroba:**

Dnes se postupuje převážně elektrolytickou cestou spolu s elektrolytickým získáváním zinku nebo opakovanou frakcionací zinku obsahujícího kadmium podle způsobu vypracovaného v New Jersey. Přesto však má ještě význam získávání kadmia ze zinkového prachu a z jiných létavých prachů obsahujících kadmium, jež se vyskytují při hutnickém zpracování rud.

 1.*Výroba ze zinkového prachu*. - V zinkovém prachu získaném při hutnickém zpracování zinku na suché cestě je již kadmium značně nahromaděno, protože obtížněji kondenzuje než zinek. Zinkový prach smíšený s koksem k redukci kysličníku se opakovaně frakčně destiluje, při čemž se těkavější kadmium pokaždé hromadí v prvních přecházejících podílech.

 Jelikož páry kadmia obtížně kondenzují, dochází při destilaci často ke značným ztrátám. Dá se jim zabránit přípravou na mokré cestě: Rozpouštěním kadmionosného zinkového prachu v kyselině chlorovodíkové nebo sírové a vyloučením kadmia z roztoku zinkem nebo elektrolyticky. Někdy se tento postup kombinuje s předchozím tak, že kadmium sražené z roztoku a chudé zinkem se prakticky zbaví zinku destilací (asi až na 0,1%).

 2.*Elektrolytická výroba*. - V roztocích síranu zinečnatého, připravovaných pro elektrolytickou výrobu zinku, není sice kadmium nahromaděno, ale dá se z nich snadno oddělit od zinku na základě svého značně nižšího vylučovacího napětí. Počáteční potíže může způsobit jen snaha kadmia vylučovat se z kyselých roztoků v houbovité a větvičkovité podobě. Tomu však lze zabránit volbou vhodných pracovních podmínek (např. přísadou koloidů, jako želatiny nebo klihu k lázním). V ostatním se postupuje obdobně jako při elektrolýze zinku.

 Zcela čisté kadmium (např. pro normální články) se získá další elektrolytickou rafinací a sublimací v proudu vodíku nebo ve vakuu.

1. **Bezkyslíkaté sloučeniny:**

\*Kademnaté sloučeniny jsou zcela obdobné sloučeninám zinečnatým. Jejich obecný vzorec je CdX2. Kadmium je v nich tedy zastoupeno dvojmocné jako zinek. Soli kadmia jsou až na několik výjimek bezbarvé (pokud jsou solemi s bezbarvými anionty). Kademnaté soli silných kyselin jsou snadno rozpustné ve vodě a jejich roztoky obsahují bezbarvé ionty Cd2+.

**CdCl2 (Chlorid kademnatý)**

Za běžných podmínek se jedná o bílou krystalickou látku, hygroskopickou, velmi dobře rozpustnou ve vodě a mírně rozpustnou v ethanolu. Přestože se považuje za iontovou sloučeninu, jeho vazby mají významný kovalentní charakter. Krystalová struktura chloridu kademnatého, složená z dvourozměrných vrstev iontů, je referenční pro popis jiných krystalových struktur. Chlorid kademnatý se vyskytuje také ve formě dihydrátu (CdCl2.H2O) a pentahydrátu (CdCl2.5H2O).

Chlorid kademnatý se dobře rozpouští ve vodě a dalších [polárních rozpouštědlech](http://cs.wikipedia.org/wiki/Pol%C3%A1rn%C3%AD_rozpou%C5%A1t%C4%9Bdlo). Ve vodě je vysoká rozpustnost dána částečně tvorbou [komplexních iontů](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Komplexn%C3%AD_iont&action=edit&redlink=1), například [CdCl4]2−. Díky tomuto chování je CdCl2 slabou [Lewisovou kyselinou](http://cs.wikipedia.org/wiki/Lewisova_kyselina" \o "Lewisova kyselina).

Bezvodý chlorid kademnatý lze připravit působením bezvodého [chloru](http://cs.wikipedia.org/wiki/Chlor) nebo [chlorovodíku](http://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorovod%C3%ADk) na zahřáté [kovové](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kov) [kadmium](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kadmium):

Cd + 2 HCl → CdCl2 + H2

Pomocí [kyseliny chlorovodíkové](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_chlorovod%C3%ADkov%C3%A1) lze získat hydratovaný CdCl2, a to z kadmia nebo [oxidu](http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_kademnat%C3%BD) či [uhličitanu kademnatého](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Uhli%C4%8Ditan_kademnat%C3%BD&action=edit&redlink=1).

Chlorid kademnatý je velmi [toxický](http://cs.wikipedia.org/wiki/Jed), [karcinogenní](http://cs.wikipedia.org/wiki/Karcinogen), [mutagenní](http://cs.wikipedia.org/wiki/Mutagen) a [teratogenní](http://cs.wikipedia.org/wiki/Teratogen). [IARC](http://cs.wikipedia.org/wiki/IARC) ho řadí do skupiny 1, tedy „prokázaný karcinogen pro člověka“.

Použití:

Chlorid kademnatý lze využít pro přípravu [sulfidu kademnatého](http://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfid_kademnat%C3%BD), používaného jako [kadmiová žluť](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kadmiov%C3%A1_%C5%BElu%C5%A5), ostře žlutý stabilní anorganický [pigment](http://cs.wikipedia.org/wiki/Pigment):CdCl2 + [H2S](http://cs.wikipedia.org/wiki/Sulfan) → CdS + 2 [HCl](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_chlorovod%C3%ADkov%C3%A1" \o "Kyselina chlorovodíková)

V laboratoři se bezvodý CdCl2 používá pro přípravu organokademnatých sloučenin typu R2Cd, kde R je [aryl](http://cs.wikipedia.org/wiki/Aryl) nebo primární[alkyl](http://cs.wikipedia.org/wiki/Alkyl). Dříve se takto syntetizovaly [ketony](http://cs.wikipedia.org/wiki/Keton) z [acylchloridů](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Acylchlorid&action=edit&redlink=1" \o "Acylchlorid (stránka neexistuje)):[[5]](http://cs.wikipedia.org/wiki/Chlorid_kademnat%C3%BD#cite_note-4)

CdCl2 + 2 RMgX → R2Cd + MgCl2 + MgX2

R2Cd + R'COCl → R'COR + CdCl2

Taková reagencia byla z většiny vytlačena organickými sloučeninamu mědi, které jsou mnohem méně [toxické](http://cs.wikipedia.org/wiki/Toxicita).

Chlorid kademnatý se používá také pro [fotokopírování](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Fotokop%C3%ADrov%C3%A1n%C3%AD&action=edit&redlink=1" \o "Fotokopírování (stránka neexistuje)), barvení a [galvanické pokovování](http://cs.wikipedia.org/wiki/Galvanick%C3%A9_pokovov%C3%A1n%C3%AD).

**CdI2 (Jodid kademnatý)**

Za normálních podmínek podoba bílých až nažloutlých [krystalů](http://cs.wikipedia.org/wiki/Krystal) (struktura těchto krystalů je typická pro sloučeniny MX2 se silnými [polarizačními](http://cs.wikipedia.org/wiki/Polarizace_(elektrostatika)) účinky)

Připravuje se přidáním kovového kadmia, či jeho oxidu, hydroxidu nebo uhličitanu do kyseliny jodovodíkové. Lze ho získat také zahříváním kadmia s jodem.

Použití: Jodid kademnatý se používá v litografii, fotografii, galvanickém pokovování a při výrobě fosforu.

**CdBr2 (Bromid kademnatý)**

Krémově zbarvená [krystalická](http://cs.wikipedia.org/wiki/Krystal) [iontová](http://cs.wikipedia.org/wiki/Ion) [sloučenina](http://cs.wikipedia.org/wiki/Chemick%C3%A1_slou%C4%8Denina) ([sůl](http://cs.wikipedia.org/wiki/Soli)) [rozpustná](http://cs.wikipedia.org/wiki/Rozpustnost) ve [vodě](http://cs.wikipedia.org/wiki/Voda). Je zdraví škodlivý a vysoce [toxický](http://cs.wikipedia.org/wiki/Jed) pro [vodní organismy](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Vodn%C3%AD_organismus&action=edit&redlink=1).

Připravuje se zahříváním [kadmia](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kadmium) s parami [bromu](http://cs.wikipedia.org/wiki/Brom). Lze ho připravovat i působením ledové [kyseliny octové](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_octov%C3%A1) nebo [acetylbromidu](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Acetylbromid&action=edit&redlink=1" \o "Acetylbromid (stránka neexistuje)) na suchý [octan kademnatý](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Octan_kademnat%C3%BD&action=edit&redlink=1). Alternativní cestou je rozpouštění kadmia nebo [oxidu kademnatého](http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_kademnat%C3%BD) v[kyselině bromovodíkové](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_bromovod%C3%ADkov%C3%A1) a odpařením vzniklého [roztoku](http://cs.wikipedia.org/wiki/Roztok) v inertní atmosféře [helia](http://cs.wikipedia.org/wiki/Helium).

Použití:

Bromid kademnatý se používá při výrobě fotografických filmů, v rytectví a litografii.

**CdS (Sulfid kademnatý)**

Má podobu žluté tuhé látky. Vyskytuje se v přírodě v podobě vzácných nerostů greenockitu a hawleyitu, mnohem rozšířenější je však jako příměs v podobně strukturovaných zinkových rudách sfaleritu a wurtzitu, které jsou hlavními zdroji kadmia. Protože lze sulfid kademnatý snadno izolovat a čistit, je základním zdrojem kadmia pro všechny komerční aplikace.

CdS jako pigment: -> kadmiová žluť (CI pigmentová žluť 37)

Přidáním různých množství selenu v podobě selenidu kademnatého lze získat celou škálu barev, například CI pigmentovou oranž 20 nebo CI pigmentovou červeň 108.

Syntetické kademnaté pigmenty založené na sulfidu kademnatém jsou cenné pro svou dobrou tepelnou stabilitu, odolnost vůči světlu, povětrnostním vlivům a působení chemikálií a pro vysokou opacitu.

Všeobecná komerční dostupnost sulfidu kademnatého ve 40. letech 19. století vedla k jeho častému používání umělci, zejména Van Goghem, Monetem a Matissem. Přítomnost kadmia v barvách se používá k odhalování padělků maleb, jejichž originály byly namalovány před 19. Stoletím. Používá se i jako pigment v plastech.

Použití: Sulfid a selenid kademnatý se používají při výrobě fotorezistorů citlivých ve viditelné a krátkovlnné infračervené oblasti.

Ve formě tenkého filmu lze CdS kombinovat s jinými vrstvami pro použití v některých typech solárních článků. Byl také jedním z prvních polovodičových materiálů použitých pro tenkovrstvé tranzistory (TFT). Ovšem zájem o použití CdS pro TFT podstatně opadl po rozvoji technologie amorfního křemíku koncem 70. let 20. století.

**CdSe (Selenid kademnatý)**

Selenid kademnatý je tmavočervená tuhá látka, která se v přírodě vyskytuje jako velmi vzácný [nerost](http://cs.wikipedia.org/wiki/Nerost) [kadmoselit](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Kadmoselit&action=edit&redlink=1" \o "Kadmoselit (stránka neexistuje)).

CdSe patří mezi [polovodiče](http://cs.wikipedia.org/wiki/Polovodi%C4%8D), je však materiálem, který svá použití teprve nachází. Propouští [infračervené záření](http://cs.wikipedia.org/wiki/Infra%C4%8Derven%C3%A9_z%C3%A1%C5%99en%C3%AD) a používá se proto občas u oken přístrojů pracujících s tímto zářením.

Novější výzkumy se zaměřují na využití selenidu kademnatého v [nanotechnologiích](http://cs.wikipedia.org/wiki/Nanotechnologie" \o "Nanotechnologie). Vědci se nyní soustřeďují na vývoj řízené syntézy [nanočástic](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Nano%C4%8D%C3%A1stice&action=edit&redlink=1" \o "Nanočástice (stránka neexistuje)) CdSe. Kromě toho je snaha důkladně probádat vlastnosti této sloučeniny a najít další užitečné aplikace.

1. **Kyslíkaté sloučeniny**

**CdO (Oxid kademnatý)**

Pevná červená práškovitá látka (čistá), hnědá až černá (nečistá). Je jednou z nejvýznamnějších sloučenin [kadmia](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kadmium). Krystalizuje do tvaru krychle stejně jako [oxid sodný](http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_sodn%C3%BD), s [osmistěnnými](http://cs.wikipedia.org/wiki/Osmist%C4%9Bn) [kationy](http://cs.wikipedia.org/wiki/Ion) a [aniony](http://cs.wikipedia.org/wiki/Ion) ve středu.

Výroba: Oxid kademnatý představuje běžný produkt zinkového [hutnického zušlechťování](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Rafin%C3%A9rie_(metalurgie)&action=edit&redlink=1). Oxid se vyrábí hořením elementárního kadmia ve vzduchu. Tepelný rozklad (pyrolýza) sloučenin kadmia, jako třeba [dusičnan](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Dusi%C4%8Dnan_kademnat%C3%BD&action=edit&redlink=1) nebo [uhličitan](http://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Uhli%C4%8Ditan_kademnat%C3%BD&action=edit&redlink=1), také poskytuje tento oxid. Když je nečistý, tak má červené zabarvení, ale oxid kademnatý se obvykle vyskytuje v mnoha rozdílných barvách kvůli častým poruchám krystalové struktury.

Reaktivita: Oxid kademnatý tvoří v kyselém prostředí hexaaquakademnatý kation [Cd(H2O)6]2+. V zásaditém prostředí je přítomen ve formě tetrahydroxokademnatého aniontu [Cd(OH)4]2-.

Sloučeniny kadmia jsou považovány za velmi karcinogenní.

**Cd(OH)2 (Hydroxid kademnatý**

Bílá sraženina

* **Soli**

 Soli kadmia jsou až na několik výjimek bezbarvé (pokud jsou solemi s bezbarvými anionty). Kademnaté soli silných kyselin jsou snadno rozpustné ve vodě a jejich roztoky obsahují bezbarvé ionty Cd2+.

 Mají odporně kovovou chuť a jsou silně jedovaté. Ve zředěných roztocích působí adsringentně, ve větších koncentracích leptavě. Jako dávidlo jsou mnohem účinnější než soli zinečnaté.

 Poměrně silně se projevuje sklon k tvorbě komplexů. Nápadně pevná je zejména vazba mezi kademnatými a halogenidovými ionty. Chlorid, bromid a zejména jodid kademnatý jsou ve vodném roztoku jen neúplně disociovány, na rozdíl od solí jiných kovů. Kromě toho se v těchto roztocích tvoří autokomplexy, např.:

 3CdI2 --> Cd2+ + 2[CdI3]- .

Tvorbu autokomplexů je možno dokázat měřením převodových čísel. Touto tvorbou a také poměrně malou disociací některých kademnatých solí je způsobena nepatrná elektrická vodivost jejich roztoků ve srovnání s roztoky jiných solí.

Kadmium tvoří také pozoruhodný počet zásaditých solí. Většina z nich má jednoduchou vrstevnatou mřížku, jak ukázala rentgenometrická stanovení struktury. U kadmia známe na rozdíl od zinku, jen málo zásaditých solí s dvojvrstevnatými mřížkami. Podobně jako zinek však kadmium tvoří také dobře krystalující smíšené zásadité soli, např. Cd(NO3)2.Cu(OH)2.4H2O (zelené krystaly) a CdBr2.3Ci(OH)2 (zelené šesterečné destičky). Je pravděpodobné, že mají v tuhém stavu stejnou vrstevnatou strukturu jako jednoduché zásadité kademnaté soli.

1. **Poznámky a zajímavosti:**

* Účinky kadmia na lidi a zvířata:

Kadmium se do našeho těla může dostat několika cestami. S malými částicemi prachu dýchacími cestami. Zažívacím traktem při polykání hlenů. V plicích se vstřebává 10 - 40 % kadmia v závislosti na jeho chemické formě, páry se absorbují až z 50 %, v trávicím traktu se váže až 29 % kadmia, které přijmeme. Denní příjem kadmia se u lidí pohybuje na úrovni 50 µg.

Eliminace kadmia v organismu živočichů je velmi pomalá. V lidském těle se hromadí hlavně v ledvinách a játrech, přičemž příjem i velmi malých dávek tohoto kovu může vést k selhání ledvin. Největší podíl z celkového obsahu v organismu je v játrech, kde je při syntéze methalothioneinu vázáno 80 - 90 % kadmia, které již nemůže negativně působit v organismu. V krvi koluje jen málo kadmia, ale je nebezpečné pro vyvíjející se plod, protože je možný jeho průchod placentou. Kadmium také dokáže vytěsnit zinek z různých enzymů, a tím porušit průběh metabolických reakcí.

Poločas rozpadu kadmia v různých orgánech savců je 7 - 40 let (ledviny vylučují denně 0,3 - 0,7 mg Cd, čili asi 0,006 %). Se zvýšením jeho koncentrací kadmia v ovzduší byly zjištěny častější disfunkce ledvin, podle IARC (Mezinárodní agentury pro výzkum rakoviny) narůstá riziko rakoviny prostaty a dýchacího aparátu. S věkem zatížení organismu kadmiem roste, u kuřáků až dvojnásobně.  
Akutní otravy kadmiem jsou velmi vážné. Způsobují zvýšení krevního tlaku, selhání ledvin a rozklad červených krvinek.

Kadmium se v dnešní době nachází i v levnějších formách šperků, pokovovují se jím součástky, zahrádkáři se jím brání proti napadení úrody plísněmi. Do plic se dostává aktivním i pasivním kuřákům a hodně ho je také ve zplodinách z motorů. Je základem dobíjecích monočlánků, obsahují ho čistírenské a odpadní kaly a i v obyčejném městském smogu ho je dost.

„Aby svému strašení mladých maminek dodal Jeffrey Weidenhamer z Ashland University v Ohiu patřičnou váhu, nakoupil v amerických obchodech 69 přívěsků a šperků. Jednalo se o „levnou krásu“ pod pět dolarů, původem z Číny ale i z USA. Paradoxem bylo, že na řadě z těchto věciček bylo přímo uvedeno, že jsou určeny dětem. Provedl s nimi testy, které odpovídaly podmínkám průchodu zažívacím traktem. Zatímco se denní příjem kadmia u lidí pohybuje na úrovni 50 µg a i to již považujeme za problém, z pokusu provedených Weidenhamerem vyplývá, že když dítě takový předmět spolkne, dostane jednorázově 1000 mikrogramů Cd a někdy až 2100 µg (to podle typu slitiny). Může za to kyselé prostředí v žaludku, které přispěje k tomu, že se kovu uvolní hodně.

Mávnout rukou nad tímto varováním vědců by nebylo moudré. Přiotrávit si dítě kadmiem je snadmější, než se ještě nedávno zdálo.  Kadmium nám neničí jen ledviny, játra či kůži, na níž dělá exémy. Kromě alergií s různým stupněm projevu má dokonce účinky samičích hormonů ze skupiny estrogenů. To je přímo šokující zjištění. I když se atomy kovu od molekuly estrogenů diametrálně liší, obě látky se v buňce  vážou na tatáž vazebná místa (receptory). Kadmium tak působí, jak je nyní módní říkat, jako endokrinní disruptor. Tento hormonální buldozer rozvrátí metabolismus tak dokonale, že přivodí pokusným zvířatům  spoustu fyziologických problémů, včetně těch, které navozují počátek rakoviny mléčné žlázy.“ (citace z: <http://www.osel.cz/index.php?clanek=5596>)