

MASARYKOVA UNIVERZITA

Pedagogická fakulta

Katedra chemie

**Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie
na vysoké, střední a základní škole**

Bakalářská práce

Zdeněk Zaoral

Brno 2009

Prohlášení

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci zpracoval sám s užitím literatury a pramenů uvedených v seznamu literatury na konci práce.

V Brně dne 19. dubna 2009

.....
Zdeněk Zaoral

Poděkování

Rád bych touto cestou poděkoval Doc. RNDr. Ludkovi Jančářovi, CSc., vedoucímu mé bakalářské práce, za cenné připomínky, odborné rady a trpělivost při tvorbě práce.

Obsah

1. Úvod	6
2. Multimédia ve výuce chemie	8
2.1. Učitel a multimédia	8
2.2. Žák a multimédia	9
3. Cíl bakalářské práce	10
4. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na VŠ	11
4.1. Hliník	11
4.1.1. Teoretické znalosti	11
4.2. Germanium, cín a olovo	17
4.2.1. Teoretické znalosti – Ge	18
4.2.2. Teoretické znalosti – Sn	20
4.2.3. Teoretické znalosti – Pb	25
4.3. Návody do laboratorního cvičení	30
4.3.1. Příprava pyroforického olova	30
4.3.1.1. Vyhodnocení	31
4.3.2. Příprava olova – Pb	32
4.3.3. Příprava cínu – Sn	33
4.4. Didaktické testy	34
5. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na SŠ	36
5.1. Hliník	36
5.2. Germanium, cín a olovo	38
6. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na ZŠ	41
6.1. Hliník	41
6.2. Germanium, cín a olovo	41

7. Závěr	44
8. Literatura	45
9. Přílohy	48
9.1. Seznam obrázků	48
9.2. Seznam tabulek	49

1. Úvod

V současné době můžeme pozorovat stále se zvyšující vědecký i technický rozvoj naší společnosti. V závislosti na tomto vývoji jsou neustále kladeny větší požadavky na odbornou i didaktickou přípravu každého jedince. Velké nároky jsou kladeny především na školství a celou vzdělávací soustavu. Mění se nároky na úroveň a způsob vzdělání a to nejen v závislosti na požadavcích a potřebách současnosti, ale zejména budoucnosti.

Potřeba odborného a kvalitního didaktického vzdělávání nás nutí hledat nové, různorodé a racionální formy vyučovacího procesu na školách. Pomalu jsou nahrazovány staré školní pomůcky novými, takovými, které zefektivňují práci učitelů ve výuce. Hledají se nové způsoby, jak vytvořit vyučování zajímavější, atraktivnější a přitažlivější především pro podchycení zájmu těch nejmenších anebo v málo oblíbených oborech jako je např. chemie.

Jedním ze způsobů realizace je urychlené zavádění počítačů a příslušného programového vybavení do škol a v neposlední řadě využívání Internetu i možností e-learningu. Toto je podporováno skutečností, že v řadě zemí byly již tyto kroky uskutečněny. Pokud budeme chtít držet krok se světem, je nutné, aby etapa modernizace našeho školství byla provedena co nejdříve a abychom k tomu využili i nabízené (nejen finanční) pomoci EU.

V tomto směru je nezbytné překonat řadu překážek. Z jedné strany je to stále relativní nedostupnost i poměrně vysoké ceny školních pomůcek a zařízení, ze strany druhé nechť učitelů učit se zacházet a hlavně využívat tyto nové prostředky ve výuce. Z těchto důvodů je třeba, aby v současné době vytvářené programy, e-learningové kurzy a výukové multimediální systémy měly jednoduché a snadné ovládání, srozumitelnou náplň, strukturu a použití.

Multimediální výuka, zejména spojení počítač – video, je v současné době jedním z nejmodernějších didaktických prostředků. Její zapojení do e-learningu je posledním nejmodernějším výkřikem didaktického procesu.

Videozáznamy či videopořady dokáží poskytnout ideální obraz pro zvýraznění probírané látky a nastínění problémů. Mají obrovský motivační a estetický přínos i informační náboj. Hlavní fixační metodou je však neustálé studium a opakování téhož, a to nejen v učebnici, ale i v digitálních výukových textech, kdy žák má možnost si sám látku postupně opakovat a přemýšlet nad ní. Počítač totiž dokáže probíranou látku znovu po částech a do podrobností vysvětlit, jednotlivé pasáže krokovat, zopakovat, zpomalovat, zastavit, vracet

zpět a potom probranou látku konzultovat, opakovat a prozkoušet a v neposlední řadě vytvořit množství písemných testů.

Pro zvýšení efektivity osvojení učiva je využíván zejména princip názornosti, a proto by e-learningové kurzy (zvláště chemické) měly obsahovat pokusy, grafy, schémata, vzorce, mapy, tabulky, obrázky, animace a využívat širokou škálu barev a jiných estetických možností počítačové grafiky a možností video techniky a video prezentací. Velký význam i v e-learningu má přítomnost zpětné vazby (procvičování), kdy počítač, nebo vyučující bezprostředně reaguje na odpovědi studenta, čímž systém umožňuje respektovat žákovu individualitu. E-learningový kurz musí být koncipován tak, aby jím šlo procházet mnoha způsoby podle žákových schopností a předchozích znalostí.

Důležitá je také volba testových otázek. Musí být voleny tak, aby k jejich správnému zodpovězení bylo nutné pochopení probírané látky a aby nebylo možné jejich náhodně správné zodpovězení. Jako vhodné se jeví otázky s výběrovými, či tvořenými odpověďmi. Důležité je uvádět minimálně čtyři varianty odpovědí, aby byla snížena možnost náhodně správné odpovědi nebo zavést eventualitu několika, nebo všech správných odpovědí, nebo také žádné správné odpovědi.

E-learningu se často vytýká, že zejména v experimentálních oborech a předmětech, se nerozvíjejí studentovy manuální dovednosti. Na druhé straně však šetří náklady na stále dražší materiál, pracovní a jiné pomůcky a vybavení učeben a laboratoří. Nelze zanedbat i hledisko bezpečnosti práce, protože lze simulovat (nebo přehrávat video záznamy) pokusy s nebezpečnými či vzácnými látkami, se kterými by se jinak žák nemohl seznámit. S nástupem multimedií můžeme (snad s výjimkou čichových vjemů) zcela výuku přiblížit realitě.

2. Multimédia ve výuce chemie

Hlavním cílem e-learningu, a to nejen pouze v chemii, je efektivní zapojení informačních a komunikačních technologií do systémů vzdělávání a odborné a didaktické přípravy na školách. Zastřešujícím prostředkem je Internet a jeho možnosti a služby.

2.1. Učitel a multimédia

V této části bakalářské práce je třeba nastínit role, které mohou učitele pracujícího v e-learningovém prostředí potkat. Jsou to především role autora on-line kurzu a role tutora, tj. řídicího on-line výuku [1].

- **Obvyklé role učitele v e-learningu**

Učitel může mít při plánování, vývoji a výuce v on-line kurzu více rolí, a to v závislosti na své odborné profesi, znalostech, dovednostech a zkušenostech. Role vyučujícího (tutora) a autora obsahu studijních materiálů zvládne po zaškolení mnoho učitelů, protože jsou odborníky na pedagogiku a odborný obsah své disciplíny.

- **Speciální role učitele v e-learningu**

Naproti tomu za speciální role se považují ty, které vyžadují hlubší počítačové softwarové a hardwarové znalosti, dovednosti a dostatečnou praxi (např. tvorba multimédií, převod odborného obsahu do LMS, tvorba počítačové grafiky, speciální programátorské práce). Tyto speciální role obvykle přebírají počítačovní specialisté.

- **Role učitele jako tutora**

Při prezentační výuce jsou učitelé většinou v roli vyučujícího, který studenty vyučuje pomocí studijních materiálů, které vytvořil on sám nebo někdo jiný. V on-line kurzech roli vyučujícího odpovídá role tutora. Hlavním úkolem tutora je podpora samotného učení studujícího. Tutor vede výuku v on-line kurzu, studujícím radí a konzultuje s nimi, podporuje a usnadňuje jejich studium a vede administrativu výuky. Všechny zmíněné činnosti usnadňují tutorovi softwarové systémy pro řízení studia (LMS).

- **Role učitele jako autora**

Někteří učitelé prezenční výuky se podílejí i na vývoji tradičních kurzů, například vytváření učebnic (skript) pro výuku, laboratorní cvičení, nebo spíše sbírek příkladů pro seminární cvičení. Pro zvládnutí role autora v klasické výuce musí být učitel především dobrým znalcem obsahu, musí mít příslušné znalosti o tvorbě učebních textů a dobré pedagogické schopnosti a zkušenosti. V on-line kurzu potřebuje mít učitel v roli autora další doplňující znalosti, schopnosti a zkušenosti. Především by měl umět:

- posoudit vhodnost existujících studijních materiálů pro aplikaci v on-line kurzu a umět didakticky transformovat vzdělávací obsah
- kombinovat vhodně prvky tradiční a elektronické výuky a vhodná multimédia
- mít úspěšnou praxi jako tutor e-learningu.

2.2. Žák a multimédia

Pro žáka či studenta mají multimédia ve výuce obrovský význam a to ve všech fázích výuky:

- a) motivace (zejména video)
- b) expozice (grafické doplňky, zejména foto a video)
- c) fixace (grafické doplňky, didaktické testy)
- d) diagnostika (zejména didaktické testy).

Multimédia jsou pro žáka důležité také nejen z hlediska klasické výuky v rámci vyučovací hodiny, ale zejména při samostatném studiu v rámci e-learningového zpracování dané učební látky.

3. Cíl bakalářské práce

Hlavním cílem této bakalářské práce je vytvoření výukového textu do anorganické chemie pro prvky hliník, germanium, cín a olovo, který by byl využitelný pro výuku na pedagogických fakultách, nebo na středních školách s chemickým zaměřením a v neposlední řadě také vytvoření testových otázek, které by prověřily znalost probraného učiva.

Tato práce dále předkládá rozsah učiva anorganické chemie pro výše zmíněné prvky, obsaženého v učebnicích pro základní, střední a vysoké školy. Ukazuje množství faktů, které jsou od základní až po vysokou školu sdělovány studentům, a jejich kvalitu pro různé stupně škol. Snaží se o vytvoření výukového textu, který by zahrnoval teorii získanou z různých učebnic a jeho prezentaci studentům.

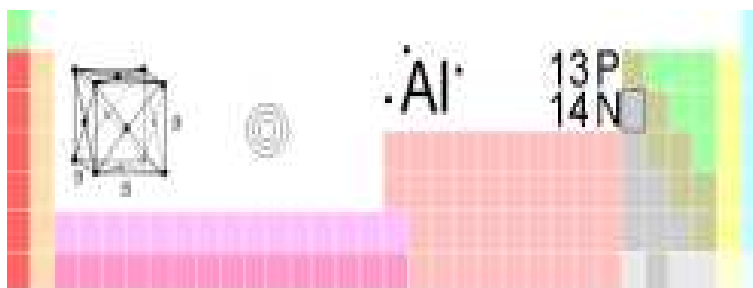
Práce uvádí několik laboratorních úloh, které jsou vhodné pro demonstraci, jak na základních, středních, tak i na vysokých školách. Laboratorní práce by měly pomoci studentům dále prohloubit teoretické znalosti a spojit je s praktickou zkušeností. Laboratorní úlohy jsou voleny tak, aby je mohl student provést sám, ale mohou být také demonstrovány vyučujícími pro širší skupinu posluchačů.

4. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na VŠ

Hliník a skupina germania jsou v periodické soustavě prvků zařazeny do 13., resp. 14. skupiny. Patří mezi důležité kovy s všestranným použitím [2].

4.1. Hliník

V periodické soustavě prvků se hliník nachází ve 13. skupině a 3. periodě (viz obrázek č. 1). Má chemickou značku Al, latinsky Aluminium, protonové číslo 13 a jeho elektronová konfigurace je: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ [3].



Obr. 1

Umístění hliníku v PSP [4]

4.1.1. Teoretické znalosti

Výskyt

Hliník je třetím nejrozšířenějším prvkem v zemské kůře hned po kyslíku a křemíku. Podle posledních dostupných údajů tvoří hliník 7,5-8,3 % zemské kůry. Je velice reaktivní, a proto se v přírodě setkáváme prakticky pouze s jeho sloučeninami. Nejvýznamnější rudou hliníku je bauxit ($Al_2O_3 \cdot 2 H_2O$). Jiným významným minerálem je kryolit (Na_3AlF_6), používaný především jako tavítko pro snížení teploty tání bauxitu [4].

Výroba

Pro průmyslovou výrobu hliníku mají dnes význam jako suroviny především bauxity, které mohou být různého chemického složení. Jejich typickým znakem je vysoký obsah hydratovaného oxidu hlinitého.

Poprvé byl hliník vyroben v roce 1889 elektrolyticky z bauxitů, od té doby se způsob výroby v podstatě nezměnil, i když je tato výroba náročná na spotřebu elektrické energie.

Technologie výroby hliníku

Technologie výroby hliníku je možno zjednodušeně rozdělit na:

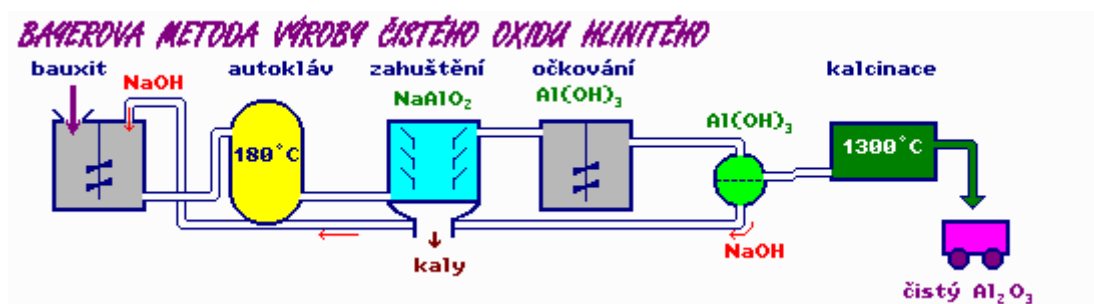
- výrobu čistého oxidu hlinitého z bauxitu
- elektrolýzu oxidu hlinitého.

Výroba čistého Al_2O_3

Volba technologických postupů výroby oxidu hlinitého se řídí jakostí bauxitu, tj. množstvím oxidu obsaženým v rudě.

Bayerova metoda výroby oxidu hlinitého

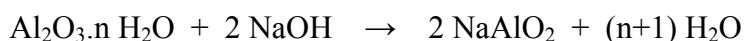
Využívá se pro bauxity, které obsahují vyšší množství oxidu hlinitého (viz obrázek č. 2).



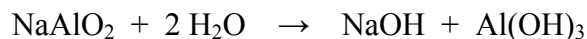
Obr. 2

Bayerova metoda výroby čistého oxidu hlinitého [5]

Al_2O_3 se vyrábí v autoklávech, pomocí 40% roztoku NaOH při teplotě asi 200 °C a tlaku 2 MPa. Hydratovaný oxid hlinitý přechází v rozpustný hlinitan:



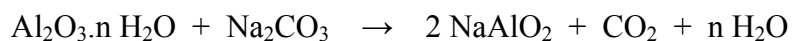
Roztok se odděluje od kalů a dále postupuje ke zředění, ochlazování a očkovaní pomocí $\text{Al}(\text{OH})_3$. Hlinitan se hydrolyticky rozloží na hydroxid hlinitý a hydroxid sodný, který se vrací po regeneraci zpět do procesu. Hydrolytické štěpení popisuje rovnice:



Hydroxid hlinitý se odfiltruje, promývá, suší a kalcinuje na Al_2O_3 .

Spékací metoda

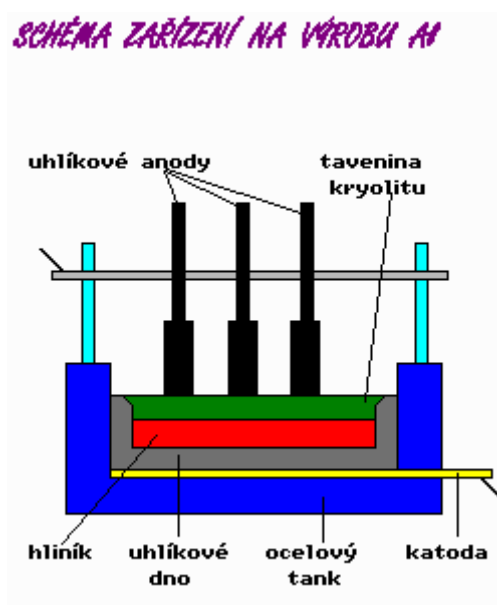
Využívá se pro bauxity, které obsahují menší množství Al_2O_3 . Rozemletý bauxit se spéká za teploty $1200\text{ }^\circ\text{C}$ se sodou a rozemletým vápencem:



Vzniká opět hlinitan sodný, který se zpracovává podobně jako u Bayerovy metody.

Elektrolýza oxidu hlinitého

Hliník se získává rozkladem oxidu hlinitého v tavenině kryolitu $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ (viz obrázek č. 3).



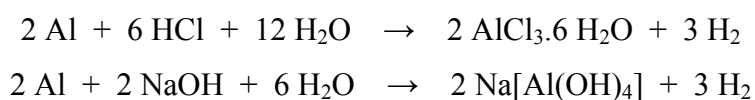
Obr. 3

Schéma zařízení na výrobu Al [5]

Hliník se vylučuje jako tavenina na katodě, kterou tvoří uhlíkové dno vany elektrolyzéry, odtud se také vypouští. Anody jsou tvořeny z uhlíku a během elektrolyzy uhořívají. Pracovní napětí v elektrolyzéry je 4-5 V, proud dosahuje 20 000 až 100 000 A [5].

Vlastnosti

Hliník je stříbřitě šedý, měkký kov (viz obrázek č. 4), který se vyznačuje malou hustotou, výbornou tepelnou a elektrickou vodivostí, kujností, tažností a odolností vůči korozi. Je amfoterní prvek – rozpouští se v neoxidujících kyselinách a hydroxidech alkalických kovů za vývoje vodíku:



V čistém stavu je velmi reaktivní, na vzduchu se však rychle pokryje tenkou vrstvičkou oxidu Al_2O_3 , která chrání kov před další oxidací. Hliník má díky své elektropozitivitě značnou afinitu (ochotu reagovat) ke kyslíku. Této vlastnosti využívá aluminotermie (viz dále). S koncentrovanou kyselinou dusičnou (HNO_3) hliník nereaguje a je pasivován = ztrácí schopnost reagovat se zředěnými roztoky kyselin. Proto jsou slitiny hliníku vhodným materiálem pro výrobu kontejnerů na přepravu koncentrované kyseliny dusičné.



Obr. 4
Surový hliník [6]

Využití

Předměty denní potřeby

Jako předmět denní potřeby se hliník uplatnil při výrobě drobných mincí, kuchyňského nádobí a příborů (viz obrázek č. 5). Hliník se válcuje na tenké fólie – alobal (viz obrázek č. 5)

a používá se jako obalový materiál. Společně se stříbrem slouží hliník jako záznamové médium v kompaktních discích. Je součástí lehkých slitin v automobilovém průmyslu (slitina s Mg, Cu a Mn = dural). Dural má oproti samotnému hliníku mnohem větší pevnost a tvrdost při zachování velmi malé měrné hmotnosti. Zároveň jsou i značně odolné vůči korozi. Všechny uvedené vlastnosti předurčují dural jako ideální materiál pro letecký a automobilový průmysl, ale setkáme se s ním při výrobě výtahů, jízdních kol, lehkých žebříků a podobných aplikacích (viz obrázek č. 6) [4].



Obr. 5

Vidlička, alobal [6]



Obr. 6

Strojní součásti [6]

Hliník jako vodič

Vzhledem k dobré elektrické vodivosti se kovového hliníku dříve často využívalo jako materiálu pro elektrické vodiče. Hliník se však průchodem elektrického proudu zahřívá a zvětšuje svůj objem. Pokud je hliníkový vodič spojen mechanicky s jiným vodičem kupříkladu pomocí šroubu, pak toto roztažení nemůže probíhat všemi směry stejně. Při

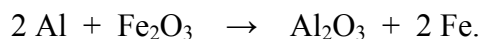
ochlazení, tedy když proud přestane vodičem protékat, se naopak smrští rovnoměrně ve všech směrech, což způsobí, že se šroubované kontakty poněkud uvolní, čímž se zvýší jejich odpor, který následně vede ke zvýšenému zahřívání. Doporučuje se proto hliníkové kontakty občas dotahovat, aby se zmenšilo nebezpečí vzniku požáru [2].

Aluminotermie

Je metoda výroby některých kovů z jejich oxidů za použití hliníku jako redukčního činidla. Při uvedené reakci se také uvolňuje značné množství tepla a teplota dosahuje dostatečných hodnot pro roztavení např. kovového železa.

Příklad:

Reakce práškového hliníku s oxidem železitým:



Této reakce se dříve často používalo ke spojování železných kolejnic vzniklým roztaveným železem.

Sloučeniny

Nejvýznamnější sloučeninou hliníku je *oxid hlinitý* – Al_2O_3 , který má mnoho modifikací.

Krystalický Al_2O_3 má název *korund*.

Vyznačuje se mimořádnou tvrdostí a chemickou odolností. Využívá se k výrobě laserů, geologických vrtačnických souprav a kovoobráběcích nástrojů. Jeho barva je šedá, modrá (safír), nebo červená (rubín) – viz obrázek č. 7. Je na 9. místě v Mohsově stupnici tvrdosti.



Obr. 7

Korund [7], rubín [8], safír [9]

Chlorid hlinitý – Al_2Cl_6

Připravuje se buď syntézou prvků, nebo reakcí žhavého oxidu hlinitého s chlorem. V plynné a kapalně fázi neobsahuje molekuly AlCl_3 , ale dimerní molekuly Al_2Cl_6

s chloridovými můstky. Je významným, průmyslově využívaným katalyzátorem mnoha organických reakcí.

Síran hlinitý – $Al_2(SO_4)_3$ je bílá krystalická látka. Používá se v barvířství a v papírnictví, zejména pro výrobu kvalitních psacích a tiskových papírů (používá se jako plnivo).

Kamenec hlinitodraselný – $KAl(SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$ je podvojná sůl, která je složená z kationtů jednomocného (K^+) a trojmocného (Al^{3+}) kovu, ze síranového aniontu a 12 molekul krystalové vody. Používá se v barvířství a koželužství [2].

Hliníkové nádoby

Největším rizikem je používání hliníkového nádobí. Je však třeba připomenout, že při běžném používání se hliník z nádobí neuvolňuje. Rozpouští se pouze v přítomnosti kyselého prostředí. V praxi to znamená, že okyselíme-li vařený pokrm octem, z hliníkových nádob se začne uvolňovat hliník a my jej tak budeme nevědomky přijímat při každém dalším použití tohoto nádobí. Přitom některé druhy octa mohou být i velmi zdravé. Riziko rozpouštění hliníku se také zvyšuje v důsledku kyselých dešťů [10].

4.2. Germanium, cín a olovo

Prvky germanium, cín a olovo tvoří v periodickém systému 14. skupinu. Elektronová konfigurace valenční sféry jejich atomů je $ns^2 np^2$. Bezprostředně pod ní je u všech tří prvků soubor orbitalů $(n-1)d$ zaplněný deseti elektrony.

Germanium, cín i olovo mohou do tvorby vazeb zapojit všechny čtyři valenční elektrony. V tomto případě mají jejich atomy oxidační číslo IV a jsou stabilizovány na konfiguraci elektronové „osmnáctky“. Taková vazebná situace je nejběžnější a také nejstabilnější u germania.

Jinak je tomu v případě, že kovy 14. skupiny využijí při vytváření vazeb jen elektrony np^2 . Na jejich atomech zůstane bez výraznější účasti na vazbě elektronový pár ns^2 . Atomy mají oxidační číslo II. Hovoříme o stabilizaci na elektronovou „dvacítku“. Tento způsob stabilizace vyhovuje nejlépe nejtěžšímu kovu 14. skupiny – olovu [11].

4.2.1. Teoretické znalosti – Ge

Výskyt

Germanium se nachází v PSP ve 14. skupině a 4. periodě (viz obrázek č. 8).



Obr. 8

Umístění germania v PSP [11]

V zemské kůře je germanium poměrně vzácný prvek. Průměrný obsah činí pouze 5-7 mg/kg. V mořské vodě je jeho koncentrace mimořádně nízká, pouze 0,07 mikrogramu na litr vody.

Germanium je poměrně řídké se vyskytující polokov, nalézající se obvykle jako příměs v rudách zinku a stříbra. Bývá obsažen jako stopová příměs v mnoha ložiscích uhlí. Z minerálů se vzácně setkáváme se směsným sulfidem stříbra a germania argyroditem o složení Ag_8GeS_6 [11].

Germanium má 5 stabilních izotopů a dalších 27 uměle připravených. Jeho nejstabilnější izotopy jsou uvedeny v tabulce č. 1.

Izotopy	Výskyt v přírodě	Poločas rozpadu	Záření	Produkt
^{68}Ge	uměle vytvořený	270,8 dní	elektronový záchyt	^{68}Ga
^{70}Ge	21,23 %	^{70}Ge stabilní s 38 neutrony		
^{71}Ge	uměle vytvořený	11,26 dní	elektronový záchyt	^{71}Ga
^{72}Ge	27,66 %	^{72}Ge stabilní s 40 neutrony		
^{73}Ge	7,73 %	^{73}Ge stabilní s 41 neutrony		
^{74}Ge	35,94 %	^{74}Ge stabilní s 42 neutrony		
^{76}Ge	7,44 %	$1,78 \times 10^{21}$ roků	beta	^{76}Se

Tab. 1

Přehled nejstabilnějších izotopů germania [12]

Výroba

Germanium (viz obrázek č. 9) se průmyslově získává ze zbytků po zpracování zinkových rud z popele po spalování uhlí s jeho zvýšeným obsahem. Po vyredukování kovu s čistotou asi 99 % se germanium o vysoké čistotě připravuje metodou zonálního tavení [11].

Zonální tavení:

Čištěný materiál se nejprve upraví do tvaru dlouhé tenké tyče. Ta se potom ve speciální pícce postupně přetavuje tak, aby se tavená zóna posunovala od jednoho konce ke druhému. Přitom se nečistoty přítomné v materiálu koncentrují v roztavené zóně a postupně se dostávají ke konci tyče, který se nakonec odstraní odříznutím. Několikanásobným opakováním tohoto postupu vznikne poměrně vysoce čistý materiál [13].



Obr. 9

Surové germanium [11]

Vlastnosti

Objevil jej roku 1886 německý chemik Clemens A. Winkler a pojmenoval jej podle své vlasti. Zajímavé je, že jeho existenci předpověděl tvůrce periodické tabulky prvků ruský chemik Dmitrij Ivanovič Mendělejev, který jej nazýval ekasilicium a poměrně přesně určil základní fyzikálně-chemické vlastnosti tohoto v té době neznámého prvku.

Germanium vytváří sloučeniny s oxidačním číslem Ge^{4-} , Ge^{2+} a Ge^{4+} . V pevném skupenství se germanium chová jako polovodič. Naproti tomu v kapalném skupenství je kovem, podobně jako např. rtuť [11].

Využití

Zájem o germanium nastal v 50. letech minulého století, kdy byly připraveny první tranzistory a další elektronické součástky na bázi čistého germania. Během dalších desetiletí bylo germanium nahrazeno křemíkem, jež se v přírodě vyskytuje v daleko větším množství.

V současné době se germania užívá v průmyslu při výrobě polovodičů a to germanium křemíku (SiGe) pro výrobu integrovaných obvodů s vysokou rychlostí signálu. Je také součástí obvodů, které reagují na elektromagnetické vlnění v infračervené oblasti spektra.

Uplatnění má germanium při výrobě světlovodné optiky, protože jeho přítomnost v materiálu optických vláken podstatným způsobem zvyšuje index lomu materiálu [11].

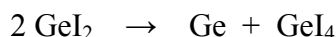
Sloučeniny

Tvoří oxidy. Oxid germanatý – GeO je redoxně málo stálý, působí jako redukovalo a ochotně se oxiduje. Při rozpouštění $Ge(OH)_2$ ve vodném roztoku hydroxidu alkalického kovu je dokonce hlavním dějem oxidačně-redukční reakce:



Síra se slučuje s germaniem na sulfidy GeS , GeS_2 .

Germanium tvoří halogenidy. Halogenidy germanaté se v důsledku nestability oxidačního stavu II snadno oxidují a při vyšších teplotách dokonce mohou samy disproportionovat:



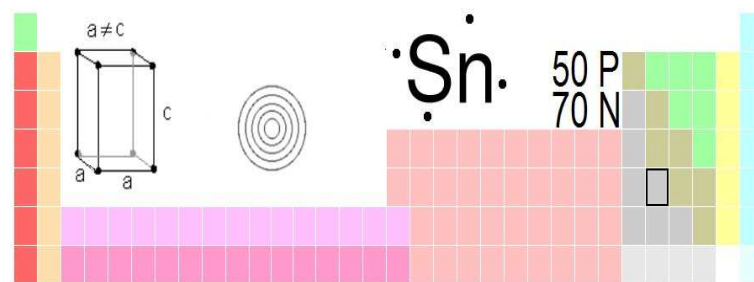
Vytváří poměrně velké množství organokovových sloučenin. Jsou to především tetraalkylsloučeniny a tetraarylsloučeniny typu:

R_3GeY , R_2GeY_4 a $RGeY_3$; (Y – H, F, Cl, Br, I, OH, SH, OR, CN, NCO, NCS, CNS, SiR_2 , $OSiR_3$, NR_3).

Většina těchto sloučenin jsou nízkomolekulární látky. Existují i další organokovové sloučeniny se složitější stechiometrií [11].

4.2.2. Teoretické znalosti – Sn

Cín se nachází v PSP ve 14. skupině a 5. periodě (viz obrázek č. 10).



Obr. 10

Umístění cínu v PSP [14]

Patří mezi kovy, které jsou známy lidstvu již od starověku především jako součást slitiny zvané bronz. Má velmi nízký bod tání a je dobře kujný a odolný vůči korozi. Využívá se v pájkách a jako ložiskový kov, v potravinářství při dlouhodobém uchovávání potravin (pocínování konzerv, cínové fólie) a při výrobě uměleckých předmětů [14].

Výskyt

Cín je v zemské kůře poměrně vzácným prvkem. Průměrný obsah činí 2 – 4 mg/kg. Hlavní cínovou rudou je kasiterit neboli cínovec, chemicky SnO_2 . Vyskytuje se v cínových žilách a pegmatitech, hromadí se v náplavech. Obsahuje 78,62 % cínu. Další, ale vzácnou cínovou rudou, je stannin. Ložiska cínových rud v ČR jsou Cínovec a Horní Krupka. Ve světě Brazílie, Rusko, Malajsie [14].

Cín je prvek s nejvíce stabilními izotopy, kterých má 10 a dalších 28 známých izotopů je nestabilních. Jeho nejstabilnější izotopy jsou uvedeny v tabulce č. 2.

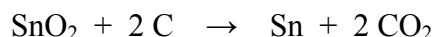
Izotopy	Výskyt v přírodě	Poločas rozpadu
^{112}Sn	0,97 %	^{112}Sn stabilní s 62 neutrony
^{114}Sn	0,66 %	^{114}Sn stabilní s 64 neutrony
^{115}Sn	0,34 %	^{115}Sn stabilní s 65 neutrony
^{116}Sn	14,54 %	^{116}Sn stabilní s 66 neutrony
^{117}Sn	7,68 %	^{117}Sn stabilní s 67 neutrony
^{118}Sn	24,22 %	^{118}Sn stabilní s 68 neutrony
^{119}Sn	8,59 %	^{119}Sn stabilní s 69 neutrony
^{120}Sn	32,58 %	^{120}Sn stabilní s 70 neutrony
^{122}Sn	4,63 %	^{122}Sn stabilní s 72 neutrony
^{124}Sn	5,79 %	^{124}Sn stabilní s 74 neutrony

Tab. 2

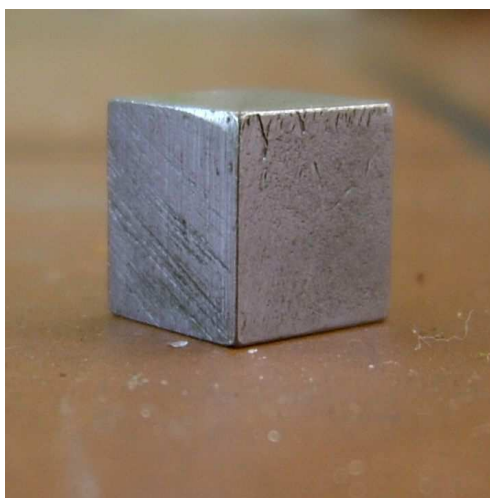
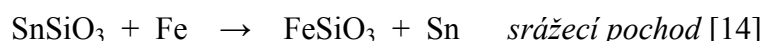
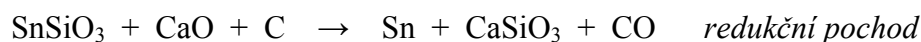
Přehled nejstabilnějších izotopů cínu [15]

Výroba

Cín se vyrábí z oxidu cíničitého redukcí uhlím:



Ve strusce vznikající při tomto pochodu je ještě velké množství cínu a získává se redukčním pochodem (tavením strusky v plamenných pecích s vápnem a uhlím), nebo srážecím pochodem (tavením se železnými odpadky).



Obr. 11

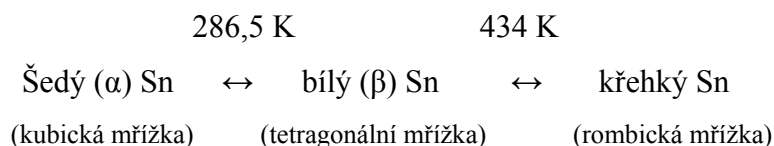
Surový cín [14]

Vlastnosti

Cín je v normálním prostředí značně *odolný proti korozi* a zároveň je zdravotně prakticky nezávadný. Je to stříbrobílý lesklý kov (viz obrázek č. 11), není příliš tvrdý, ale je značně tažný, takže jej lze válcovat na velmi tenké fólie (staniol). Ve sloučeninách se vyskytuje s oxidačním číslem II a IV jako Sn^{2+} a Sn^{4+} .

Vůči vodě a vzduchu je za normální teploty stálý. Velmi ochotně se rozpouští v kyselině chlorovodíkové za přítomnosti i malých množství oxidačních činidel (HNO_3 , H_2O_2 , ...). Také v silně alkalických roztocích se kovový cín poměrně rychle rozpouští za vzniků cíničitanového aniontu $[\text{SnO}_3]^{2-}$. Cín je tedy amfoterní [14].

Na rozdíl od germania se cín vyskytuje ve třech modifikacích [3]:



Šedý α -cín, krystalizující v kubické soustavě a bílý β -cín se vyskytuje v tetragonální krystalické soustavě. Přejít mezi těmito dvěma formami nastává při teplotě 13,2 °C. Jsou-li cínové předměty (nádoby, sošky) dlouhodobě vystaveny nízkým teplotám, může dojít k přechodu původně bílého cínu na šedou modifikaci a předmět se rozpadne na prach. Tento jev je označován jako cínový mor a byl znám již od středověku, kdy přes zimu teploty v hradních místnostech mohly klesnout pod uvedenou teplotu a došlo ke zničení cínových nádob [14].

Využití

Se zpracováním cínu litím do různých forem se setkáváme již od poloviny 3. tisíciletí př. n. l. I v antice byla výroba cínových předmětů vysoce ceněna, ale cínařství dosáhlo vrcholu v evropském středověku, renesanci a baroku. Hlavními výrobky z té doby jsou užitkové a liturgické nádoby, svícny, křtitelnice (viz obrázek č. 12). Povrch těchto výrobků byl zdoben reliéfy, rytím, cizelováním a leptáním. Před objevením porcelánu byl cín důležitým materiálem pro výrobu talířů, konví a číší. Později byly z cínu odlévány i drobné hračky (cínoví vojáčky – viz obrázek č. 12), sošky, pamětní medaile apod.

V současné době je těžiště využití kovového cínu v potravinářství. Vysoká odolnost cínu proti korozi a jeho zdravotní nezávadnost ho určují jako ideální materiál pro styk s dlouhodobě uchovávanými potravinami. Protože cena samotného cínu je poměrně vysoká, je plech pro výrobu konzerv obvykle ze slitin železa a cínem v tenké vrstvě je pokrývá vnitřní povrch, který je v kontaktu s potravinami. Podobně se upravují i kovové povrchy zařízení pro potravinářský průmysl – trubky, kotle, reaktory aj. Z cínu lze také vyválcovat tenké fólie (*staniol*), které se opět uplatňují při ochraně potravin, nebo jiných předmětů před korozi. Dnes jsou ale vytlačovány hliníkovou fólií *alobalem*, který je zřetelně levnější a má stejné vlastnosti.

Ve *sklářském průmyslu* je lití skleněných tabulí na roztavený cín ideální metodou pro výrobu dokonale rovných skleněných ploch o značně velkých rozměrech (výkladní skříně, okna) [14].



Obr. 12

Cínová křtitelnice [16], cínový vojáček [14]

Sloučeniny

Cín tvoří s většinou minerálních kyselin dvě řady solí Sn^{2+} a Sn^{4+} . Ve vodných roztocích jsou ionty v uvedených oxidačních číslech stále pouze v přítomnosti velkého nadbytku kyselin (především HCl stabilizuje iont Sn^{4+} tvorbou silných chlorokomplexů). Roztoky cínatých solí Sn^{2+} se ve styku se vzdušným kyslíkem pozvolna oxidují na soli cíničité.

Hlavní praktické uplatnění nalézají roztoky *cínatých solí jako redukční činidla* střední síly. Jsou nasazovány jak v organické tak anorganické syntéze i v analytické chemii v reduktometrických titracích, nebo při tvorbě těkavých hydridů arsenu, nebo antimonu.

Sloučeniny cínaté

Chlorid cínatý – SnCl_2 je bílá, mastně lesklá, rozpustná krystalická látka. Je to silné redukční činidlo. Nejlépe se připraví vedením par chlorovodíku přes rozžhavený cín.

Oxid cínatý – SnO je tmavý prášek, nerozpustný ve vodě. Vzniká reakcí hydroxidu cínatého s cínatými, nebo zásaditými látkami.

Sulfid cínatý – SnS je tmavě hnědá, nerozpustná látka, která vzniká přímým slučováním cínu se sírou nebo se vylučuje z roztoků cínatých solí po přidání roztoku sulfanu.

Dusičnan cínatý – $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ je bílá, hygroskopická, krystalická látka, která se snadno rozkládá. Vzniká působením zředěné kyseliny dusičné na cín, kdy vzniká vedle dusičnanu cínatého i dusičnan cíničitý, nebo ho lze připravit reakcí oxidu cínatého, nebo hydroxidu cínatého se zředěnou kyselinou dusičnou.

Sloučeniny cíničité

Fluorid cíničitý – SnF_4 je bezbarvá krystalická látka, která lehce tvoří komplexní sloučeniny. Vzniká reakcí chloridu cíničitého s bezvodým fluorovodíkem.

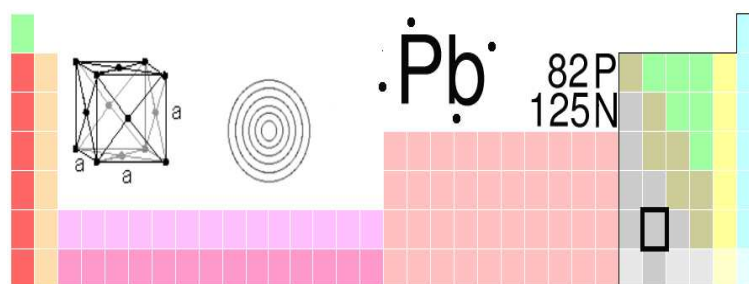
Chlorid cíničitý – SnCl_4 je v bezvodém stavu bezbarvá, na vzduchu dýmající kapalina. Uplatnil se i v organické syntéze a ve výrobě organokovových sloučenin cínu. Připravuje se přímou reakcí kovového cínu s chlorem.

Bromid cíničitý – SnBr_4 je za laboratorní teploty sněhobílá krystalická látka, která v roztoku snadno tvoří komplexní sloučeniny. Připravuje se slučováním cínu s bromem.

Oxid cíničitý – SnO_2 se v přírodě vyskytuje jako nerost cínovec (kasiterit), který má bílou barvu a je základní surovinou pro výrobu cínu. Nemá kapalně skupenství, při 1800°C sublimuje. Ve vodě je nerozpustný a ani s kyselinami a roztoky hydroxidů nijak výrazně nereaguje. Používá se při výrobě smaltů, glazur a leštících prostředků. Připravuje se spalováním cínu v proudu vzduchu [2].

4.2.3. Teoretické znalosti – Pb

Olovo se nachází v PSP ve 14. skupině a 6. periodě (viz obrázek č. 13).



Obr. 13

Umístění olova v PSP [17]

Je těžký toxický kov, který je znám lidstvu již od starověku. Ve sloučeninách se vyskytuje jako kationty: Pb^{2+} a Pb^{4+} .

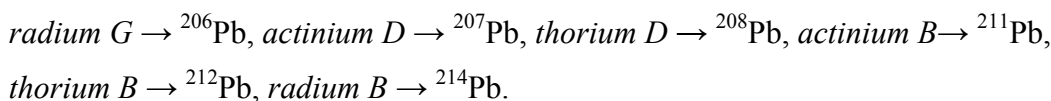
Výskyt

Olovo je v zemské kůře zastoupeno poměrně řídko, průměrný obsah činí pouze 12-16 ppm (mg/kg). Přesto je však jeho obsah větší, než by bylo možno očekávat podle jeho umístění v periodické tabulce prvků. Důvodem pro tento fakt je to, že izotopy olova jsou

konečným produktem radioaktivních uranových a thoriové rozpadových řad a obsah olova se v zemské kůře postupně zvyšuje.

Elementární olovo se v přírodě vyskytuje pouze vzácně. Nejběžnějším minerálem a zároveň olověnou rudou je sulfid olovnatý, galenit PbS . Dalšími, méně běžnými minerály olova, jsou cerusit, uhličitán olovnatý $PbCO_3$ a anglesit, síran olovnatý $PbSO_4$. Dále se olovo často vyskytuje jako doprovodný prvek v rudách zinku a stříbra [17].

Olovo má 37 izotopů, z toho jsou 4 stabilní ^{204}Pb , ^{206}Pb , ^{207}Pb a ^{208}Pb . Izotopy olova vznikají z radioaktivních rozpadových řad aktiniové, radiové a thoriové které známe jako:



Stabilní izotop olova ^{206}Pb je na konci uran-radiové řady z uranu ^{238}U , dále ^{207}Pb je na konci aktiniové řady u uranu ^{235}U a izotop ^{208}Pb je na konci thoriové řady z izotopu ^{232}Th [18].

Nejstabilnější izotopy olova jsou uvedeny v tabulce č. 3.

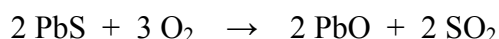
Izotopy	Výskyt v přírodě	Poločas rozpadu	Záření	Produkt rozpadu
^{204}Pb	1,4 %	$>1,4 \times 10^{17}$ roků	alfa	^{200}Hg
^{205}Pb	uměle vytvořený	$1,53 \times 10^7$ roků	elektronový záchyt	^{205}Tl
^{206}Pb	24,1 %	^{206}Pb stabilní s 124 neutrony		
^{207}Pb	22,1 %	^{207}Pb stabilní s 125 neutrony		
^{208}Pb	52,4 %	^{208}Pb stabilní s 126 neutrony		
^{210}Pb	stopový	22,3 roků	alfa	^{206}Hg
			beta	^{210}Bi

Tab. 3

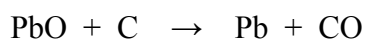
Přehled nejstabilnějších izotopů olova [18]

Výroba

Při získávání olova z rudy je obvykle hornina jemně namleta a flotací oddělena složka s vysokým zastoupením kovu. Následuje pražení rudy, které převede přítomné sulfidy olova na oxidy.



Kovové olovo se pak z praženého koncentráту rud získává běžnou žárovou redukcí elementárním uhlíkem (obvykle koks) [2].



Vlastnosti

Nízkotavitelný, měkký, velmi těžký, toxický kov (viz obrázek č. 14), používaný člověkem již od starověku. Ve sloučeninách se vyskytuje s oxidačními čísly: Pb^{2+} a Pb^{4+} .

Za normálních podmínek je olovo odolné a neomezeně stálé vůči atmosférickým vlivům. V kompaktním stavu se na vlhkém vzduchu příliš nemění, pouze zvolna ztrácí lesk a tvoří se na něm šedobílá vrstva oxidů, hydroxidů a uhličitánů.

Dobře se rozpouští především v kyselině dusičné, koncentrovaná kyselina sírová jej naopak pasivuje a olovo s ní nereaguje.

Kovové olovo velmi dobře pohlcuje paprsky rentgenova záření.

Jeho slitiny s cínem, antimonem, nebo stříbrem vykazují výborné vlastnosti při mechanickém spojování kovových předmětů pájením a jako pájky jsou doposud hojně využívány [17].



Obr. 14

Surové olovo [19]

Využití

Nejstarší olověné předměty jsou známy z třetího a druhého tisíciletí před naším letopočtem.

Olovo je stále převažujícím materiálem pro výrobu střeliva a to především pro svoji vysokou specifickou hmotnost, která poskytuje olověné střele (viz obrázek č. 15) vysokou průraznost. Většina nábojů do lehkých palných zbraní (pistole, revolvery, pušky, samopaly) se skládá z olověného jádra, která je kryto ocelovým nebo měděným pláštěm. Střelivo pro brokové zbraně tvoří obvykle drobné kuličky z čistého olova, případně slitin olova s arsenem.

Ze slitin olova jsou rozhodně nejvýznamnější pájky. Nejobvyklejší pájky jsou slitiny olova s cínem, používané pro pájení jednoduchých elektrických obvodů, nebo instalatérské práce. Bod tání těchto pájek je dán poměrem obou kovů, pohybuje se v rozmezí 250 – 400 °C.

Ložiskový kov je slitina s přibližným složením 80 – 90 % Sn, která obsahuje navíc měď, olovo a antimon. Vyznačuje se především vysokou odolností proti otěru, a i když jsou poměrně měkké, slouží pro výrobu kluzných ložisek pro automobilový průmysl a další aplikace [17].



Obr. 15

Olověné kulky ve střelivu [6]

Sloučeniny

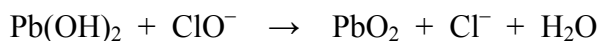
Oxid olovnatý – PbO se vyrábí oxidací kovového olova vzdušným kyslíkem a vzniká též jako vedlejší produkt v metalurgii některých ušlechtilých kovů. Je meziproduktem při tvorbě Pb_3O_4 a užívá se i k výrobě některých dalších antikorozně působících pigmentů, olovnatých skel a glazur.

Oxid olovnato-olovičitý – Pb_3O_4 obsahuje olovo s oxidačním číslem II a IV. Nejčastěji se vyrábí oxidací PbO vzdušným kyslíkem při teplotách kolem 500 °C. Je významným pigmentem přidávaným do antikorozně působících nátěrů železa a ocelí.

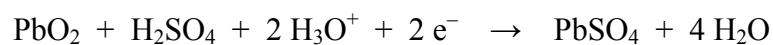
Oxid olovičitý – PbO_2 lze vyrábět rozpouštěním Pb_3O_4 v kyselině dusičné podle reakce:



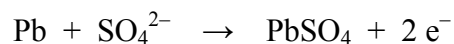
nebo oxidací hydroxidu olovnatého chlorem nebo chlornanem:



Elementární olovo a oxid olovičitý jsou komponentami elektrod v olověných akumulátorech. Děje probíhající na *anodě*:



a na *katodě*:



jsou příčinou vzniku rozdílu potenciálu na elektrodách a zdrojem proudu elektronů tekoucích vnějším okruhem při vybíjení akumulátoru. Při nabíjení akumulátoru probíhají obě reakce opačným směrem.

Další důležité sloučeniny olova jsou ty, které se využívají jako pigmenty: olovnatá běloba – $\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2 \text{PbCO}_3$, chromová žlut' – PbCrO_4 , Turnbullova žlut' – $\text{PbCl}_2 \cdot 2 \text{PbO}$ aj. [2].

4.3. Návodý do laboratorního cvičení

4.3.1. Příprava pyroforického olova [20]

Teorie:

Olovo patří mezi nejměkčí a nejtěžší běžně užívané kovy. Na vzduchu se již za normální teploty rychle oxiduje a povléká se tenkou vrstvičkou oxidu nebo uhličitanu, která ho chrání před další oxidací. Nejsnadněji se oxiduje čerstvě vyredukované a jemně rozptýlené olovo, např. olovo pyroforické. Pyroforickou formu olova lze získat opatrným zahříváním některých organických solí olova, např. vinanu, citranu apod.

Chemikálie:

vinná kyselina (OHCHCOOH)₂, octan olovnatý $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

Pomůcky:

Büchnerova nálevka se zátkou, kádinka, zkumavka z těžkotavitelného skla, odsávací baňka, kahan, držák na zkumavky

Postup:

1) Příprava vinanu olovnatého:

- 7,5 g octanu olovnatého rozpustit v 75 cm³ vody
- přidat vypočtené množství vinné kyseliny
- vzniklou sraženinu odsát na Büchnerově nálevce
- promýt vodou a vysušit v sušárně při 90 °C.

Poznámka:

Sušení trvá dlouho. Suchý vinan olovnatý proto obdržíte od laboranta, abyste úlohu mohli dokončit. Vámi připravený vinan olovnatý na konci cvičení po sušení předejte laborantovi pro další studenty.

2) Žihání *suchého vinanu* ve vodorovné poloze v těžkotavitelné zkumavce v *digestoři*

- produkty termického rozkladu jsou toxické, proto je třeba *pracovat v dobře táhnoucí digestoři*
- horkou zkumavku nepokládat na dlaždičky digestoře, hrozí prasknutí zkumavky
- černá hmota, která zbude ve zkumavce, je pyroforické olovo

- nasypat je na nehořlavou podložku, např. na dlaždice v digestoři
- pozorovat déšť jisker
- zkumavku nečistit, bude použita dalšími studenty v téže úloze; zkumavku odborně vyčistí asistent po ukončení výuky
- pyroforické vlastnosti si olovo ponechává několik dnů, pokud je uchováno ve zkumavce bez přístupu vzduchu.

3) Výpočet vinné kyseliny (OHCHCOOH)₂

$$M((\text{OHCHCOOH})_2) = 150,088 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 325,289 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 7,5 \text{ g}$$

$$m((\text{OHCHCOOH})_2) = ?$$

$$M((\text{OHCHCOOH})_2) = 150,088 \text{ g/mol} \dots\dots\dots M(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 325,289 \text{ g/mol}$$

$$\underline{m((\text{OHCHCOOH})_2) = x \text{ g} \dots\dots\dots m(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 7,5 \text{ g}}$$

$$x = \underline{\underline{3,4605}} \text{ g } (\text{OHCHCOOH})_2$$

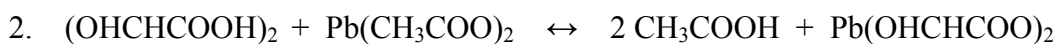
Úkoly:

1. Proč je jemně rozptýlené práškové olovo pyroforické, zatímco kompaktní olovo ne?
2. Zapsat chemickou rovnicí přípravu vinanu olovnatého
3. Pokud uvedená reakce má více než jeden produkt, jak lze nežádoucí produkt odstranit?
4. Zapsat chemickou rovnicí termický rozklad vinanu olovnatého. Použitý informační zdroj ocitujte.
5. Jaký vzhled a vlastnosti má tzv. *pyroforické železo*?
6. Co je to tzv. *Raneyův nikl*, jaký má vzhled, vlastnosti a k čemu se používá? Použitý informační zdroj ocitujte.

4.3.1.1. Vyhodnocení

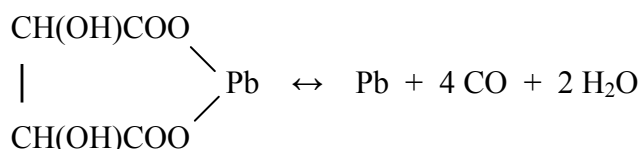
Odpovědi:

1. Práškové Pb není stálé jako kompaktní Pb, proto snadno reaguje → je samozápalné na vzduchu. Práškové Pb má na stejnou hmotnost větší počet reakčních center.



3. Rovnice má více než jeden produkt: octovou kyselinu a vinan olovnatý. Octová kyselina je ve vodě rozpustná, ale vinan olovnatý není. Octovou kyselinu můžeme odstranit filtrací na Büchnerově nálevce.

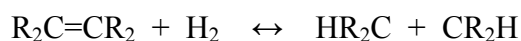
4.



(Kouřil M.: *Demonstrační pokusy z obecné a anorganické chemie*. SPN, Praha 1985.)

5. Pyroforické železo je kovové železo ve velmi jemně rozptýleném stavu, na vzduchu může dojít k samovznícení.

6. Raneyův nikl je jemně rozptýlený elementární nikl, je velmi účinným hydrogenačním katalyzátorem, který působí reakci dvojné vazby mezi uhlíkovými atomy a vodíkem za vzniku jednoduché vazby.



Této reakce se využívá v potravinářství k výrobě ztužených tuků z rostlinných olejů.

(Reny H.: *Anorganická chemie 1. díl, 1. vydání, 1961.*)

4.3.2. Příprava olova – Pb [21]

Teorie:

Olovo je světle šedý, na čerstvém řezu stříbřitě lesklý kov, t. t. 328 °C, $\rho = 11,3 \text{ g/cm}^3$, na vzduchu se pokrývající šedou vrstvou oxidu. Použití v akumulátorech, elektroprůmyslu, sklářství a při výrobě slitin.

Chemikálie:

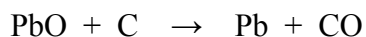
Práškový oxid olovnatý – PbO, dřevěné uhlí

Pomůcky:

Třecí miska, žíhací kelímek, 2 kahany, kleště, porcelánový kachlík

Postup:

Deset gramů suchého práškového oxidu olovnatého dobře promícháme s 2 g vyžíhaného rozetřeného dřevěného uhlí a umístíme do porcelánového kelímku tak, aby byl naplněn do cca dvou třetin výšky. Směs pak převrstvíme až po okraj kousky dřevěného uhlí a kelímek žíháme v nesvítivém plameni nejlépe dvou kahanů, nebo jej umístíme do muflové pece vyhřáté na 800 – 900 °C po dobu 15 minut. Pak směs promícháme a žíháme dalších 15 minut. Nakonec kelímek uchopíme do kleští a vzniklé roztavené olovo vylijeme na porcelánový kachlík.



4.3.3. Příprava cínu – Sn [21]

Teorie:

Cín je lesklý bílý kov, teplota tání je 232 °C. S kyselinami reaguje za vývinu vodíku. Využití v nízkotajících slitinách (bronz, pájky).

Chemikálie:

Oxid cíničitý SnO₂, dřevěné uhlí

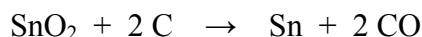
Pomůcky:

Třecí miska, žíhací kelímek, 2 kahany, kleště, porcelánový kachlík

Postup:

Šest gramů oxidu cíničitého jemně rozetřeme a dobře promícháme s 1 g vyžíhaného práškového dřevěného uhlí. Směs nasypane do většího porcelánového kelímku asi do třech čtvrtin výše a na povrch ještě přiložíme pár kousků dřevěného uhlí. Kelímek ostře žíháme nesvítivým plamenem dvou kahanu nebo ještě lépe vložíme do muflové pece (900-1000 °C). Po 15 minutách směs promícháme a žíháme dalších 15 minut. Po této době je

reakce ukončena; kelímeček vezmeme do kleští a roztavený cín vylijeme na porcelánový kachlík.



4.4. Didaktické testy

Na obrázcích č. 16, 17 a 18 je uvedena ukázka zkráceného testu z tématu Hliník, jeho vyhodnocení a správné řešení.

1) Hliník je stříbrně šedý měkký kov a vyznačuje se?
<input type="radio"/> a) špatnou tepelnou a elektrickou vodivostí
<input type="radio"/> b) velkou hustotou
<input checked="" type="radio"/> c) výbornou elektrickou a tepelnou vodivostí
<input type="radio"/> d) výbornou elektrickou vodivostí a špatnou tepelnou vodivostí
2) Dioxid hlinitý a hydroxid hlinitý jsou amfoterní látky. Co to znamená?
<input checked="" type="radio"/> a) reagují s kyselinami jako zásady - vznikají hlinité soli, reagují s hydroxidy jako kyseliny - vznikají hydroxohlinitany
<input type="radio"/> b)) reagují s kyselinami jako kyseliny - vznikají hlinité soli, se zásadami nereagují
<input type="radio"/> c) reagují s hydroxidy jako kyseliny - vznikají hydroxohlinitany, s kyselinami nereagují
<input type="radio"/> d) reagují s hydroxidy jako kyseliny, s kyselinami jako hydroxidy, soli netvoří
3) Bauxit se chemicky nazývá?
<input checked="" type="radio"/> a) oxid hlinitý
<input type="radio"/> b) bromid hlinitý
<input type="radio"/> c) fluorid hlinitý
<input type="radio"/> d) chlorid hlinitý
4) Hliník má zdravotní rizika při pH ?
<input type="radio"/> a) pH neutrálním
<input type="radio"/> b) pH kyselém
<input checked="" type="radio"/> c) pH zásaditém
<input type="radio"/> d) žádná zdravotní rizika nemá
5) Hliník má značnou afinitu (schopnost reagovat) ke kyslíku. Tato schopnost využívá?
<input type="radio"/> a) pájky
<input type="radio"/> b) při svařování
<input type="radio"/> c) aluminotermie
<input type="radio"/> d) hliník s kyslíkem nereaguje
<input type="button" value="Vyhodnotit"/> <input type="button" value="Reset"/>

Obr. 16

Ukázka zkráceného testu z tématu Hliník

Vyhodnocení testu	
Počet správných odpovědí:	6 z 10
Špatné odpovědi:	4, 5, 8, 10,
Úspěšnost:	60%
<input type="button" value="Zopakovat test"/> <input type="button" value="Zobrazit řešení"/>	

Obr. 17

Ukázka vyhodnocení testu

Řešení testu
Otázka 1=c
Otázka 2=a
Otázka 3=a
Otázka 4= b
Otázka 5= c
Červeně jsou označeny odpovědi, u kterých jste odpověděli chybně

Obr. 18

Ukázka řešení testu

5. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na SŠ

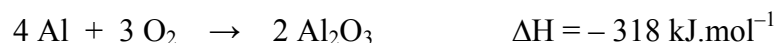
5.1. Hliník

Patří mezi prvky 13. skupiny periodické soustavy prvků neboli p¹-prvky společně s borem, galliem, indiem a thaliem. Mají tři valenční elektrony ($ns^2 np^1$). S rostoucím protonovým číslem roste kovový charakter, bor je nekov, hliník, gallium, indium a thalium jsou typické kovy. Ve sloučeninách mají nejčastěji oxidační číslo III (výjimečně I) [22].

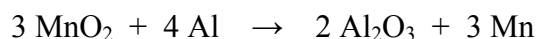
Vlastnosti

Hliník je stříbrolesklý, měkký kov s malou hustotou. Je výborný vodič tepla a elektřiny, kujný a tažný. Dá se vytáhnout na tenký drát a vyválcovat na tenkou fólii (alobal). Hliník je odolný vůči korozi, protože souvislá vrstva oxidu hlinitého na povrchu kovu brání další oxidaci. Umělé zesílení vrstvy oxidu anodickou oxidací se nazývá *eloxování*.

Hliníkový prach se stýká se vzduchem na mnohem větší ploše a zapálen shoří oslnivým plamenem na oxid, přičemž se uvolní velké množství tepla:



Schopnost hliníku vázák kyslík se využívá při výrobě některých kovů (např. Mn, Mo, Cr, V) z jejich oxidů za vysoké teploty (3000°C i více) tzv. *aluminotermickou metodou* (*aluminotermie*).



Výskyt

V přírodě se vyskytuje pouze ve formě svých sloučenin: **hlinitokřemičitany** (živce, slídy, součásti jíílů, hlín), **bauxit** (hydrát oxidu hlinitého), **kryolit** $\text{Na}_2[\text{AlF}_6]$ (hexafluorohlinitan sodný), **korund** Al_2O_3 [23].

Výroba

Průmyslově se hliník vyrábí elektrolýzou taveniny směsi oxidu hlinitého Al_2O_3 ($w = 18,5 \%$) a kryolitu, tj. hexafluorohlinitanu sodného $\text{Na}_2[\text{AlF}_6]$ ($w = 81,5 \%$) při teplotě asi 950 °C. Kryolit je tavidlo (snižuje teplotu tání směsi).

Rozsahem výroby patří hliník mezi kovy na druhé místo za železo [22].

Použití

Hliník má rozsáhlé využití jako vodič elektrického proudu, při výrobě různých užitkových předmětů (např. varného nádobí), obalů (tenkých fólií) apod. Odolnost a mechanické vlastnosti hliníku se zlepšují hlavně ve slitinách (např. slitina Al + Mg + Cu + Mn = dural), které se uplatňují v automobilovém a leteckém průmyslu a ve stavebnictví jako konstrukční materiál (viz obrázek č. 19) [22].



Obr. 19

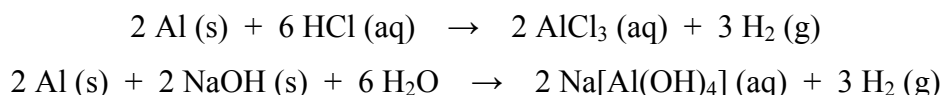
Duralový rám horského kola [24]

Sloučeniny

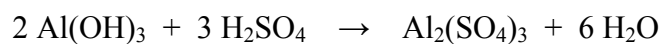
Hliník se s ostatními prvky váže přednostně kovalentními vazbami, ve sloučeninách může být až šestivazný, např. v hexafluorohlinitanovém aniontu AlF_6^{3-} , nebo ve vodném roztoku v iontu hexaaquahlinitém $[Al(H_2O)_6]^{3+}$.

Reakcí hliníku s halogeny vznikají halogenidy hlinité. Fluorid hlinitý – AlF_3 je iontová sloučenina, ostatní halogenidy však vytvářejí kovalentní dimerní molekuly Al_2X_6 . Fluorid hlinitý – AlF_3 poskytuje s fluoridy kovů komplexní sloučeniny – fluorohlinitany $M^I_3[AlF]_6$, např. $Na_3[AlF]_6$.

Hliník je amfoterní prvek, rozpouští se v roztocích kyselin i hydroxidů, např.:



Také oxid hlinitý – Al_2O_3 a hydroxid hlinitý – $Al(OH)_3$ jsou amfoterní látky, tj. reagují s kyselinami jako zásady – vznikají hlinité soli a s hydroxidy jako kyseliny – vznikají hydroxohlinitany, např.:



Oktadekahydrát síranu hlinitého $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ se používá v papírenském průmyslu při výrobě klíženého papíru na psaní a tisk a v koželužství jako mořidlo.

Kamence (viz obrázek č. 20) jsou podvojně sírany krystalizující s dvanácti molekulami vody – $\text{M}^{\text{I}}\text{M}^{\text{III}}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ (M^{I} je např. Na, K, NH_4 ; M^{III} je Al, Cr, Fe). Ve vodném roztoku disociují na jednotlivé ionty [23].



Obr. 20

Kamenec [25]

5.2. Germanium, cín a olovo

Germanium, cín, olovo a křemík s uhlíkem jsou prvky p^2 -prvky 14. skupiny periodické soustavy prvků. Jejich atomy mají ve valenčních orbitalech čtyři elektrony v konfiguraci ns^2np^2 (n je 2 až 6).

Všechny p^2 -prvky jsou pevné látky. Germanium je polokov, cín a olovo jsou kovy [22].

Germanium – Ge

Germanium je šedobílá, lesklá, křehká, v přírodě se zřídka vyskytující látka (stopově v zinečnatých rudách). Používá se na výrobu polovodičových součástek [23].

Cín – Sn

Vlastnosti

Je stříbrolesklý měkký kov, tažný a kujný, který lze válcovat do tenké folie (staniol). Cín je odolný proti působení vzduchu, vody, zředěných kyselin a hydroxidů, proto jsou pocínované předměty odolné proti korozi [22].

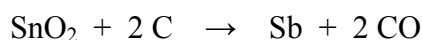
Cín může podléhat „cínovému moru“, tj. proces, při kterém cínové předměty uchované v chladu ztrácejí svůj lesk a postupně se rozpadají v šedý prášek [23].

Výskyt

Cín se těží jako cínová ruda kasiterit (cínovec) SnO_2 [23].

Výroba

Cín se vyrábí z oxidu cíničitého redukcí uhlím [23].



Využití

Cín se používá k pocínování železných plechů (bílý plech), k výrobě slitin, např. bronzů (Sn + Cu) – viz obrázek č. 21, a jako pájecí kov (Sn + Pb) s nízkou teplotou tání [22].

Cín slouží k výrobě soch a jiných uměleckých a liturgických předmětů. V minulosti se využíval pro výrobu nádobí. Je zdraví neškodlivý a v dnešní době se používá na pocínování vnitřní strany konzerv.



Obr. 20

Bronzová soška koně [26]

Sloučeniny

Sloučeniny cíničité (Sn^{IV}) jsou stabilnější než cínaté (Sn^{II}), oxid cíničitý SnO_2 se používá při výrobě smaltů.

Olovo – Pb

Vlastnosti

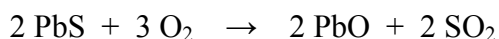
Olovo je šedobílý kujný kov, který lze válcovat na plechy. Na vzduchu se pokrývá oxidem olovnatým (chrání ho před další oxidací). Nerozpouští se ve zředěných kyselinách, rozpouští se v kyselině dusičné. Snadno vytváří slitiny a je reaktivnější než cín [23].

Výskyt

Olovo se v přírodě vyskytuje ve sloučenině galenitu PbS , ze které se také vyrábí.

Výroba

Olovo se vyrábí pražením galenitu na oxid olovnatý a jeho následnou redukcí.



Použití

Nejvíce olova se spotřebuje na výrobu akumulátorů a na výrobu organokovové sloučeniny – tetraethylplumbia $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$, které se používalo jako antidetonační přísada benzínu. V současnosti je však nahrazováno jinými látkami pro svou toxicitu. Olovo se též používá v různých slitinách. Jelikož je nepropustné pro rentgenové a radioaktivní záření, používá se olovo na ochranné štíty rentgenových přístrojů a v jaderné technice [22].

Sloučeniny

Všechny sloučeniny olova jsou jedovaté. Sloučeniny olovnaté (Pb^{II}) jsou stálejší než olovičité (Pb^{IV}). Oxid olovnato-olovičitý (minium, suřík) je důležitý pigment a používá se k výrobě antikoročních nátěrových směsí (tzv. základových barev) [22].

6. Al, Ge, Sn a Pb ve výuce chemie na ZŠ

6.1. Hliník

Hliník – Al

Hliník je stříbrolesklý kov s malou hustotou. Je to dobrý vodič elektrického proudu, stálý na vzduchu. V přírodě se vyskytuje ve sloučeninách. Zhotovují se z něj nejrůznější „odlehčené“ konstrukce, elektrické vodiče a lehké slitiny, např. dural [27].

Hliník se používá jako záznamové medium v CD a DVD discích. Hladká, lesklá vrstvička na povrchu nosiče je často tenoučká hliníková fólie, která se používá i jako alobal.

Výskyt hliníku v krvi může být příčinou tzv. Alzheimerovy choroby [28].

Slitiny hliníku

Dural (slitina hliníku, hořčíku a dalších kovů) – má větší tvrdost a pevnost než čistý hliník [29].

6.2. Germanium, cín a olovo

Germanium – Ge

Germanium je v přírodě pouze vázané ve sloučeninách. Je to křehká, krystalická, tmavě šedá látka, která se používala v polovodičové technice. Dnes je ke stejným účelům používán křemík. Křemíkové polovodiče jsou levnější a navíc použitelné při vyšších teplotách [27].

Elektrická vodivost polovodičů stoupá buď se zvyšující se teplotou, nebo účinkem určitých přesně stanovených příměsí.

Těmito příměsemi mohou být atomy prvku, který má ve valenční vrstvě více elektronů než prvek, ze kterého je polovodič vyroben. Např. křemíkový polovodič s příměsí arsenu.

Příměsemi mohou ale naopak být i atomy prvku, který má ve valenční vrstvě méně elektronů než prvek, ze kterého je polovodič vyroben. Např. křemíkový polovodič s příměsí boru.

Vysoce čisté germanium se používá na výrobu integrovaných obvodů s vysokou rychlostí přenosu signálu. Je nezbytnou součástí optických vláken a optických kabelů.

Používá se také při výrobě optiky a elektroniky zachycující infračervené záření (přístroje pro noční vidění) [28].

Cín – Sn

Cín je stříbrolesklý kov, snadno tavitelný, na vzduchu stálý. Povlak cínem se uplatňuje jako ochrana proti korozi. Vyrábějí se z něj např. bronz a pájka. Pocínovány jsou i ocelové, nebo hliníkové plechovky na potraviny [29].

Olovo – Pb

Olovo je šedobílý, měkký, snadno tavitelný kov. Olovo je součástí akumulátorů (zdrojů elektrické energie, např. v automobilech) – viz obrázek č. 22, sloučenin do benzínu pro automobily, slitin (pájek) a barev. Rozpustné sloučeniny olova jsou jedovaté [29].

Zejména olovo, kadmium a rtuť řadíme vedle dalších prvků mezi těžké kovy. Jsou nebezpečné pro zdraví člověka i dalších organismů.

Těžké kovy jsou málo reaktivní, proto po dlouhou dobu zatěžují životní prostředí. Ukládají se ve vodě, v půdě, v rostlinách i v tělech živočichů. Spolu s potravou se těžké kovy dostávají i do lidského organismu, kde mohou způsobovat vážná onemocnění.

Donedávna se také olovo používalo jako antidetonační přísada benzínu. Benziny Natural už tuto látku neobsahují.

Díky prokázané toxicitě olova se jeho používání omezuje. Stále se však používá pro výrobu akumulátorů (např. „baterie“ v autě), pro výrobu nábojů do lehkých palných zbraní a brokovnic. Výborně pohlcuje rentgenové a radioaktivní záření [28].



Obr. 22

Olověný akumulátor automobilu [6]

Slitiny cínu a olova

bronz (slitina mědi s cínem) – lépe se slévá než čistá měď a je tvrdší,

pájky (slitina olova a cínu) – mají menší teplotu tání než oba čisté kovy.

7. Závěr

V bakalářské práci byl vytvořen výukový text do anorganické chemie pro prvky hliník, germanium, cín a olovo, který je využitelný pro výuku na pedagogických fakultách, nebo na středních školách s chemickým zaměřením. Soubor vytvořených testových otázek prověřuje znalost probraného učiva.

Tato práce předložila rozsah učiva anorganické chemie pro výše zmíněné prvky, obsažený v učebnicích pro základní, střední a vysoké školy. Ukazuje množství faktů, které jsou od základní až po vysokou školu sdělovány studentům, a jejich kvalitu pro různé stupně škol. Vytvořený výukový text se snažil o zahrnutí teorie získané z různých učebnic a jeho prezentaci studentům.

Práce uvádí několik laboratorních úloh, které jsou vhodné pro demonstraci, jak na základních, středních, tak i na vysokých školách. Laboratorní práce by měly pomoci studentům dále prohloubit teoretické znalosti a spojit je s praktickou zkušeností. Laboratorní úlohy jsou voleny tak, aby je mohl student provést sám, ale mohou být také demonstrovány vyučujícími pro širší skupinu posluchačů.

8. Literatura

- [1] NÁPRAVNÍK, V., ŠTROFOVÁ J., KLEČKA M.: *Elektronické vzdělávání II: Učitel jako autor a tutor v prostředí e-learningu*. CHEMIE XXII, sborník katedry chemie Západočeské univerzity v Plzni, 77-89, Plzeň 2008.
- [2] KLIKORKA, J., HÁJEK, B., VOTÍNSKÝ, J.: *Obecná a anorganická chemie*. STNL, Praha, 592 s., 1989.
- [3] HESLOP, R., B., JONES, K.: *Anorganická chemie, průvodce pro pokročilé studium*. STNL, Praha 1982.
- [4] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Hliník* [online]. 2009, poslední aktualizace 14. 3. 2009 [cit. 2009-03-17]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Hliník>>.
- [5] NEVRKLOVÁ, P.: *Diplomová práce*. PdF MU, Brno 1996.
- [6] TÁBORSKÁ K.: *Hliník, olovo*. Seminární práce, PdF MU, Brno 2008.
- [7] <http://www.yatego.com/edelsteine-gemstone/p,45684abdb3073,45406c8488a750_6,synthetischer-korund-rubin-rund>.
- [8] <<http://zebra5151515.blog.cz/>>.
- [9] <<http://www.dsarrosgems.com/birthstones.html>>.
- [10] MINERALFIT, magazín nejen o zdraví. 2009, [cit. 2009-03-17]. Dostupné z: <<http://www.mineralfit.cz/domaci-lekar-clanek/hlinik-nepritel-naseho-zdravi-558/>>.
- [11] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Germanium* [online]. 2009, poslední aktualizace 21. 3. 2009 [cit. 2009-03-22]. Dostupné z: <<http://en.wikipedia.org/wiki/Germanium>>.

- [12] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Izotopes of Germanium* [online]. 2009, poslední aktualizace 8. 2. 2009 [cit. 2009-03-22]. Dostupné z: <http://en.wikipedia.org/wiki/Izotopes_of_germanium>.
- [13] <http://www.porta-festival.cz/index.php?option=com_awiki&view=mediawiki&Itemid=127&article=K%C5%99em%C3%ADk#V.C3.BDroba_vysoce_.C4.8Dist.C3.A9ho_k.C5.99em.C3.ADku>.
- [14] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Cín* [online]. 2009, poslední aktualizace 8. 1. 2009 [cit. 2009-03-22]. Dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/cín>>.
- [15] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Izotopes of Tin* [online]. 2009, poslední aktualizace 18. 3. 2009 [cit. 2009-03-22]. Dostupné z: <http://en.wikipedia.org/wiki/Izotopes_of_tin>.
- [16] <<http://cs.wikipedia.org/wiki/M%C4%9B%C4%8F>>.
- [17] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Olovo* [online]. 2009, poslední aktualizace 1. 2. 2009 [cit. 2009-03-22], dostupné z: <<http://cs.wikipedia.org/wiki/Olovo>>.
- [18] WIKIPEDIE, otevřená encyklopedie. *Izotopes of Lead* [online]. 2009, poslední aktualizace 13. 3. 2009 [cit. 2009-03-22]. Dostupné z: <http://en.wikipedia.org/wiki/Izotopes_of_lead>.
- [19] <<http://web.madritel.es/personales3/rfcalles/enfoque.html>>.
- [20] CÍDLOVÁ, H.: *Laboratorní cvičení z anorganické chemie*. Brno : MU, 60 s., 2005. ISBN 80-210-3876-4.
- [21] KAMENČEK, J. a kol.: *Praktická cvičení z anorganické chemie*, Univerzita Palackého v Olomouci, Fakulta přírodovědecká, 65 s., Olomouc 2001. ISBN 80-244-0246-7
- [22] VACÍK, J.: *Přehled středoškolské chemie*. SPN, 365 s., 1995. ISBN 80-85937-08-5.

- [23] BENEŠOVÁ, M., SATRAPOVÁ H.: *Odmaturuj z chemie*. Nakladatelství DIDAKTIS, 208 s., 2002. ISBN 80-86285-56-1.
- [24] <<http://www.spkolo.cz/index.php?rub=2&idzn=5>>.
- [25] <<http://www.velebil.net/clanky/pestovani-krystalu/kamenec-zluty>>.
- [26] <<http://veronese.cz/index.php?cPath=16&osCsid=cc3ef450a25af5080af59f679818cf90>>
- [27] BENEŠ, P., PUMPR, V., BANÝR, J.: *Základy chemie 1*. Nakladatelství FORTUNA, Praha, 143 s., 2004. ISBN 80-7168-720-0.
- [28] ŠKODA, J., DOULÍK, P.: *Chemie 8 učebnice pro základní školu a víceletá gymnázia*. Nakladatelství Fraus, 2006. ISBN 80-7238-442-2.
- [29] BENEŠ, P., PUMPR, V., BANÝR, J.: *Základy praktické chemie pro 8. ročník základní školy*. Nakladatelství FORTUNA, Praha, 79 s., 1999. ISBN 80-7168-638-7.

9. Přílohy

9.1. Seznam obrázků

Obr. 1	Umístění hliníku v PSP	11
Obr. 2	Bayerova metoda výroby čistého oxidu hlinitého	12
Obr. 3	Schéma zařízení na výrobu Al	13
Obr. 4	Surový hliník	14
Obr. 5	Vidlička, alobal	15
Obr. 6	Strojní součásti	15
Obr. 7	Korund, rubín, safír	16
Obr. 8	Umístění germania v PSP	18
Obr. 9	Surové germanium	19
Obr. 10	Umístění cínu v PSP	21
Obr. 11	Surový cín	22
Obr. 12	Cínová křtitelnice, cínový vojáček	24
Obr. 13	Umístění olova v PSP	25
Obr. 14	Surové olovo	27
Obr. 15	Olověné kulky ve střelivu	28
Obr. 16	Ukázka zkráceného testu z tématu Hliník	34
Obr. 17	Ukázka vyhodnocení testu	35
Obr. 18	Ukázka řešení testu	35
Obr. 19	Duralový rám horského kola	37
Obr. 20	Kamenec	38
Obr. 21	Bronzová soška koně	39
Obr. 22	Olověný akumulátor automobilu	42

9.2. Seznam tabulek

Tab. 1	Přehled nejstabilnějších izotopů germania	18
Tab. 2	Přehled nejstabilnějších izotopů cínu	21
Tab. 3	Přehled nejstabilnějších izotopů olova	26