

**Západočeská univerzita v Plzni**

Fakulta pedagogická

Katedra chemie

**Bakalářská práce**

Prvky skupiny uhlíku a jejich významné sloučeniny

Šárka Štrejchýřová

Chemie se zaměřením na vzdělávání

**Vedoucí práce:** PaedDr. Vladimír Sirotek, CSc.

Plzeň 2014

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracovala samostatně s použitím uvedené literatury a internetových zdrojů.

V Plzni dne .....

.....

Šárka Štrejchýřová

## **Poděkování**

Velmi děkuji PeadDr. Vladimíru Sirotkovi, CSc. za vedení mé práce, odborné rady a pomoc. Poděkování patří i mé rodině za velkou podporu po celou dobu studia, trpělivost a pochopení v době zkoušek a při psaní bakalářské práce.

# Obsah

1	Úvod .....	- 1 -
2	Teoretická část .....	- 2 -
2.1	Obecná charakteristika prvků skupiny uhlíku .....	- 2 -
2.2	Uhlík .....	- 3 -
2.2.1	Výskyt .....	- 3 -
2.2.2	Fyzikální vlastnosti .....	- 5 -
2.2.3	Chemické vlastnosti .....	- 6 -
2.2.4	Sloučeniny uhlíku .....	- 7 -
2.2.4.1	Oxidy .....	- 7 -
2.2.4.2	Kyseliny a jejich soli .....	- 8 -
2.2.4.3	Hydridy .....	- 10 -
2.2.4.4	Sloučeniny s dusíkem .....	- 10 -
2.2.4.5	Sulfidy .....	- 11 -
2.2.4.6	Halogenidy .....	- 12 -
2.2.4.7	Karbidy .....	- 12 -
2.2.4.8	Organokovové sloučeniny .....	- 13 -
2.3	Křemík .....	- 14 -
2.3.1	Výskyt .....	- 14 -
2.3.2	Fyzikální vlastnosti .....	- 14 -
2.3.3	Chemické vlastnosti .....	- 15 -
2.3.4	Výroba a použití .....	- 16 -
2.3.5	Sloučeniny křemíku .....	- 16 -
2.3.5.1	Oxidy .....	- 16 -
2.3.5.2	Kyseliny a jejich soli .....	- 18 -
2.3.5.3	Hydridy .....	- 21 -
2.3.5.4	Sloučeniny s dusíkem .....	- 21 -
2.3.5.5	Sulfidy .....	- 21 -
2.3.5.6	Halogenidy .....	- 22 -
2.3.5.7	Silicidy .....	- 23 -
2.3.5.8	Silikony .....	- 23 -
2.4	Germanium .....	- 24 -

2.4.1	Výskyt.....	- 24 -
2.4.2	Fyzikální vlastnosti .....	- 24 -
2.4.3	Chemické vlastnosti .....	- 24 -
2.4.4	Výroba a použití.....	- 25 -
2.4.5	Sloučeniny germania.....	- 25 -
2.4.5.1	Oxidy .....	- 25 -
2.4.5.2	Hydridy .....	- 25 -
2.4.5.3	Sloučeniny s dusíkem .....	- 26 -
2.4.5.4	Sulfidy .....	- 26 -
2.4.5.5	Halogenidy .....	- 26 -
2.4.5.6	Organokovové sloučeniny .....	- 27 -
2.5	Cín.....	- 27 -
2.5.1	Výskyt.....	- 27 -
2.5.2	Fyzikální vlastnosti .....	- 27 -
2.5.3	Chemické vlastnosti .....	- 28 -
2.5.4	Výroba a použití.....	- 28 -
2.5.5	Sloučeniny cínu.....	- 29 -
2.5.5.1	Oxidy a hydroxidy .....	- 29 -
2.5.5.2	Soli oxokyselin .....	- 29 -
2.5.5.3	Hydridy .....	- 30 -
2.5.5.4	Sloučeniny s dusíkem .....	- 30 -
2.5.5.5	Sulfidy .....	- 30 -
2.5.5.6	Halogenidy .....	- 30 -
2.5.5.7	Organokovové sloučeniny .....	- 31 -
2.6	Olovo.....	- 32 -
2.6.1	Výskyt.....	- 32 -
2.6.2	Fyzikální vlastnosti .....	- 32 -
2.6.3	Chemické vlastnosti .....	- 32 -
2.6.4	Výroba a použití.....	- 33 -
2.6.5	Sloučeniny olova.....	- 34 -
2.6.5.1	Oxidy a hydroxidy .....	- 34 -
2.6.5.2	Soli oxokyselin .....	- 35 -
2.6.5.3	Hydridy .....	- 36 -

2.6.5.4	Sloučeniny s dusíkem .....	- 36 -
2.6.5.5	Sulfidy .....	- 36 -
2.6.5.6	Halogenidy .....	- 36 -
2.6.5.7	Organokovové sloučeniny .....	- 37 -
3	Praktická část.....	- 38 -
3.1	Příprava oxidu uhličitého .....	- 38 -
3.2	Příprava uhličitanu barnatého .....	- 38 -
3.3	Příprava octanu měďnatého .....	- 39 -
3.4	Příprava křemičitanu sodného.....	- 39 -
3.5	Regenerace použitého silikagelu.....	- 40 -
3.6	Příprava oxidu cínatého.....	- 40 -
3.7	Příprava hexachlorocínčitanu amonného .....	- 41 -
3.8	Příprava olova .....	- 42 -
3.9	Příprava oxidu olovičitého .....	- 42 -
3.10	Příprava chromanu olovnatého jako málo rozpustné soli .....	- 43 -
4	Závěr.....	- 44 -
5	Seznam obrázků.....	- 45 -
6	Seznam použité literatury a internetové zdroje .....	- 46 -
7	Resumé .....	- 48 -

# 1 Úvod

Bakalářská práce se zabývá prvky skupiny uhlíku s důrazem na jejich významné sloučeniny. Mezi prvky skupiny uhlíku řadíme kromě uhlíku ještě křemík, germanium, cín a olovo. V periodické soustavě prvků je najdeme ve 14. skupině.

Práce má dvě části – teoretickou a praktickou.

Teoretická část práce se zabývá všemi prvky 14. skupiny – jejich historií, výskytem, fyzikálními (alotropickými modifikacemi, teplotou tání, varu, hustotou) a chemickými vlastnostmi (vazností, reaktivitou), výrobou a použitím. Velký prostor je věnován nejznámějším sloučeninám prvků.

Typická je pro prvky 14. skupiny tvorba oxidů – nejvýznamnější oxid uhličitý, křemičitý (křemen), cíničitý a olovnatý. Uhlík a křemík tvoří uhličitany a křemičitany. Cín a olovo se slučují s oxokyselinami za vzniku např. síranů nebo dusičnanů. Důležité jsou také organokovové sloučeniny.

Praktická část práce pojednává o několika pokusech týkajících se daného tématu, které lze využít při laboratorních cvičeních na základních či středních školách. Mají za cíl prakticky seznámit žáky s prací v laboratoři a demonstrovat jednotlivé prvky a jejich významné sloučeniny – např. plynný  $\text{CO}_2$  nebo typické sraženiny jako je uhličitán barnatý nebo chroman olovnatý, či předvést použití chemie v běžném životě – např. regeneraci použitého silikagelu.

## 2 Teoretická část

### 2.1 Obecná charakteristika prvků skupiny uhlíku

Mezi prvky skupiny uhlíku řadíme prvky 14. skupiny, podle staršího označení 4A a 4B (IV. Aa IV. B) periodického systému. Souhrn prvků 14. skupiny včetně jejich značky, atomového čísla, atomových a fyzikálních vlastností udává tabulka 1.

Tabulka 1 Prvky skupiny uhlíku

<i>Český název</i>	<b>Uhlík</b>	<b>Křemík</b>	<b>Germanium</b>	<b>Cín</b>	<b>Olovo</b>
<i>Latinský název</i>	<i>Carboneum</i>	<i>Silicium</i>	<i>Germanium</i>	<i>Stannum</i>	<i>Plumbum</i>
<i>Značka</i>	C	Si	Ge	Sn	Pb
<i>Protonové číslo</i>	6	14	32	50	82
<i>Elektronegativita</i>	2,6	1,9	2,0	1,9	1,8
<i>Relat. atom. hmotnost</i>	12,01	28,09	72,59	118,69	207,20
<i>Oxidační čísla</i>	-IV, II, IV	-IV, IV, VI	-IV, II, IV	-IV, II, IV	II, IV

Ve všech případech se jedná o pevné látky. Vykazují vzrůst kovového charakteru směrem od nekovového uhlíku přes polokovový křemík a germanium až po kovový cín a olovo. Rozdíl ve vlastnostech nekovového uhlíku a polokovového křemíku je značný. Polokovové germanium se od kovového cínu a olova liší pouze v elementární formě, ve sloučeninách je polokovový charakter germania do určité míry potlačen.

V přírodě se vyskytují buď volně, nebo vázané ve sloučeninách.

Elektronovou konfiguraci valenčních elektronů všech prvků můžeme obecně zapsat jako  $ns^2np^2$  ( $n = 2, 3, 4, 5, 6$ ), přičemž všichni kromě uhlíku mohou využít hybridních orbitalů a excitovat do vyššího stavu. Uhlík je nejčastěji čtyřvazný, křemík může být až šestivazný a germanium, cín a olovo tvoří převážně sloučeniny s oxidačními čísly II a IV. Pro germanium a cín je stabilní oxidační číslo IV, pro olovo oxidační číslo II. Uhlík a křemík tvoří téměř výhradně kovalentní vazby, germanium,



cín a olovo spíše iontové. Uhlík nese své specifikum v tvorbě násobných vazeb, tvoří také dlouhé řetězce a kruhy. Řetězit se může v omezené míře i křemík, ostatní prvky nikoli. Cín a olovo tvoří velmi ochotně slitiny.

Vzhledem k tomu, že u uhlíku nenajdeme žádný volný elektronový pár, jedná se o málo reaktivní prvek, křemík je jen o něco málo reaktivnější (krystalický jen málo, amorfní více). Reakce s jinými prvky jsou realizovatelné pouze za zvýšených teplot. Stejně je tomu i u germania, cínu a olova. Porovnáme-li cín a olovo, ukazuje se reaktivnější cín vzhledem k nižší hodnotě standardního elektrodového potenciálu.

Práce obsahuje pojednání o celé řadě sloučenin, které jednotlivé prvky tvoří. Slučují se za vzniku oxidů s kyslíkem, za vzniku hydridů s vodíkem, s dusíkem, za vzniku sulfidů se sírou, s halogeny tvoří halogenidy a neopomenutelná není ani chemie organokovových sloučenin. Uhlík a křemík jsou schopni tvořit kyseliny, cín a olovo tvoří k oxokyselinám soli.

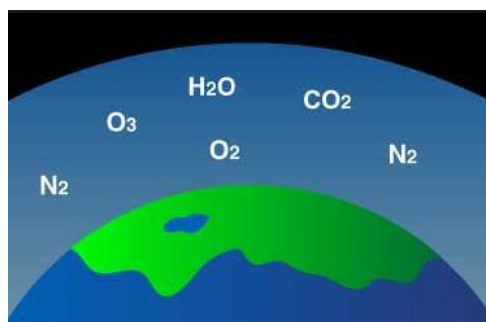
## **2.2 Uhlík**

Uhlík je netěkavá tuhá látka o vysokém bodu tání, nerozpouští se v žádném známém rozpouštědle. Svými vlastnostmi (velká elektronegativita, kyselost oxidu, neschopnost tvořit kovovou vazbu) se řadí mezi nekovy.

Zajímavostí je, že název carbon vznikl z latinského *carbo* (navrhl A. L. Lavoisier roku 1789), což znamená dřevěné uhlí, které bylo známé už od pravěku, i když samotný uhlík jako prvek byl objeven mnohem později (18. století).<sup>1</sup>

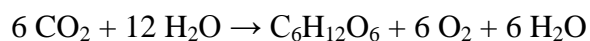
### **2.2.1 Výskyt**

Uhlík můžeme v přírodě nalézt jako volný ve formě diamantu nebo grafitu či vázaný v mnoha sloučeninách (např. uhličitany, karbidy). Neopomenutelný je jeho význam v atmosféře, jejíž součástí je oxid uhličitý (CO<sub>2</sub>) – procento zastoupení 0,03 %.

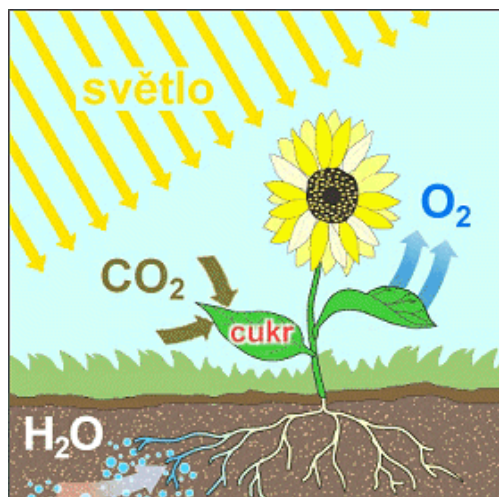


Obr. 1 Složky atmosféry<sup>2</sup>

Oxid uhličitý je též nezbytný pro život na zemi, jelikož je základem fotosyntézy, což je proces, při kterém se energie světelného záření mění na energii chemických vazeb. Z anorganických látek oxidu uhličitého a vody vznikají energeticky bohaté organické látky (glukóza) a pro život na Zemi nezbytný kyslík:<sup>3</sup>



Fotosyntéza probíhá v chloroplastech zelených rostlin (eukaryotních organismů) a v chromatoforech prokaryotních organismů. Zelenou barvu chloroplastů udává pigment chlorofyl nezbytný pro zachycení fotonů viditelné části slunečního spektra. Fotosyntéza má dvě fáze, a sice světelnou a temnostní.<sup>3</sup>



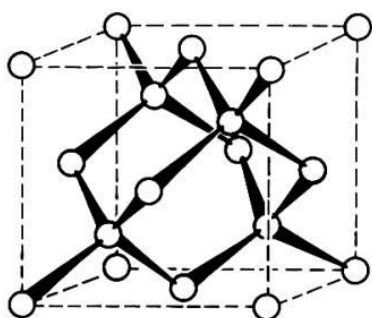
Obr. 2 Fotosyntéza<sup>4</sup>

Uhlík se v přírodě vyskytuje jako izotop  $^{12}\text{C}$ , obsahuje však i malé množství izotopu  $^{13}\text{C}$ . Oxid uhličitý obsahuje ještě navíc izotop  $^{14}\text{C}$ , který se nazývá radioaktivní a obsahují ho rostliny i živočichové. Po smrti koncentrace  $^{14}\text{C}$  exponenciálně klesá, což se stalo základem radiouhlíkové metody (W. F. Libby), která našla své uplatnění v archeologii (zjišťování archeologického stáří).<sup>1</sup>

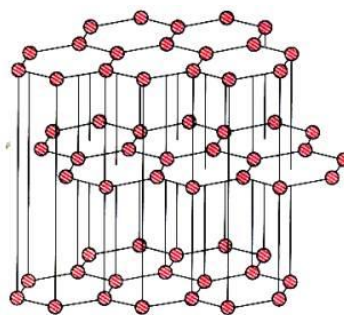
## 2.2.2 Fyzikální vlastnosti

### Diamant a grafit

Diamant a grafit jsou dvě krystalové modifikace, ve kterých se uhlík v přírodě vyskytuje. Tetraedrické uspořádání atomů uhlíku a rovnocenné délky vazeb C-C uvnitř diamantu jsou příčinou jeho tvrdosti a štípatelnosti ve čtyřech směrech. U grafitu můžeme najít hexagonální uspořádání a o něco kratší vazby C-C. Výhodou grafitu je jeho měkkost a snadná štípatelnost. Diamanty mají svůj význam nejen jako šperky (drahokamy), ale také jako brusivo či se používají k řezání kovů a vrtání skal. Všechny tyto formy diamantu se nazývají bort. Diamant se dá připravit uměle za použití vysokých tlaků a teploty z grafitu. U grafitu závisí jeho použití na způsobu výroby, nejznámější je tzv. Achesonův způsob. Grafit se používá k výrobě tužek o různé tvrdosti, elektrod, kelímků k tavení kovů a k nátěrům. Grafit je dobrý vodič tepla a elektřiny.



Obr. 3 Diamantová krystalová mřížka<sup>5</sup>



Obr. 4 Krystalová mřížka grafitu<sup>5</sup>

Existuje ještě třetí modifikace uhlíku nazývaná fullereny. Připravují se pyrolýzou organických sloučenin laserem a zaujímají tvar koule, popřípadě elipsoidu. Uvnitř najdeme pěti- až šestiúhelníky s atomy ve vrcholech. Nejstabilnější je fulleren  $C_{60}$ , jehož krystalická forma se vyznačuje větší tvrdostí než diamant. Své využití naleznou nejspíše v technice, jejich nejpozoruhodnější vlastností je supravodivost. Zkoumá se i možné využití v lékařství (léčba AIDS).<sup>6</sup>

### Amorfni uhlík

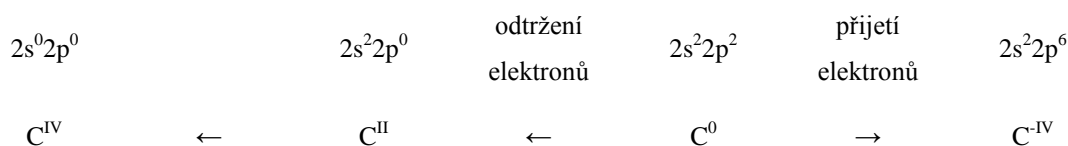
Amorfni uhlík se dá připravit v několika formách. Dřevěné neboli aktivní uhlí se získává hlavně ze dřeva nebo z cukru, živočišné uhlí získáváme zuhelnňováním kostí, které obsahují fosforečnan vápenatý, na němž se nachází jemně rozptýlený uhlík.

Ocenitelné jsou jeho vlastnosti jako absorpčního činidla, čehož se využívá nejen v lékařství, ale také například k odbarvování cukerných šťáv. Další velmi známou formou amorfního uhlíku je koks, který se vyrábí karbonizací uhlí. Nesmíme opomenout ani saze, které se vyrábějí ze zemního plynu a využívají se například k výrobě pneumatik nebo jako katalyzátor při vulkanizaci kaučuku. Poslední formou amorfního uhlíku, o které se zmíním, jsou grafitová vlákna (tzv. vláknitý uhlík). Výchozí sloučeninou k výrobě grafitových vláken je polyakrylonitril, jehož zahříváním získáme materiál vyznačující se velkou pevností.<sup>7</sup>

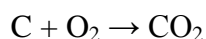
### 2.2.3 Chemické vlastnosti

Konfiguraci valenčních elektronů uhlíku můžeme zapsat jako  $2s^2 2p^2$ , podle čehož by se dalo usuzovat na dvojjaznost tohoto prvku. Vzhledem k velmi snadnému přechodu do excitovaného valenčního stavu  $2s^1 2p^3$  je ovšem prvkem čtyřvazným. Uhlík vytváří převážně kovalentní vazby díky své elektronegativitě ( $X_c = 2,6$ ). Pozoruhodnou vlastností uhlíku je vytváření velmi pevných vazeb uhlík-uhlík (C-C) popř. uhlík-vodík (C-H) a možnost řetězení, což má za následek existence velkého množství organických sloučenin.

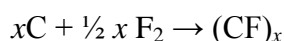
Schéma vyjádření formálních oxidačních stavů a elektronových konfigurací atomů uhlíku:<sup>8</sup>



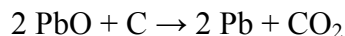
Uhlík je sám o sobě málo reaktivním prvkem. Diamant je vysoce nereaktivní, grafit reaguje ochotněji. V kyslíku obě modifikace hoří na oxid uhličitý:



Pro grafit je důležitá reakce s fluorem za vzniku monofluoridu grafitu. Zbarvení produktu je dáno procentuálním zastoupením fluoru:



Mezi další důležité reakce lze zařadit slučování tuhy s vodíkem (při vysokých teplotách) za vzniku acetylenu, slučování s chlorem za tvorby hexachlorethanu  $C_2Cl_6$  a hexachlorbenzenu  $C_6Cl_6$ , s dusíkem za vzniku dikyanu  $(CN)_2$ , se sírou za vzniku sirouhlíku  $CS_2$  a s kovy za vzniku karbidů. K přípravě kovů (či karbidů kovů) se využívá redukčních vlastností uhlíku:

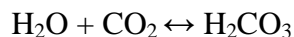


## 2.2.4 Sloučeniny uhlíku

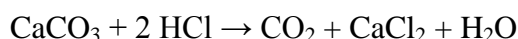
### 2.2.4.1 Oxidy

Oxidy jsou sloučeniny uhlíku s kyslíkem. Nedokonalým spalováním uhlíku v kyslíku nebo na vzduchu vzniká oxid uhelnatý (CO), jehož oxidací můžeme připravit oxid uhličitý ( $CO_2$ ), což jsou dva nejběžnější oxidy. Existují i tzv. suboxidy uhlíku (např.  $C_3O_2$ ), které nemají žádný velký význam.<sup>7</sup>

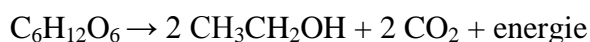
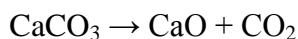
**Oxid uhličitý** je bezbarvý a nezapáchající plyn, který ale můžeme snadno převést do kapalného i tuhého stavu. Je stálý a z hlediska pH kyselinotvorný. S vodou reaguje za vzniku kyseliny uhličitě, která se snadno rozkládá zpět na oxid uhličitý a vodu.



V laboratoři lze oxid uhličitý připravit reakcí uhličitánů se silnými kyselinami, např. uhličitánu vápenatého s kyselinou chlorovodíkovou:<sup>9</sup>



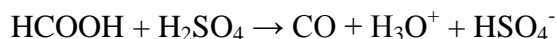
Průmyslově se oxid uhličitý získává pálením vápence ve vápenkách (vedlejší produkt) či v kvasném průmyslu nebo pivovarnictví kvašením (oxidací) cukrů:



Jeho výroba má značný význam. V pevném stavu slouží k chlazení (tzv. suchý led) a nezanedbatelné je jeho využití v potravinářském průmyslu, kde se používá k přípravě nápojů (sodovka, šumivé nápoje).

**Oxid uhelnatý** je oproti oxidu uhličitému jen těžko zkapalnitelný, ale též bezbarvý a nezapáchající plyn. Je velmi toxický – má schopnost reagovat s hemoglobinem, čímž zabraňuje tvorbě oxyhemoglobinu, který přenáší kyslík do tkání.

V laboratoři ho můžeme připravit rozkladem kyseliny mravenčí koncentrovanou kyselinou sírovou:

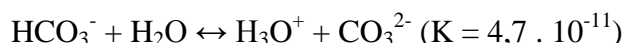
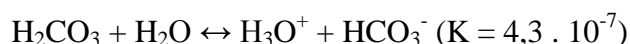


V průmyslu se získává při výrobě generátorového či vodního plynu. Nejčastěji se oxid uhelnatý využívá v metalurgických procesech, kde se využívá jeho redukčních vlastností. Důležitá je i jeho schopnost slučování s přechodnými kovy za tvorby tzv. karbonylů s obecným vzorcem  $\text{M}_n(\text{CO})_m$ , kde M je atom kovu. Největší význam má tetrakarbonyl niklu  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ , který se využívá při čištění niklu a pentakarbonyl železa  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ , jehož rozkladem můžeme získat čisté práškové železo.

#### 2.2.4.2 Kyseliny a jejich soli

Jedná se o ternární kyslíkaté sloučeniny uhlíku, přičemž v anorganické chemii je důležitá kyselina uhličitá a uhličitany. Ostatními sloučeninami se zabývá organická chemie.

**Kyselina uhličitá** ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) je slabě až středně kyselá a značně nestálá sloučenina, což dokazuje její samovolný rozklad zpět na oxid a vodu. Je dvojsytná a snadno disociuje dle rovnic (v závorce jsou uvedeny hodnoty disociačních konstant):

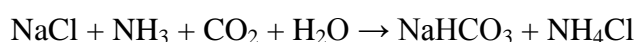


S alkáliemi tvoří dvě řady solí - dobře rozpustné hydrogenuhličitany ( $\text{HCO}_3^-$ ) a málo rozpustné uhličitany ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), které jsou běžnější a připravují se z hydrogenuhličitanů zahříváním.

Z **uhličitanů** se v přírodě nejvíce vyskytuje **uhličitan vápenatý** ( $\text{CaCO}_3$ ) ve formě dobře známých minerálů a hornin, z čehož stojí za zmínku jeho dvě modifikace - šesterečná (kalcit) a kosočtverečná (aragonit). Významné je jeho použití ve stavebnictví k výrobě páleného vápna a cementu, dále při výrobě skla a oceli, či jako stavebního kamene (mramor).

Uhličitan vápenatý se též účastní krasových jevů. Ty vznikají působením povrchové a podzemní vody na horniny tvořené  $\text{CaCO}_3$  nebo např. dolomitem  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ . Usazováním vznikají různé obrazce a tvary, usazeniny konkrétních tvarů se nazývají krápníky a dělí se na stalagmit (krápník roste od spodu), stalaktit (krápník roste shora) a stalagnát (spojení stalagmitu a stalaktitu).<sup>10,11</sup>

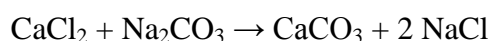
Důležitý je i **uhličitan sodný** ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) = soda, která se vyrábí tzv. Solvayovým = amoniakálním procesem. Základem pro výrobu je roztok chloridu sodného (solanka), dále vápenec (zdroj  $\text{CO}_2$  a  $\text{CaO}$ ) a amoniak, naopak jediným odpadním produktem je chlorid vápenatý:



Solanka, nasycená amoniakem, se rozstříkuje na přepážky absorpční věže, do které se zavádí oxid uhličitý získaný zahříváním vápence. Jako nejméně rozpustný produkt se sráží hydrogenuhličitan sodný ( $\text{NaHCO}_3$ ) ve formě suspenze v roztoku chloridu amonného. Ze suspenze se odděluje na rotačních filtrech a zahříváním ve velkých rotačních kalcinátorech se převádí na bezvodý uhličitan sodný.<sup>7</sup>

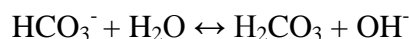


Uhličitan sodný je základní surovinou při výrobě skla. Velmi známé je jeho použití ke změkčování vody tzn. odstranění solí, které způsobují celkovou tvrdost vody. Změkčená voda pak obsahuje hlavně sodné soli, které netvoří kotelní kámen:

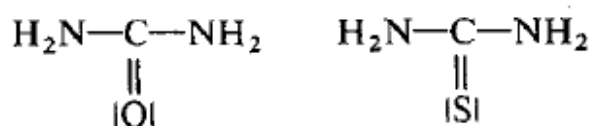


Z **hydrogenuhličitanů** jsou důležité soli alkalických kovů a alkalických zemin. Vyznačují se dobrou rozpustností. Výjimkou jsou pouze **hydrogenuhličitan vápenatý**  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  a **hydrogenuhličitan sodný** neboli jedlá soda  $\text{NaHCO}_3$ , která vzniká jako meziprodukt Solvayova procesu. Jedná se o bílou krystalickou látku používanou jako přísada do kypřících prášků do pečiva či v lékařství proti překyselení.

Hydrogenuhličitanový anion ve vodě hydrolyzuje a vznikají slabě alkalické roztoky:

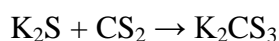


Kyselina uhličitá tvoří základ mnoha derivátů, z nichž stojí za zmínku močovina (= diamid kyseliny uhličitě) a její thioderivát = thiomčovina.



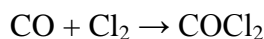
Obr. 5 Struktura molekuly močoviny a thiomčoviny<sup>8</sup>

Mezi **thioderiváty kyseliny uhličitě** patří kyselina thiouhličitá ( $\text{H}_2\text{CS}_3$ ) a od ní odvozené soli thiouhličitany. Thiouhličitany můžeme připravit reakcí sulfidů se sirouhlíkem, např.:



Reakcí thiouhličitů s kyselinou sírovou či chlorovodíkovou získáme nestálou kyselinu thiouhličitou, která se pozvolna rozkládá na sirovodík a sirouhlík.

Existují ještě tzv. **halogenderiváty kyseliny uhličitě** s obecným vzorcem  $\text{COY}_2$  (= karbonyly,  $\text{CO}^{2+}$ ), jejichž nejběžnější zástupce se nazývá fosgen ( $\text{COCl}_2$ ) = chlorid karbonylu vznikající katalyzovanou syntézou:<sup>8</sup>



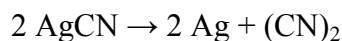
### 2.2.4.3 Hydridy (Uhlovodíky)

Hydridy jsou sloučeniny uhlíku a vodíku, které se běžněji nazývají uhlovodíky. Chemií těchto sloučenin se zabývá organická chemie, která je založena na schopnosti řetězení atomů uhlíku. Hlavními přírodními zdroji uhlovodíků jsou ropa, zemní plyn a uhlí.

Uhlovodíky se mohou slučovat s dalšími atomy nekovových i kovových prvků a vznikají tím jejich deriváty. Deriváty kovových prvků jsou nazývány organokovové sloučeniny. Stojí na rozhraní organické a anorganické chemie.

### 2.2.4.4 Sloučeniny s dusíkem

**Dikyan** ( $\text{C}_2\text{N}_2$ ) je velmi jedovatý plyn. Lze ho připravit termickým rozkladem kyanidů, např.:





V alkalických roztocích je charakteristický svou disproportionací za vzniku kyanidu a kyanatanu:<sup>12</sup>



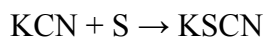
Dikyan se dá považovat prakticky za jedinou opravdu binární sloučeninu uhlíku s dusíkem. Další látky jsou buď ternární, nebo kvartérní a řadí se mezi ně kyselina kyanovodíková a její soli nazývané se kyanidy, kyselina kyanatá, kyanatany a jejich thioderiváty.

**Kyselina kyanovodíková (HCN)** je těkavá a prudce jedovatá, i když slabá kyselina. Vyskytuje se v kapalném skupenství. Mezi její vlastnosti patří schopnost rozpustit se ve vodě a tvořit soli, které se nazývají kyanidy. U kyanidů je známá jejich schopnost ve vodě silně hydrolyzovat. Nelze opomenout ani jejich úlohu při tvorbě koordinačních sloučenin, kde mohou vystupovat jako ligand kyano- ( $\text{CN}^-$ ) např. anion tetrakyanonikelnatanový  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ . Reakcí kyanidů (nebo kyanokomplexů kovů) s kyselinou sírovou můžeme získat kyanovodík.

**Kyselina kyanatá (HOCN)** je též těkavá kapalina připravená z vlastních solí tzv. kyanatanů vytěsněním silnější kyselinou, kterou může být například HCl. Kyanatany můžeme získat oxidací kyanidů.

Jako tautomer kyseliny kyanaté se vyskytuje kyselina izokyanatá strukturního vzorce  $\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$  (HNCO). Izomer ke kyselině kyanaté a izokyanaté tvoří kyselina fulminová  $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}-\text{O}$  (HCNO), která je typická svým explozivním rozkladem, čímž se řadí mezi výbušniny.<sup>13,14</sup>

Od kyseliny kyanaté a kyanatanů se dají záměnou kyslíku za síru odvodit tzv. thioderiváty – kyselina thiokyanatá neboli rhodanovodíková (HSCN) a její soli rhodanidy nebo jiným názvem thiokyanatany, které lze získat oxidací kyanidů sírou:



#### 2.2.4.5 Sulfidy

Mezi sulfidy řadíme sloučeniny uhlíku se sírou. Nejvíce se vyskytující sloučenina se nazývá **sulfid uhličitý** nebo také častěji sirouhlík ( $\text{CS}_2$ ). Jedná se o bezbarvou těkavou kapalinu rozpustnou v ethanolu či etheru. Můžeme ho získat

zahříváním směsi uhlíku a síry v elektrické peci nebo zahříváním sirných par a methanu za přítomnosti katalyzátorů. Jedná se o velmi dobré rozpouštědlo nepolárních organických látek, ale díky jeho toxicitě je dnes spíše nahrazován jinými rozpouštědly. Znamé je jeho využití při výrobě viskózného hedvábí nebo také celofánu.

#### 2.2.4.6 Halogenidy

Halogenidy je souhrnný název pro sloučeniny uhlíku s halogeny. Takových sloučenin lze nalézt celou řadu díky snadnému nahrazování atomů vodíku halogeny v organických sloučeninách. Mluvíme pak o halogenderivátech, kterými se zabývá organická chemie.

Mezi anorganické sloučeniny jednoduchých halogenidů uhlíku můžeme zařadit plynný  $\text{CF}_4$ , kapalný  $\text{CCl}_4$  a pevné  $\text{CBr}_4$  a  $\text{Cl}_4$ . Souhrnně se nazývají halogenidy uhličitě a jedná se o nízkomolekulární látky tetraedrickým uspořádáním nepodléhající hydrolyze.<sup>8,12</sup>

**Chlorid uhličitý** = tetrachlormethan ( $\text{CCl}_4$ ) je bezbarvá jedovatá kapalina, jejíž uplatnění je ovšem nezastupitelné. Používá se jako nepolární rozpouštědlo či jako hasicí prostředek v hasicích přístrojích. Své využití najde i při výrobě chlorovaných a fluorovaných uhlovodíků.

Pozoruhodnými sloučeninami uhlíku a dvou halogenů, z nichž jeden musí být fluor, jsou smíšené chlorfluorové deriváty uhlovodíků neboli **freony**. Fluor může za vysokých teplot vstupovat do mřížky grafitu, čímž je podmíněna existence těchto sloučenin. Freony se uplatňují jako chladicí kapaliny, i když v poslední době se od jejich použití upouští kvůli nepříznivému vlivu na životní prostředí.<sup>8</sup>

#### 2.2.4.7 Karbidy

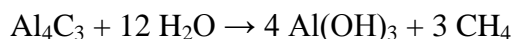
Karbidy můžeme nazývat binární sloučeniny uhlíku s elektropozitivními prvky (prvky o menší elektronegativitě) – tzn. kovy a polokovy (kromě vodíku). Jsou to netěkavé tuhé látky vyznačující se vysokým bodem tání. Rozdělujeme je do několika skupin dle charakteru vazby mezi uhlíkem a kovem a uspořádání atomů do mřížky.

**Iontové karbidy** neboli acetylidy jsou látky, v jejichž mřížce najdeme tzv. acetylidovou skupinu  $\text{C}_2^{2-}$  ( $\text{C}\equiv\text{C}^{2-}$ ) a lze o nich mluvit jako o solích acetyleny ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ). Jejich struktura se nápadně podobá struktuře chloridu sodného. Za zmínku stojí hlavně

sloučeniny elektropozitivních kovů (např.  $\text{CaC}_2$ ,  $\text{CrC}_2$ ,  $\text{BaC}_2$ ,  $\text{MgC}_2$ ), které vykazují iontový charakter a snadno se hydrolyzují, čímž se uvolňuje acetylen.<sup>7</sup>



Výjimkou jsou karbid beryllnatý ( $\text{Be}_2\text{C}$ ) a karbid hlinitý ( $\text{Al}_4\text{C}_3$ ), které poskytují hydrolyzou methan a označují se jako tzv. methanidy a trikarbid dihořečnatý ( $\text{Mg}_2\text{C}_3$ ), jehož hydrolyzou vzniká propin (organická látka s trojnou vazbou):



**Intersticiální (vmezeřené) karbidy** vznikají zahříváním práškového kovu s uhlíkem na vysokou teplotu. Jedná se o sloučeniny s vysokým bodem tání, velmi tvrdé, i když křehké a těžkotavitelné. Nejznámějším zástupcem je karbid wolframu (WC), který se používá pro výrobu nástrojů (např. soustružnické nože) a raznic.<sup>7</sup>

Mezi acetylidy a intersticiálními karbidy stojí karbidy železa s obecným vzorcem  $\text{M}_3\text{C}$  (M = železo, chrom či mangan).

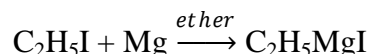
Poslední skupinou jsou tzv. **kovalentní karbidy**, kam můžeme zařadit již zmíněné  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CS}_2$  či  $\text{CCl}_4$ , ale nejtypičtějšími zástupci jsou karbid křemíku ( $\text{SiC}$ ) a karbid tetraboru ( $\text{B}_4\text{C}$ ). Obě látky jsou velmi pevné, tvrdé, tepelně stálé a chemicky inertní. Karbid křemíku je znám jako karborundum a používá se jako brusný prostředek (broušení kos) či jako žárovzdorná hmota. Karbid boru nachází své uplatnění jako stínící protiradiační materiál – výroba ochranných štítů.<sup>7</sup>

#### 2.2.4.8 Organokovové sloučeniny

Mezi organokovové sloučeniny řadíme látky, u kterých je atom kovu přímo vázán na alespoň jeden uhlíkový atom (s výjimkou karbidů, kyanidů a karbonylů). Organokovové sloučeniny lze dělit nejméně dle trojího kritéria.

Nejjednodušší kritérium dělí tyto sloučeniny na jednoduché a smíšené. Jako příklad jednoduché organokovové sloučeniny lze uvést tetraethylolovo ( $\text{C}_2\text{H}_5$ )<sub>4</sub>Pb, kde je uhlovodíkový zbytek vázán přímo na atom kovu. Příkladem smíšené organokovové sloučeniny může být fenylmagneziumbromid  $\text{C}_6\text{H}_5\text{MgBr}$ , kde najdeme kromě uhlovodíkového zbytku ještě jiné atomy nebo skupiny vázané přímo na kov. V případě,

že jde o alkylmagneziumhalogenidy (RMgX), mluvíme o tzv. Grignardových sloučeninách. Příklad přípravy Grignardovy sloučeniny (ethylmagneziumjodidu):<sup>12</sup>



## 2.3 Křemík

Křemík je amfoterní hnědý prášek nebo šedá krystalická tuhá látka. V přírodě není elementární křemík téměř k nalezení kvůli jeho velké afinitě ke kyslíku (tvorba sloučeniny SiO<sub>2</sub>). Vzhledem k vlastnostem je považován za polokov.

Zajímavostí je, že své jméno získal odvozením z latinského slova *silix*, gen. *silicis* – pazourek, což je kryptokrystalická forma křemene řadící se k odrudám chalcedonu, jež nalézával využití již v paleolitických či neolitických dobách (nože, hroty šípů).<sup>1</sup>

### 2.3.1 Výskyt

Křemík je vedle kyslíku nejrozšířenějším prvkem v zemské kůře (27,2 hmotn.%). Plášť jádra Země se skládá z oxidů (SiO<sub>2</sub> – křemen), křemičitanů - mezi nimiž můžeme jmenovat např. olivín (Mg,Fe)<sub>2</sub>SiO<sub>4</sub> a hlinitokřemičitanů. Jádro samotné křemík neobsahuje. Pro krystalizaci vyvřelých hornin z magmatu byla sestavena reakční řada krystalických minerálů, v jejichž vzorcích nacházíme křemík (olivín, pyroxen, amfibol, biotit, orthoklas, muskovit, křemen, zeolity a hydrotermální materiály).<sup>1</sup>

V dnešní době křemík využívá celá řada moderních technologií. Je součástí nejen cementu, ale i jílu, keramiky, rozpustných křemičitanů, skla, glazur či silikonových polymerů. Uplatňuje se i ve sféře chemicko-fyzikální, kde ho najdeme jako součást tranzistorů a dalších mikroelektronických prvků.

### 2.3.2 Fyzikální vlastnosti

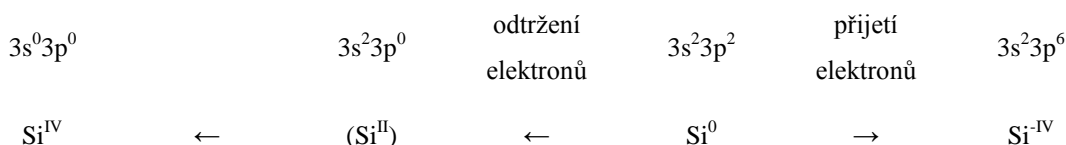
Křemík je krystalická látka diamantové struktury. Krystaluje v kubické soustavě. V Mohsově stupnici tvrdosti ho najdeme na 7. místě, což potvrzuje jeho tvrdost. Je zároveň křehký. Bod tání má 1420 °C, bod varu 2300 °C, hustotu asi 2,33 g.cm<sup>-3</sup>.<sup>15</sup>

### 2.3.3 Chemické vlastnosti

Křemík má v základním stavu konfiguraci valenčních elektronů  $3s^23p^2$ . Ve sloučeninách se vyskytuje nejčastěji jako čtyřvazný, nicméně oproti uhlíku může využít i 3d orbitalů, což mu umožňuje stát se šestivazným (hybridizace  $sp^3d^2$ ). Vazby vytváří převážně kovalentní vzhledem k elektronegativitě ( $X_{Si} = 1,9$ ).

I v případě křemíku, stejně jako u uhlíku, se projevuje řetězení a můžeme nalézt vazby křemík-křemík (Si-Si), ale jsou mnohem labilnější a kratší. Nevýhodou je jejich jednoduchá štěpitelnost, a tak jsou sloučeniny tohoto typu těžce připravitelné.

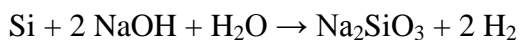
Schéma formálních oxidačních stavů a elektronových konfigurací atomů křemíku:<sup>8</sup>



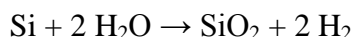
Křemík v elementárním stavu lze popsat jako málo reaktivní prvek (za běžných teplot), i když reaktivnější než uhlík. S kyslíkem poskytuje silně exotermickou reakci za vzniku oxidu:



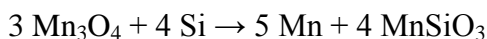
Nerozpouští se v kyselinách (výjimkou je HF), ale v horkých roztocích silně bazických hydroxidů:



S většinou prvků (např. halogeny, síra, dusík, uhlík) tvoří za vysokých teplot binární sloučeniny. Za teploty 500 °C je schopen reagovat i s vodou:

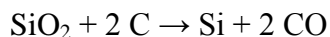


Z hlediska redukčních vlastností vykazuje křemík podobné chování jako uhlík, čehož se využívá k redukci oxidů kovů na elementární kovy (silikotermie):<sup>8</sup>



### 2.3.4 Výroba a použití

Výroba krystalického křemíku se provádí zahříváním drceného koksu a písku v elektrické obloukové peci:



Získaný produkt není příliš čistý, jelikož se k výchozí směsi koksu a písku přidává ještě oxid železitý k získání slitiny křemíku a železa zvané ferrosilicium. Slitina se používá v metalurgickém průmyslu (výroba oceli). Světová produkce sahá k milionům tun ročně.<sup>1</sup>

Velmi čistý křemík můžeme získat z  $\text{SiCl}_4$  nebo z  $\text{SiHCl}_3$ . Vznikající produkt se ještě dále čistí zónovým tavením. Čistý křemík je potřebný pro výrobu tranzistorů (polovodičová zařízení) a jedná se o jeden z nejčistějších materiálů vyráběných v průmyslovém měřítku. Polovodiče lze získat i přidáním ke křemíku malého množství boru či fosforu.

Kromě výroby oceli a tranzistorů se křemík používá i do bronzových slitin nebo k výrobě silikonů či silicidů (viz kapitola 2.3.5.7).

### 2.3.5 Sloučeniny křemíku

#### 2.3.5.1 Oxidy

Za jediný zcela stálý oxid křemíku je považován oxid křemičitý neboli křemen se vzorcem  $\text{SiO}_2$ . Pokud provedeme jeho redukci elementárním křemíkem při vysoké teplotě, lze připravit i oxid křemnatý se vzorcem  $\text{SiO}$ , který se projevuje výraznými redukčními účinky, ale jinak nemá větší význam.

**Křemen** ( $\text{SiO}_2$ ) je nedílnou součástí zemské kůry, kde se vyskytuje ve třech krystalografických modifikacích: křemen ( $\alpha$ ,  $\beta$ ), tridymit ( $\alpha$ ,  $\beta$ ) a cristobalit ( $\alpha$ ,  $\beta$ ). Někdy je zmiňována i čtvrtá modifikace amorfní křemenné sklo. Symboly  $\alpha$  a  $\beta$  rozdělují formy na nízkoteplotní ( $\alpha$ ) a vysokoteplotní ( $\beta$ ), které mezi sebou mohou v přírodě rychle přecházet (na rozdíl od pomalého přechodu např. křemen  $\leftrightarrow$  tridymit). Svojí strukturou je zajímavý cristobalit, jehož uspořádání se nápadně podobá struktuře diamantu, jen mezi každou dvojicí Si-Si je vložen atom kyslíku. Vytváří tak

prostorovou síť tvořenou tetraedry SiO<sub>4</sub>. Křemen a tridymit tetraedry také obsahují, ale uspořádané ve spirálách.

Schéma přechodu jednotlivých modifikací:<sup>12</sup>

α-křemen		α-tridymit		α-cristobalit
↑846 K		↑413 K		↓513 K
β-křemen	↔	β-tridymit	↔	β-cristobalit
	1140 K		1740 K	

V přírodě jsou známy odrůdy křemene, jejichž zbarvení je způsobeno přítomností oxidů kovů v křemenném písku (křemen se v přírodě vyskytuje čistý jen málo = křišťál). Vznikají odrůdy různých barev – např. fialový ametyst, záhněda, růženín, tmavě hnědý až černý morion, žlutý citrín, bílý až šedý chalcedon, pestrobarevný achát (vrstevnatá odrůda chalcedonu), achátu podobný onyx, zeleně zbarvený chryzopras, různě barevný neprůhledný jaspis a další. Využití ve šperkařství je nasnadě.



Obr. 6 Křišťál<sup>16</sup>

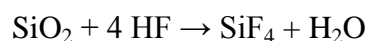


Obr. 7 Ametyst<sup>17</sup>

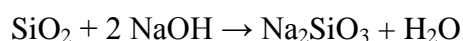


Obr. 8 Citrín<sup>18</sup>

Oxid křemičitý je chemicky málo reaktivní látka a reaguje pouze s kyselinou fluorovodíkovou (= leptání skla):



Roztoky hydroxidů alkalických kovů mají schopnost pouze narušovat povrch křemene, taveniny mohou reagovat s SiO<sub>2</sub> za vzniku křemičitanů:



Svůj význam mají i fyzikální vlastnosti křemene, který se stává při velmi vysokých teplotách (1710 °C) zcela tekutým a může se zpracovávat tažením a foukáním obdobně jako sklo. Po ochlazení nevzniká křemen, nýbrž křemenné sklo vyznačující se

malým koeficientem tepelné roztažnosti a velmi dobrou propustností infračervených a ultrafialových paprsků. Křemen je tedy výborný k výrobě hranolů či čoček nebo ke zhotovování laboratorního nádobí. Své uplatnění najde i v elektrotechnickém průmyslu (např. tranzistory).<sup>7</sup>

Křemen je také součástí zajímavé sloučeniny nazývané silikagel. Jedná se o tvrdý, zrnitý a dehydratovaný prášek s obsahem vody kolem 5 %. Okyselíme-li roztok křemičitanu alkalického kovu, získáme gel o složení  $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ , jehož zahřátím (odstranění solí a vody) vznikne právě silikagel. Své uplatnění nalézá jako sušící a dehydratační činidlo či jako katalyzátor nebo nosič katalyzátorů např.  $\text{V}_2\text{O}_5$ .

Oxid křemičitý se používá hlavně pro výrobu skla. Dále např. při přípravě malty a betonu nebo žáruvzdorných křemenných cihel.

**Sklářský průmysl** se zabývá sklem jakožto taveninou křemičitanů. Nejvíce zastoupeny jsou ve skle křemičitan sodný, draselný a vápenatý. Sklo se dělí dle jeho chemického složení na:

- křemenné sklo – tvoří ho zesíťovaný oxid křemičitý, tavením křišťálu lze získat sklo křišťálové
- sodnovápenaté sklo – křemičitan sodno-vápenatý
- draselnovápenaté (české) sklo – křemičitan draselnovápenný
- draselnoolovnaté sklo – křemičitan draselnoolovnatý
- speciální skla (mimo  $\text{SiO}_2$  i např.  $\text{BaO}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{ZnO}$  ...) <sup>19,20</sup>

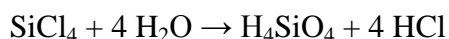
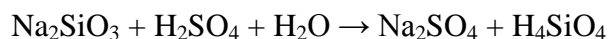
Základní surovinou pro výrobu skla je křemenný písek ( $\text{SiO}_2$ ) a křemičitany, v případě speciálního skla oxidy. Jako pomocné suroviny vystupují čeřiva, odbarvující látky, zakalující látky a látky barvící. Ze základních surovin vzniká sklářský kmen, který se taví ve sklářských pecích při teplotách kolem 1450 °C. Při teplotách od 1000 °C do 1200 °C vzniká sklovina s bublinkami, které se čeří. Po ochlazení na pracovní teplotu se sklo začíná formovat (foukání sklářskými píšťalami). Nakonec sklo zchladne v chladicí sklářské peci.

### 2.3.5.2 Kyseliny a jejich soli

Mluvíme o ternárních sloučeninách křemíku a řadíme mezi ně kyselinu křemičitou a mnohem významnější křemičitany bohatě zastoupené v zemské kůře.



**Kyselinu křemičitou** (tetrahydrogenkřemičitou)  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  lze získat dvěma způsoby. První variantou je působení kyselin na křemičitany, druhou hydrolyza křemičitých halogenidů.



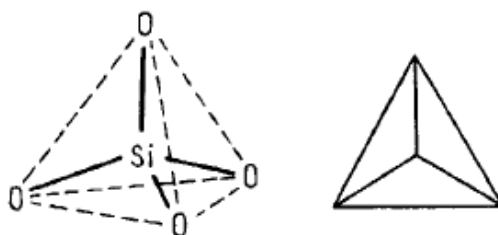
Ve vodném roztoku se tvoří volná kyselina křemičitá se vzorcem  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , která ale podléhá polykondenzačním reakcím a tvoří polyjaderné útvary. Dalšími reakcemi získáme již zmiňovaný silikagel ( $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ ).

Formální soli monomerních i polymerních kyselin křemičitých se nazývají **křemičitany**. Bohaté zastoupení nalézají v přírodě, ale částečně existuje i jejich průmyslová výroba. Typická je jich krystalová mřížka s tetraedricky uspořádanou pětici aniontů  $\text{SiO}_4^{4-}$  a kationty kovů v mezerách mezi nimi (u těch jednodušších). Nebo jsou jednotky  $\text{SiO}_4$  spojeny atomy kyslíku.

Vzhledem k podobné velikosti iontů  $\text{Si}^{4+}$  a  $\text{Al}^{3+}$  existují látky nesoucí název hlinítokřemičitany vznikající nahrazením atomů křemíku hliníkem. Tvoří živce, slídy, zeolity a některé jíly.

Pozoruhodnými látkami jsou v tomto případě **zeolity**, které se používají jako měniče iontů či molekulová síta. Princip měničů iontů spočívá ve velmi volně vázaných kationtech uvnitř látky, a tak se mohou velmi lehce nahrazovat – např.  $\text{Na}^+$  za  $\text{Mg}^{2+}$ . Této vlastnosti se využívá ke změkčování vody. Molekulová síta jsou založena na obsahu mnoha malých „kanálek“ vzniklých dehydratací, které vodu velmi snadno přijmou zpět. Některé mohou absorbovat i jiné kapaliny nebo plyny.<sup>7</sup>

Křemičitany se dělí do několika skupin, jež se odlišují svojí strukturou.



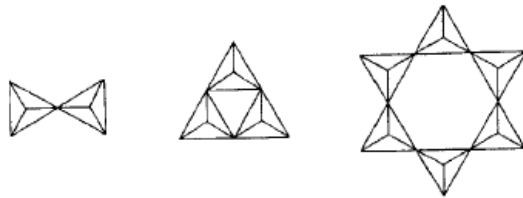
Obr. 9 Základní strukturní jednotka v krystalových mřížkách křemičitanů<sup>8</sup>

Mezi křemičitany s izolovanými tetraedry  $\text{SiO}_4$  můžeme zařadit například zirkon ( $\text{ZrSiO}_4$ ) nebo forsterit ( $\text{Mg}_2\text{SiO}_4$ ).



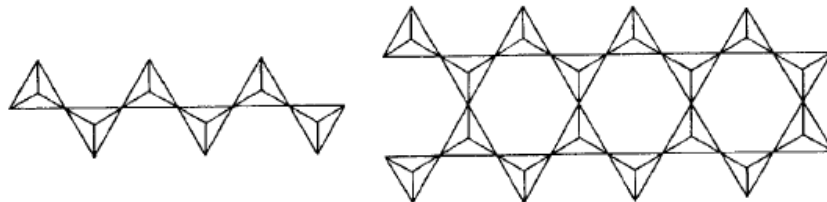
Obr. 10 Struktura zirkonu a forsteritu<sup>8</sup>

Druhou skupinou jsou křemičitany s ostrůvkovitou strukturou, které se vyznačují spojením dvou, tří nebo šesti skupin  $\text{SiO}_4$ . Příklad může být poměrně známý beryl ( $\text{Al}_2\text{Be}_3\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ).



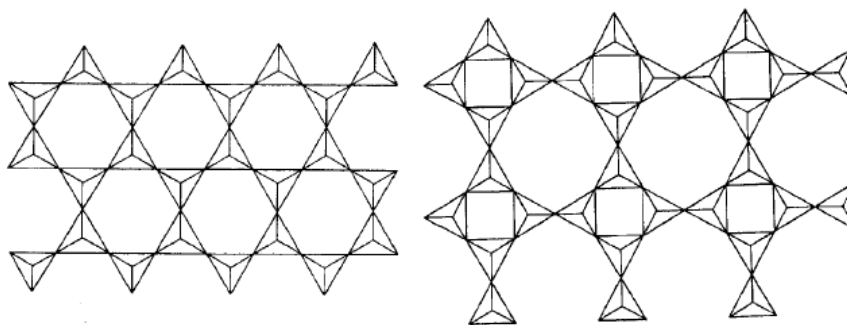
Obr. 11 Ostrůvkovitá struktura křemičitanů<sup>8</sup>

Třetí skupina křemičitanů s řetězovitou strukturou – řazení do jednoduchých či dvojitých vláknitých řetězců – zahrnuje např. pyroxeny či amfiboly (azbest).



Obr. 12 Řetězovitá struktura křemičitanů<sup>8</sup>

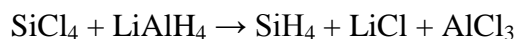
Poslední skupina křemičitanů se vyznačuje vrstevnatou strukturou – skupiny  $\text{SiO}_4$  se řetězí po celé ploše. Jako zástupce můžeme jmenovat slídy, při nahrazení některých křemičitanových aniontů skupinami OH lze mluvit i o kaolinitu či mastku.



Obr. 13 Vrstevnatá struktura křemičitanů<sup>8</sup>

### 2.3.5.3 Hydridy (silany)

Sloučeniny křemíku s vodíkem s obecným vzorcem  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ , přičemž  $n$  může být maximálně 6, se nazývají hydridy nebo také silany. Tvoří stejně jako uhlík homologické řady. První člen řady se nazývá monosilan a má vzorec  $\text{SiH}_4$ . Jedná se o silné redukční činidlo připravitelné buď reakcí silicidu hořečnatého s kyselinou chlorovodíkovou, nebo reakcí chloridu křemičitého s tetrahydridohlinitanem lithným v etherovém roztoku:



Silany jsou na rozdíl od uhlovodíků méně stálé (vazba Si-H není tak pevná), netvoří násobné vazby ani aromatická jádra a na vzduchu jsou vznětlivé až samozápalné.

### 2.3.5.4 Sloučeniny s dusíkem

V případě sloučenin s dusíkem stojí za zmínku hlavně nitrid křemičitý se vzorcem  $\text{Si}_3\text{N}_4$ . Vzniká slučováním z prvků při velmi vysokých teplotách (cca 1 400 °C). Jedná se o látku obtížně tavitelnou a málo reaktivní.

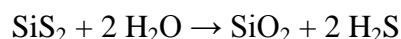
Poměrně velké zastoupení mají sloučeniny organokřemičité obsahující vazbu Si-N. Připravují se reakcí s amoniakem za vzniku produktů jako např. trialkylsilylamin ( $\text{R}_3\text{SiNH}_2$ ), přičemž  $\text{R} = \text{Et}, \text{Bu}$  atd.<sup>12</sup>

### 2.3.5.5 Sulfidy

Binární sloučenina křemíku se sírou má vzorec  $\text{SiS}_2$  a nazývá se sulfid křemičitý. Je připravitelný syntézou prvků – zahříváním křemíku se sírou popř. reakcí Si a  $\text{H}_2\text{S}$  či  $\text{CS}_2$ . Tvoří vláknité krystalické makromolekuly tetraedrického uspořádání,

vzhledem k neschopnosti tvorby dvojných vazeb nemůže tvořit strukturu jako v případě uhlíku (S=C=S).<sup>7</sup>

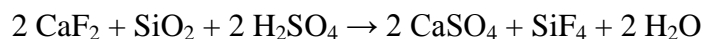
SiS<sub>2</sub> je bílá tuhá látka, tvoří jehlicovité krystaly, je nerozpustná prakticky ve všech rozpouštědlech, nicméně může být snadno hydrolyzována studenou vodou:



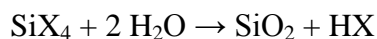
### 2.3.5.6 Halogenidy

Halogenidy, tzn. sloučeniny s halogeny, se mohou vyskytovat ve dvou typech sloučenin. První se nazývají halogenidy křemnaté s obecným vzorcem SiX<sub>2</sub> a jsou velmi nestálé. Druhé, již stálé látky, nazýváme halogenidy křemičité a mají obecný vzorec SiX<sub>4</sub> (příčemž X = F, Cl, Br, I v obou případech).

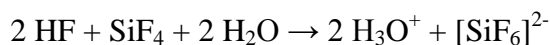
Křemík je daleko reaktivnějším prvkem než uhlík a slučuje se s halogeny přímo. Výjimku tvoří pouze plynný SiF<sub>4</sub>, který můžeme připravit zahříváním směsi kalcie (CaF<sub>2</sub>) a křemene s koncentrovanou kyselinou sírovou:



Důležitou vlastností halogenidů křemičitých je jejich schopnost snadno hydrolyzovat, což je nejspíše důsledkem jejich maximální vaznosti 6 – využití orbitalů 3d. Hydrolyza pak probíhá až na SiO<sub>2</sub> dle rovnice:<sup>12</sup>



Maximální vaznost křemíku umožňuje také vznik iontu [SiF<sub>6</sub>]<sup>2-</sup> oktaedrického uspořádání (hybridizace sp<sup>3</sup>d<sup>2</sup>), který získáme reakcí SiF<sub>4</sub> s molekulami HF:



Kyselina hexafluorokřemičitá (H<sub>2</sub>SiF<sub>6</sub>) je velmi silnou kyselinou a je schopna existovat jen ve vodném roztoku. Existují i její soli nazývané se hexafluorokřemičitany.

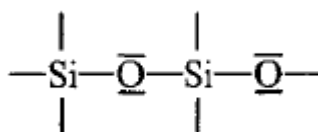
### 2.3.5.7 Silicidy

Silicidy můžeme definovat jako sloučeniny křemíku s elektropozitivnějšími kovy (obdoba karbidů). Můžeme je připravit buď přímou syntézou z prvků, nebo redukcí  $\text{SiO}_2$  a kovových oxidů uhlíkem či hliníkem.

Silicidy skupin IA a IIA se vyznačují daleko vyšší reaktivností než silicidy přechodných prvků a jsou schopny hydrolyzovat za vzniku vodíku nebo silanů. Sloučeniny přechodných kovů jsou k vodě inertní, přesto jsou schopny reagovat s agresivnějšími činidly jako je roztavený KOH nebo  $\text{F}_2$ .<sup>1</sup>

### 2.3.5.8 Silikony (polysiloxany)

Jedná se o skupinu polymerních organokřemičitých sloučenin, které se připravují hydrolyzou alkylsubstituovaných nebo arylsubstituovaných halogenidů. Vzniklé produkty (silanoly) kondenzují na vzniku řetězců polysiloxanů se základním strukturním motivem:



Obr. 14 Základní strukturní motiv polysiloxanů<sup>8</sup>

Silikony mohou mít strukturu olejovitých kapalin nebo pryžovitých plastických látek. Jsou bezbarvé, nezapáchající, netěkavé, nerozpustné ve vodě a chemicky téměř inertní. Využívá se jejich vlastností dobrých tepelných a elektrických izolátorů a hlavně hydrofobního charakteru (odpuzují vodu).

Silikonové oleje nalézají své uplatnění jako mazivo či jako hydraulická kapalina, která si dokáže zachovat své vlastnosti v širokém rozmezí teplot stejně jako silikonové pryže. Silikonové tuky lze využít k mazání kohoutů byret, kapalné silikony k uvolňování zarezlých a zapečených spojů. Jejich hydrofobní charakter se uplatňuje v leštících prostředcích (např. na karoserie automobilů). Známé je využití k impregnacím. Nelze opomenout ani v poslední době se rozvíjející použití silikonů v lékařství (silikonové implantáty) či kosmetice.<sup>7,8</sup>

## 2.4 Germanium

Germanium je prvek řadící se svými vlastnostmi mezi polokovy. Své jméno získal z latinského *Germania* (Německo), jelikož byl objeven v roce 1886 C. A. Winklerem, který pocházel právě z Německa.<sup>1</sup>

### 2.4.1 Výskyt

Germanium je v přírodě ve stopovém množství (v seznamu zastoupení prvků ho najdeme na 53. místě). Jeho minerály se vyskytují pouze vzácně, nejznámějším je germanit ( $\text{Cu}_{13}\text{Fe}_2\text{Ge}_2\text{S}_{16}$ ).

### 2.4.2 Fyzikální vlastnosti

Germanium vykazuje diamantovou strukturu a typické vlastnosti polokovu. Je netoxické, stříbrobílé, tvrdé, křehké a netvoří alotropické modifikace. Teplota tání dosahuje 945 °C, teplota varu 2850 °C, což jsou nižší hodnoty než v případě křemíku, ale vyšší než v případě cínu a olova. Hustotu má  $5,36 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  (20 °C).<sup>15</sup>

Při laboratorní teplotě poskytuje germanium značný elektrický odpor. Zvyšování teploty odpor snižuje a z germania se stává polovodič. Mluvíme o něm jako o „přirozeném polovodiči“.

### 2.4.3 Chemické vlastnosti

Zkrácenou elektronovou konfiguraci germania můžeme zapsat jako  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^2$ . Vzhledem k nižší hodnotě elektronegativity tvoří spíše sloučeniny s iontovým charakterem. Ve sloučeninách u něj nalezneme nejčastěji oxidační čísla IV a II, přičemž oxidační stav IV je mnohem stabilnější.

Germanium je málo reaktivním prvkem. Za studena nereaguje s HCl, HF nebo s vodou. S kyselinou dusičnou ( $\text{HNO}_3$ ) tvoří hydratovaný oxid:



Reakcí s kyslíkem za vysoké teploty vzniká oxid germaničitý ( $\text{GeO}_2$ ) stejně tak v případě slučování s dalšími nekovy. Se sirovodíkem ( $\text{H}_2\text{S}$ ) či párami síry dává germanium sulfid germaničitý ( $\text{GeS}_2$ ). S alkylhalogenidy poskytuje organogermaničité sloučeniny.

#### 2.4.4 Výroba a použití

Germanium můžeme získat buď z popelu uhlí, nebo z létavých prachů. Průmyslová ruda, sloužící k výrobě germania, se nazývá germanit ( $\text{Cu}_{13}\text{Fe}_2\text{Ge}_2\text{S}_{16}$ ), který obsahuje asi 6 % Ge. Nejdříve se po reakci s HCl oddělí těkavý  $\text{GeCl}_4$ , po jehož hydrolýze lze získat  $\text{GeO}_2$ , který se po vysušení redukuje vodíkem na samotný prvek. Přechištěním zonálním tavením dostaneme velmi čisté germanium.<sup>12</sup>

Dříve byla největší část světové produkce germania využita hlavně k výrobě tranzistorů, v dnešní době se jeho vlastnosti oceňují hlavně v optice – může propouštět světlo v infračervené oblasti spektra. Zhotovují se z něj hranoly a čočky.

#### 2.4.5 Sloučeniny germania

##### 2.4.5.1 Oxidy

Ve sloučeninách s kyslíkem může mít germanium oxidační číslo II nebo IV, to znamená, že může tvořit dva typy oxidů a sice  $\text{GeO}$  a  $\text{GeO}_2$ . **Oxid germanatý** ( $\text{GeO}$ ) lze získat několika způsoby – např. zahříváním směsi Ge a  $\text{GeO}_2$  nebo dehydratací  $\text{Ge}(\text{OH})_2$ . Vyznačuje se redukčními schopnostmi.

Mnohem známější je **oxid germaničitý** ( $\text{GeO}_2$ ). Lze ho snadno získat oxidací např.  $\text{GeCl}_2$  nebo hydratovaný reakcí germania s koncentrovanou  $\text{HNO}_3$  viz kapitola 2.4.3 (v jiných kyselinách – např. HCl či HF se germanium nerozpouští):

Vyznačuje se velkou tepelnou stálostí a kyselou povahou. Svými vlastnostmi a strukturou se nápadně podobá oxidu křemičitému. Lze z něj připravit tvrdý materiál se sorpčními vlastnostmi podobnými silikagelu.

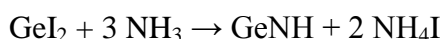
##### 2.4.5.2 Hydridy

Sloučeniny germania s vodíkem lze nazvat také germany a mají obecný vzorec  $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$  ( $n = 1$  až  $5$ ). Jedná se o bezbarvé plyny či těkavé kapaliny. Vykazují fyzikálními i chemickými vlastnostmi určitou podobu k silanům. Nejjednodušší german se vzorcem  $\text{GeH}_4$  lze nejlépe připravit reakcí  $\text{GeO}_2$  s vodným roztokem  $\text{NaBH}_4$  a je důležitou výchozí látkou pro přípravu vyšších germanů, které lze připravit působením tichého elektrického výboje na  $\text{GeH}_4$ .<sup>1</sup>

Existují i tzv. halogengermany obecného vzorce  $\text{GeH}_x\text{X}_{4-x}$  ( $\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}; x = 1, 2, 3$ ). Jde o reaktivní kapaliny, které mohou podléhat různým reakcím – např. hydrolýze nebo výměnným reakcím.

#### 2.4.5.3 Sloučeniny s dusíkem

Germanium může s dusíkem tvořit imidy, amidy i nitridy. Žlutý imid ( $\text{GeNH}$ ) lze připravit reakcí kapalného amoniaku s jodidem germanatým (zahříváním ve vakuu na 600 K z něj vzniká nitrid):<sup>12</sup>



#### 2.4.5.4 Sulfidy

Mezi sloučeniny germania se sírou můžeme zařadit jak sulfid germanatý  $\text{GeS}$  ( $\text{Ge}^{\text{II}}$ ), tak sulfid germaničitý  $\text{GeS}_2$  ( $\text{Ge}^{\text{IV}}$ ).

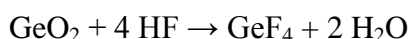
**Sulfid germanatý** je černá, tepelně stálá sloučenina. Lze ho připravit redukcí  $\text{GeS}_2$  přebytkem kyseliny fosforové ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ) a následným přečištěním vakuovou sublimací nebo reakcí vzniklého  $\text{GeCl}_2$  se sirovodíkem ( $\text{H}_2\text{S}$ ).

**Sulfid germaničitý** získáme buď přímým slučováním prvků, nebo působením sirovodíku ( $\text{H}_2\text{S}$ ) na okyselený roztok germaničitanů. Je nerozpustný ve vodě, nicméně rozpouští se v roztocích alkalických hydroxidů.

#### 2.4.5.5 Halogenidy

Halogenidů germania existují dvě řady a sice dihalogenidy  $\text{GeX}$  a tetrahalogenidy  $\text{GeX}_2$  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ).

**Tetrahalogenidy** se svými vlastnostmi nápadně podobají stejným sloučeninám křemíku (a částečně i uhlíku).  $\text{GeF}_4$  je bezbarvý plyn získatelný reakcí oxidu germaničitého s fluorovodíkem:



Chlorid germaničitý stejně jako bromid jsou bezbarvé kapaliny připravitelné syntézou příslušných prvků za zvýšené teploty. Poslední z halogenidů jodid germaničitý lze taktéž připravit syntézou prvků, ale jedná se o oranžovou pevnou látku. Všechny tetrahalogenidy hydrolyzují, zvláště  $\text{GeF}_4$  snadno podléhá hydrolýze (podobně jako



SiF<sub>4</sub>) za vzniku kyseliny hexafluorogermaničité se vzorcem H<sub>2</sub>GeF<sub>6</sub>. Typická je také tvorba oktaedrických komplexních iontů, konkrétně např. [GeCl<sub>6</sub>]<sup>2-</sup>.

**Dihalogenidy** jsou méně stálé než tetrahalogenidy, nicméně mají mnohem iontovější charakter a nalezneme u nich redukční účinky. Všechny sloučeniny jsou pevné látky lišící se pouze svým zbarvením. GeF<sub>2</sub> je bílý, GeCl<sub>2</sub> světle žlutý, GeBr<sub>2</sub> žlutý a GeI<sub>2</sub> tvoří jasně oranžové krystaly. Lze je připravit působením par GeX<sub>4</sub> na práškové germanium.

#### 2.4.5.6 Organokovové sloučeniny

Jedná se nejčastěji o sloučeniny germania s alkylovými či arylovými zbytky. Říká se jim také organogermaničité sloučeniny. Mohou být připraveny alkyací germaničitých halogenidů nebo reakcí s Grignardovými činidly. Jsou tepelně stálé a nepodléhají hydrolyze.

Příkladem alkylové sloučeniny může být tetraethylgerman (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>4</sub>Ge, za arylové sloučeniny nelze opomenout tetrafenylgerman (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>)<sub>4</sub>Ge. Většinou mají charakter bezbarvých, těkavých kapalin nebo pevných látek. Oba typy sloučenin lze bez problémů rozpustit v organickém rozpouštědle. V mnohém vykazují podobnost s organokřemičitany, ovšem vyznačují se větší reaktivitou.

## 2.5 Cín

Cín, latinsky *stannum*, je jedním z nejdéle známých prvků. Výroba cínu byla známa již mnoho let před Kristem. Z doby města Uru byly nalezeny bronzové nástroje obsahující až 10 – 15% cínu (bronz – slitina cínu a mědi).<sup>1</sup>

### 2.5.1 Výskyt

V přírodě se cín vyskytuje poměrně hojně hlavně díky sloučenině zvané cínovec (kasiterit) = oxid cíničitý (SnO<sub>2</sub>). Největší výskyt byl zaznamenán na jihozápadě Anglie, v Malajsii nebo bývalém SSSR.<sup>1</sup>

### 2.5.2 Fyzikální vlastnosti

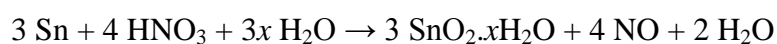
Jedná se o netoxický, stříbrobílý kov s nízkým bodem tání (232 °C) a hustotou 7,28 g.cm<sup>-3</sup> (20 °C). Bod varu = 2270 °C.<sup>15</sup>

V přírodě se vyskytuje ve třech alotropických modifikacích, a sice  $\alpha$ -Sn (šedý),  $\beta$ -Sn (bílý) a křehký Sn. K přeměně bílého cínu vyznačujícího se čtverečnou strukturou na šedý cín diamantové struktury dochází při teplotě nižší než 13,2 °C. Společně se změnou struktury lze zaznamenat i zvětšování objemu díky nižší hustotě šedého cínu, což způsobuje rozpad na prášek označovaný jako „cínový mor“. Křehký cín romboické struktury lze získat zahřátím bílého cínu na teplotu 161 °C.

### 2.5.3 Chemické vlastnosti

Zkrácenou elektronovou konfigurací cínu můžeme zapsat jako  $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$ . Je schopen vytvářet hybridní orbitály  $sp^3$ . Ve sloučeninách může cín využít všechny čtyři valenční elektrony nebo pouze dva (oxidační čísla IV a II). Cínaté sloučeniny označujeme jako redukční činidla. Snadno přecházejí na sloučeniny cíničité. Ke stabilitě dochází při dosažení oxidačního čísla IV. Vzhledem k nízké elektronegativitě mají sloučeniny cínu iontový charakter.

Cín je poměrně málo reaktivním prvkem. Se zředěnými kyselinami nereaguje, po zahřátí se rozpouští v koncentrovaných kyselinách za vzniku hydratovaného oxidu  $\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ .



Slučováním s kyslíkem poskytuje oxid ( $\text{SnO}_2$ ). S jinými kovy tvoří ochotně slitiny, které mají neopomenutelný technický význam, viz kapitola 2.5.4.

### 2.5.4 Výroba a použití

Stěžejní sloučeninou pro výrobu cínu je již zmiňovaný cínovec neboli kasiterit ( $\text{SnO}_2$ ). Nejprve dochází k pražení cínovce pro odstranění příměsí arsenu či síry, jejichž získané oxidy lze využít k dalším výrobám – např. oxid arsenitý ( $\text{As}_2\text{O}_3$ ) k výrobě arsenu. Upravený oxid cíničitý se dále redukuje uhlíkem na kovový cín, který se také čistí. Vlastnosti takto připraveného cínu jsou stříbrná barva, měkkost a kujnost.<sup>12</sup>

Získaný čistý cín lze užít k výrobě cínových folií nebo nejrůznějších slitin. Nejznámější slitinu cínu a mědi nazýváme bronz (90% Cu, 10% Sn). Z dalších je důležité jmenovat slitinu s olovem tzv. „tvrdý cín“ dříve využitelný k výrobě kuchyňského cínového nádobí nebo v případě přidání ještě 1% antimonu (Sb) jako klempířská pájka.

## 2.5.5 Sloučeniny cínu

### 2.5.5.1 Oxidy a hydroxidy

Cín může tvořit sloučeniny s oxidačními čísly II a IV. Z oxidů je to oxid cínatý (SnO) a oxid cíničitý (SnO<sub>2</sub>). Poměrně nestálý tuhý **oxid cínatý** se vyznačuje amfoterním charakterem, má tmavozelenou až černou barvu a krystaluje v tetragonální soustavě. Lze ho připravit tepelným rozkladem šťavelanu vápenatého za nepřístupu vzduchu:



Velmi ochotně se také oxiduje (působí jako redukční činidlo), čímž lze získat **oxid cíničitý**, který je na rozdíl od svého předchůdce stálý a vyskytující se v přírodě. Vyznačuje se taktéž amfoterním charakterem a rutilovou strukturou. Zahříváním s kyselinou dusičnou nebo hydrolyzou chloridu cíničitého máme možnost získat hydratovaný oxid, který lehce zbavíme vody zahříváním. Se silnými zásadami reaguje za vzniku cíničitanů (oxid cínatý reaguje obdobně za vzniku cínatanů):



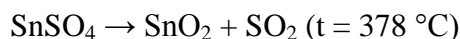
Své využití nalézá oxid cíničitý jako přídavek glazur a smaltů, či jako brusný prostředek nebo jako součást leštících past pro průmyslové účely.

Cín může taktéž tvořit hydroxidy podobných vlastností jako oxidy (hydroxid cínatý), ovšem proměnlivého složení, a tak spíš mluvíme o hydratovaných oxidech. Tvoří taktéž oxoanionty neboli hydroxokomplexy – cínatany  $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$ , které se lehce oxidují na cíničitany  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ .

### 2.5.5.2 Soli oxokyselin

I když tvorba solí cínu s kyslíkatými kyselinami není tak běžná, není možné se nezmínit o několika nejznámějších. Jedním z nich je **dusičnan cínatý** Sn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> existující pouze v roztoku. Další solí je **síran cínatý** SnSO<sub>4</sub>, jež může být výborným laboratorním zdrojem cínatých iontů a lze ho připravit z CuSO<sub>4</sub> vytěsněním mědi kovovým cínem. Existuje také mnoho fosforečnanů či fosfatokomplexů a soli karboxylových kyselin lehce připravitelné rozpouštěním oxidů.

Tepelným rozkladem cínatých solí lze získat oxid cínatý nebo cíničitý.



### 2.5.5.3 Hydridy

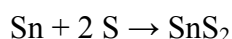
Cín tvoří s vodíkem hydridy dvojího typu a sice monostanan = hydrid cíničitý  $\text{SnH}_4$  a distanan  $\text{Sn}_2\text{H}_6$ . **Hydrid cíničitý** se vyznačuje mnohem menší tepelnou stálostí než stejné sloučeniny vodíku s uhlíkem či křemíkem a již za normální teploty se pomalu rozkládá na Sn a  $\text{H}_2$ . Jedná se o výborné redukční činidlo. Distanan je ještě mnohem méně stálý než stanán. Vyšší homology nejsou zatím známy.

### 2.5.5.4 Sloučeniny s dusíkem

Cín tvoří stejně jako germanium s dusíkem imidy, amidy i nitridy. Působením amidu draselného na kovový cín lze získat amid draselnocínatý  $\text{KSn}(\text{NH}_2)_3$ . Sloučeniny s dusíkem mají zanedbatelný význam.

### 2.5.5.5 Sulfidy

Nejvýznamnější sloučeniny cínu se sírou jsou sulfid cínatý ( $\text{SnS}$ ) a sulfid cíničitý ( $\text{SnS}_2$ ). Oba je možné připravit za zvýšené teploty přímým slučováním prvků:



Druhou možností přípravy je působení sirovodíku ( $\text{H}_2\text{S}$ ) na okyselené roztoky příslušných solí. Vznikají sraženiny, v případě sulfidu cínatého hnědá a sulfidu cíničitého žlutá. Oba sulfidy mohou tvořit thiosloučeniny, konkrétně thiocíničitany. Ze sulfidu cínatého získáme thiocíničitan (např.  $\text{SnS}_3^{2-}$ ) rozpuštěním v polysulfidech (např. ve žlutém sulfidu amonném). Sulfid cíničitý se oproti tomu rozpouští v roztocích alkalických sulfidů.

### 2.5.5.6 Halogenidy

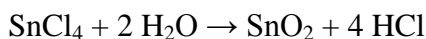
Halogenidy jsou sloučeniny cínu s halogeny obecného vzorce  $\text{SnX}_2$  a  $\text{SnX}_4$  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ). Dihalogenidy se na rozdíl od tetrahalogenidů vyznačují mnohem iontovějším charakterem a silnými redukčními účinky.

Jako nejvýznamnější halogenidy můžeme označit chloridy. **Chlorid cínatý** ( $\text{SnCl}_2$ ) lze připravit buď jako bezvodý - reakcí chlorovodíku s horkým cínem, nebo jako dihydrát - reakcí cínu s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou.



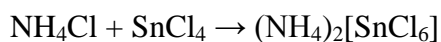
Bezvodou variantu můžeme charakterizovat jako průsvitnou krystalickou látku, která ve vodě snadno hydrolyzuje. Výrazné redukční účinky dokazuje schopnost redukovat například železitý kation na železnatý.

**Chlorid cíničitý** ( $\text{SnCl}_4$ ) lze popsat jako bezbarvou kapalinu tvořící kovalentní vazbu. Může se snadno hydrolyzovat a na vlhkém vzduchu dýmá:



Nejčastěji se připravuje převáděním suchého chloru přes horký cín, přičemž vznikající páry jsou kondenzovány na bezbarvou kapalinu.

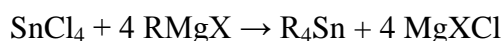
Reakcí chloridu cíničitého s alkalickými chloridy nebo chloridem amonným vznikají soli hexachlorocíničité kyseliny obsahující hexachlorocíničitanový anion  $[\text{SnCl}_6]^{2-}$ .<sup>21</sup>



Své uplatnění nalézá chlorid cíničitý hlavně při přípravě organokovových sloučenin cínu, dále ve sklářském průmyslu a při výrobě bižuterie.

#### 2.5.5.7 Organokovové sloučeniny cínu

Jak již bylo předesláno, nejčastěji se organocíničité sloučeniny připravují za použití chloridu cíničitého a Grignardova činidla:



Tetraalkylstannany ( $\text{R}_4\text{Sn}$ ) jsou bezbarvé kapaliny rozpustné pouze v organických rozpouštědlech. Je vhodné zmínit i organocíničité halogenidy, které snadno podléhají substitučním reakcím.

Organocíníčitě sloučeniny nalézají své uplatnění jako stabilizátory pro plasty PVC (bez stabilizátorů by se jednalo o zbarvené, křehké produkty). V menší míře se využívají jako katalyzátory nebo zemědělské biocidy.

## 2.6 Olovo

Olovo (*plumbum*) patří k nejdéle známým prvkům. Využít ho uměli už staří Egypťané nebo Římané. Asi v roce 79 po Kristu byla objevena jeho slitina s cínem označovaná jako klempířská pájka.<sup>1</sup>

Olovo se řadí mezi velmi jedovaté těžké kovy (i jeho sloučeniny jsou jedovaté). Tvoří v enzymech komplexy, čímž blokuje např. syntézu hemu nebo metabolismus porfyrinů a další. Příznaky otravy olovem jsou mimo koliky či anémie i bolesti hlavy, křeče, chronické onemocnění ledvin a nakonec i porucha centrálního nervového systému.<sup>1</sup>

### 2.6.1 Výskyt

Olovo patří k nejrozšířenějším těžkým kovům vůbec, což je důsledkem toho, že izotopy olova <sup>206</sup>Pb, <sup>207</sup>Pb a <sup>208</sup>Pb jsou produkty přirozených rozpadových řad. Olovo lze nalézt v rudě zvané galenit (PbS). Zvětráváním galenitu vznikají ještě anglesit (PbSO<sub>4</sub>) a cerusit (PbCO<sub>3</sub>).

### 2.6.2 Fyzikální vlastnosti

Olovo je prvek s nízkým bodem tání (327 °C), měkký, kujný. Teplotou varu má 1737 °C. Vyznačuje se krychlovou těsně uspořádanou strukturou. Hustota je při 16 °C asi 11,344 g.cm<sup>-3</sup>.<sup>15</sup>

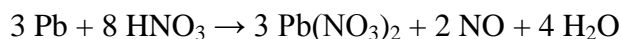
Není dobrým vodičem tepla ani elektřiny. Ochotně tvoří, stejně jako cín, slitiny (např. pájka, ložiskový kov nebo liteřina).

### 2.6.3 Chemické vlastnosti

Elektronová konfigurace valenčních elektronů olova je 6s<sup>2</sup>6p<sup>2</sup>. Tvoří také hybridní orbitály sp<sup>3</sup>, ovšem v porovnání s germaniem a cínem nejhůře. V nejstálejších sloučeninách najdeme olovo s oxidačním číslem II, vyskytují se ale i sloučeniny Pb<sup>4+</sup>. Na rozdíl od cíníčitých mají olovičité sloučeniny oxidační účinky a lehce se redukují na

sloučeniny olovnaté. Vzhledem k nízké elektronegativitě tvoří olovo převážně iontové vazby.

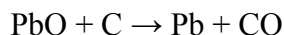
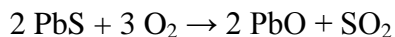
Olovo není, stejně jako cín, nijak zvlášť reaktivním prvkem. Na vzduchu se pokrývá vrstvičkou oxidu a uhličitanu. Odolává slabým kyselinám a zásadám. Nereaguje za studena ani s koncentrovanou kyselinou sírovou a chlorovodíkovou. S kyselinou dusičnou reaguje za vzniku olovnaté soli:



S kyslíkem se slučuje za zvýšené teploty a vzniká oxid olovnatý (PbO), respektive oxid olovnato-olovičitý (Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>). Slučuje se i s dalšími nekovy za vzniku olovnatých sloučenin.

#### 2.6.4 Výroba a použití

Olovo se získává z jeho nejběžnější rudy - galenitu, který se převádí pražením na oxid a dále se taví v peci s koksem, vápencem a železným šrotem:



Železem a uhlíkem se vyredukuje olovo, vápenec pak tvoří s příměsí strusku. Tímto způsobem získáme pouze znečištěnou formu olova, a tak se dále využívá řady procesů odstraňujících příměsí. Za zmínku stojí velký obsah stříbra doprovázející olovo, což dělá prvek neobyčejně cenným.

Další možností, jak olovo získat, je elektrolýza roztoků jeho solí. Jako příklad lze uvést elektrolýzu taveniny PbS, který je rozpuštěný v roztaveném PbCl<sub>2</sub>, přičemž olovo se vyloučí na katodě.

**Využití olova** je neobyčejně rozmanité hlavně pro jeho odolnost nejen k atmosférickým procesům, ale i ke kyselinám. Nalézá tedy uplatnění jako protikorozní materiál (potrubí, střešní krytiny) i jako materiál pro chemický průmysl. Tvoří taktéž slitiny – např. již zmiňovanou pájku. Dokáže také odstínit rentgenové a radioaktivní záření. Společně s oxidem olovičitým bývá součástí olovených akumulátorů. Svůj nezanedbatelný význam měla výroba tetraethylolova Pb(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>4</sub> ze slitiny olova se sodíkem. Získaná látka je sice jedovatou a k životnímu prostředí ne příliš šetrnou

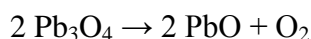
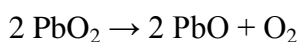
kapalinou, ale využívala se jako antidektonační přísada benzínu zvyšující tzv. oktanové číslo.

## 2.6.5 Sloučeniny olova

### 2.6.5.1 Oxidy a hydroxidy

Olovo tvoří, stejně jako cín, dva základní (jednoduché) typy oxidů, a sice oxid olovnatý (PbO) amfoterního charakteru a o něco kyselější oxid olovičitý (PbO<sub>2</sub>). Dalším je podvojný oxid olovnato-olovičitý Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> respektive PbO<sub>2</sub>·2PbO.

**Oxid olovnatý** je nejstálější a vyšší oxidy se na něj rozkládají za zvýšených teplot (asi 300°C a 470°C):



Proti oxidu cínatému je více bazický. Vyskytuje se ve dvou možných formách, a sice jako žlutý masikot, který vzniká zahříváním olova na vzduchu při teplotě nad 470 °C a červený klejt, který vzniká po roztání, ochlazení a rozemletí masikotu. Oxid olovnatý je rozpustný v kyselinách a alkáliích, ale nerozpustný ve vodě. Při zahřívání na vzduchu může být oxidován na oxid olovnato-olovičitý:

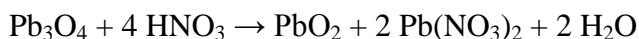


Používá se k výrobě antikorozně působících pigmentů, glazur, smaltů a olovnatých skel.

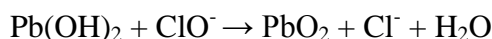
**Oxid olovičitý** se vyznačuje výraznými oxidačními účinky – může oxidovat např. kyselinu chlorovodíkovou na chlor či manganaté soli na kyselinu manganistou:



Má rutilovou strukturu a lze ho připravit rozpuštěním Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> v kyselině dusičné nebo oxidací olovnatého hydroxidu chlorem či chlornanem:







Jedná se o hnědou tuhou látku, nerozpustnou ve vodě. Své využití nalézá jako výborné oxidační činidlo při organických syntézách nebo do olovených akumulátorů, kde ho najdeme společně s elementárním olovem.

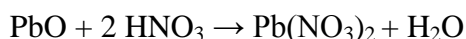
**Oxid olovnato-olovičitý**  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  (triviálně suřík či minium) lze připravit zahříváním oxidu olovnatého na vzduchu při teplotě 400 °C, ovšem už při teplotě 470 °C se rozkládá zpět, proto je opravdu důležité dodržení příslušné teploty. Využívá se jako antikorozi pigment, při výrobě olovnatých skel nebo jako klempířský tmel ve směsi s glycerolem a lněným olejem.

Stejně jako cín i olovo tvoří oxoanionty – hydroxokomplexy  $[\text{Pb(OH)}_4]^{2-}$  a  $[\text{Pb(OH)}_6]^{2-}$ , na rozdíl od cínatanů nejsou olovnatěny redukčními činidly.

### 2.6.5.2 Soli oxokyselin

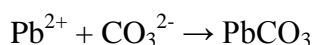
Soli můžeme rozdělit na olovičité a olovnaté. Jediná stálá olovičitá sůl se nazývá **octan olovičitý**  $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_4$ . Přípravuje se rozpuštěním  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  v horké kyselině octové. Používá se v organické chemii jako oxidační činidlo a vyznačuje se i methylačními účinky.

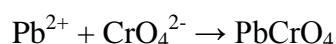
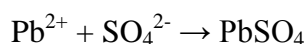
Mnohem běžnější jsou soli olovnaté. Jednou z mála rozpustných solí je **dusičnan olovnatý**  $\text{Pb(NO}_3)_2$ , což je bezbarvá krystalická látka připravitelná reakcí kyseliny dusičné s oxidem, hydroxidem nebo uhličitánem olovnatým:



Dalšími významnými látkami jsou **uhličitán olovnatý** ( $\text{PbCO}_3$ ), který lze popsat jako bílou nerozpustnou látku sloužící jako součást olovnaté běloby (pigment) a **síran olovnatý** ( $\text{PbSO}_4$ ). Jako pigment se používá i **chroman olovnatý** ( $\text{PbCrO}_4$ ) díky jeho žluté barvě – chromová žluť. Nakonec nelze vynechat ani **octan olovnatý** neboli olovnatý cukr ( $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2$ ), který je ve vodě velmi dobře rozpustný. Chutí připomíná cukr, což může být problém, jelikož je silně jedovatý.

Olovnaté soli jsou většinou nerozpustné látky. Vznikající srážením roztoku olovnaté soli s příslušným aniontem kyseliny:



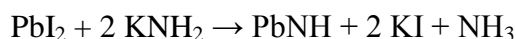


### 2.6.5.3 Hydridy

Olovo tvoří jen jednu nestálou kovalentní sloučeninu s vodíkem, kterou je **monoplumban**  $\text{PbH}_4$ . Rozkládá se na prvky již při teplotě  $0\text{ }^\circ\text{C}$ , a tak je jeho příprava značně složitá a téměř neprováděná.

### 2.6.5.4 Sloučeniny s dusíkem

Olovo může stejně jako jeho dva předchůdci tvořit s dusíkem imidy, amidy i nitrity, ovšem jde o sloučeniny téměř zanedbatelného významu. Za zmínku snad stojí pouze reakce jodidu olovnatého s amidem draselným za vzniku imidu olova:



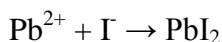
### 2.6.5.5 Sulfidy

Sloučenina olova se sírou se nazývá **galenit** a má vzorec  $\text{PbS}$ . Vyskytuje se hojně v přírodě, ale lze ho i připravit přímým slučováním prvků. Reakcí olova se sirovodíkem získáme černou sraženinu sulfidu olovnatého. I přesto, že se jedná o látku kovalentní povahy, vyznačuje se iontovou mřížkou jako  $\text{NaCl}$ .

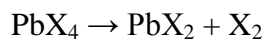
### 2.6.5.6 Halogenidy

Sloučeniny olova s halogeny  $\text{PbX}_2$  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ) a  $\text{PbX}_4$  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}$ ). Olovo s oxidačním číslem IV je výrazné oxidační činidlo, čímž oxiduje např.  $\text{Br}^-$  a  $\text{I}^-$  na  $\text{Br}^0$  a  $\text{I}^0$ .

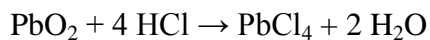
**Dihalogenidy** jsou stálé látky rozpustné ve vodě pouze za horka. Bílý chlorid olovnatý ( $\text{PbCl}_2$ ) vzniká srážením z roztoků olovnatých solí. Rozpouští se v koncentrované kyselině chlorovodíkové za vzniku komplexního aniontu  $[\text{PbCl}_4]^{2-}$ . Dalším zástupcem je nerozpustný jodid olovnatý ( $\text{PbI}_2$ ), který má žlutou barvu:



**Tetrahalogenidy** olovičité už nejsou tak stálými sloučeninami a při zahřívání se rozkládají za odštěpení halogenu:

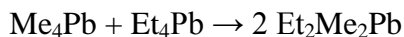


Sloučenina fluoridu olovičitého ( $\text{PbF}_4$ ) tvoří světle žluté krystaly, naopak chlorid olovičitý ( $\text{PbCl}_4$ ) lze popsat jako žlutou, olejovitou kapalinu. Vzniká reakcí oxidu olovičitého s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou:



#### 2.6.5.7 Organokovové sloučeniny olova

Sloučeniny se nazývají též organoolovičité (organoolovnatých sloučenin existuje jen malý počet) a můžeme je charakterizovat značnou tepelnou nestálostí. Mezi nejznámější zástupce patří dialkyl- či tetraalkylplumbany. Reakcí tetramethylplumbanu s tetraethylplumbanem lze získat smíšenou alkylovou sloučeninu:



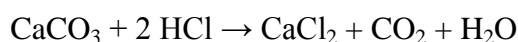
Tetraethylplumban ( $\text{Et}_4\text{Pb}$ ) je nejvíce vyráběnou organokovovou sloučeninou. Existují taktéž sloučeniny obsahující vazby Pb-Pb.

### 3 Praktická část

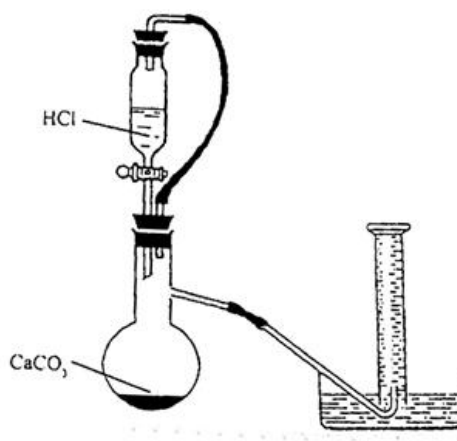
Praktická část práce obsahuje vybrané úlohy týkající se prvků skupiny uhlíku. Ke každému prvku byly zvoleny 2-3 práce (kromě germania, které se k laboratorním účelům téměř nepoužívá). Volila jsem méně náročnější úlohy vhodné pro žáky základních (popř. středních) škol.

#### 3.1 Příprava oxidu uhličitého<sup>22</sup>

**Princip:** Reakce uhličitanu vápenatého s kyselinou chlorovodíkovou. Produktem je plynný oxid uhličitý, chlorid vápenatý a voda.



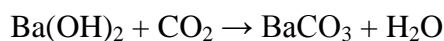
**Postup:** Nejprve si sestavíme aparaturu na vyvíjení plynu (viz obr. 15). Do frakční baňky vložíme 20 g  $\text{CaCO}_3$  a z dělicí nálevky přikapáváme odpovídající množství  $\text{HCl}$  zředěné v poměru 1:1. Oxid uhličitý se uvolňuje jako plyn, který jímáme do skleněného válce pod vodou.



Obr. 15 Aparatura na vyvíjení plynu<sup>23</sup>

#### 3.2 Příprava uhličitanu barnatého<sup>24</sup>

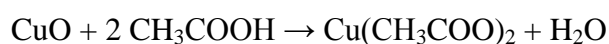
**Princip:** Neutralizace hydroxidu barnatého oxidem uhličitým. Produktem je bílá ve vodě nerozpustná látka = uhličitan barnatý.



**Postup:** Mírný proud oxidu uhličitého (připraveného např. podle postupu 3.1) zavádíme do 5% roztoku hydroxidu barnatého. Jakmile se roztok nasytí plynem, začneme směs zahřívat na vodní lázni, čímž se začne vylučovat sraženina uhličitanu barnatého. Zahříváme několik hodin, poté necháme vychladnout. Produkt odsajeme, promyjeme horkou vodou a vysušíme při 100 °C.

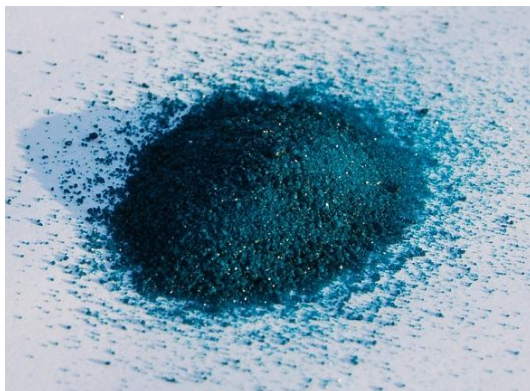
### 3.3 Příprava octanu měďnatého<sup>24</sup>

**Princip:** Reakce kyseliny octové s oxidem měďnatým. Získáme modrozelené krystaly rozpustné za tepla ve vodě a dobře rozpustné v lihu.



**Postup:** Oxid měďnatý odvážíme, rozetřeme a přelijeme 20% kyselinou octovou. Přivedeme k varu a přidáváme 20% kyselinu octovou, dokud se všechn oxid nerozpustí. Za tepla zfiltrujeme a necháme vychladnout. Vyloučené krystaly odsajeme a vysušíme mezi listy filtračního papíru. Po zahuštění se z matečného louhu vyloučí ještě další část krystalů.

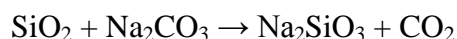
**Doporučení:** Práce by se měla provádět v digestoři, jelikož páry kyseliny octové jsou leptavé.



Obr. 16 Krystalky octanu měďnatého<sup>25</sup>

### 3.4 Příprava křemičitanu sodného<sup>22</sup>

**Princip:** Reakce oxidu křemičitého s uhličitanem sodným. Vzniká bílá krystalická látka = křemičitan sodný.

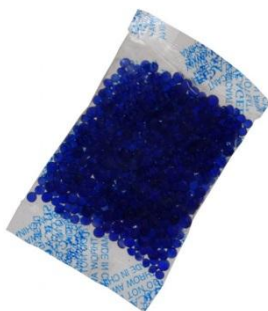


**Postup:** Smícháme 1 g SiO<sub>2</sub> ve správném poměru s Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> a zahříváme, nejprve zvolna, poté ostře za vzniku taveniny. Necháme vychladnout, rozpustíme taveninu ve vodě a přistoupíme k filtraci. Po delším stání se z roztoku vyloučí krystaly nonahydrátu křemičitanu sodného Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>·9H<sub>2</sub>O.

### 3.5 Regenerace použitého silikagelu<sup>26</sup>

**Princip:** Silikagel je pórovitá forma hydratovaného oxidu křemičitého (SiO<sub>2</sub>·xH<sub>2</sub>O) vyrobitelná z křemičitanu sodného. Jedná se o látku schopnou absorbovat vodu. Používá se jako pohlčovač vlhkosti. Po nasycení vodou může být regenerován zahřátím.<sup>27</sup>

**Postup:** Do porcelánové misky navážíme na technických vahách 150 g použitého silikagelu napuštěného roztokem chloridu kobaltnatého (indikátor vlhkosti), díky kterému má silikagel růžovou barvu. Navážku rozetřeme na misce tak, aby zaujímala co největší plochu. Zapneme sušárnu, teplotu nastavíme asi na 150 °C a vložíme do ní porcelánovou misku. Asi po hodině sušárnu otevřeme a silikagel tyčinkou promícháme. Necháme sušit ještě dvě hodiny. Vysušený silikagel má modrou barvu.



Obr. 17 Kuličky silikagelu schopné absorbovat vlhkost<sup>28</sup>

### 3.6 Příprava oxidu cínatého<sup>24</sup>

**Princip:** Reakce chloridu cínatého s uhličitanem sodným. Vzniká bílý amorfní oxid cínatý, který se zahříváním v matečném louhu na 110 °C převede na šedou krystalickou modifikaci.

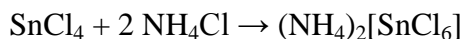


**Postup:** Chlorid cínatý umístěný v Erlenmayerově baňce rozpustíme v malém množství horké koncentrované kyseliny chlorovodíkové. Ke vzniklému roztoku přikapáváme 10% roztok uhličitanu sodného do slabě zásadité reakce (pH 9 - 10). Pro získání teploty 110 °C přidáváme chlorid sodný, dokud se nevytvoří nasycený roztok NaCl. Baňku zahříváme na vodní lázni tvořené nasyceným roztokem NaCl, dokud nedojde k přeměně na šedý krystalický SnO. Nakonec produkt několikrát dekantujeme vodou a sušíme při teplotě 100 °C.

**Doporučení:** Při přidávání roztoku uhličitanu sodného je potřeba opatrnosti, jelikož silně pění. Po celou dobu zahřívání i srážení bychom měli zavádět do Erlenmayerovy baňky mírný proud dusíku nebo oxidu uhličitého pro zabránění oxidaci vzdušným kyslíkem na cín s oxidačním číslem IV.

### 3.7 Příprava hexachlorocínitanu amonného<sup>26</sup>

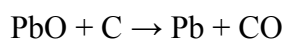
**Princip:** Reakcí chloridu cíničitého s chloridem amonným získáme komplexní sloučeninu hexachlorocínitanu amonného  $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6]$ . Jde o bílou krystalickou látku dobře rozpustnou ve vodě.



**Postup:** Navážíme 25 g granulovaného cínu, který rozpustíme ve 100 cm<sup>3</sup> lučavky královské. Získanou směs mírně zahříváme, dokud se všechen cín nerozpustí a nepřestanou se vyvíjet dýmy oxidů dusíku. Získaný chlorid cíničitý smícháme s nasyceným roztokem chloridu amonného (získáme rozpuštěním 45 g soli v malém množství destilované vody). Smícháním chloridů vznikne sraženina, kterou rozpustíme horkou destilovanou vodou. Roztok odfiltrujeme papírovým filtrem. Filtrát zahříváním na vodní lázni zahustíme. Zahřívání ukončíme ve chvíli, kdy se na povrchu roztoku začnou objevovat první krystalky chlorocínitanu amonného. Kádinku umístíme do krystalizační misky s ledem a vodou, čímž se preparát vyloučí v krystalické formě. Chladíme asi půl hodiny, poté krystalky odfiltrujeme skleněnou fritou. Fritu promyjeme ledovou destilovanou vodou okyselenou několika kapkami kyseliny chlorovodíkové. Preparát sušíme v exsikátoru nad bezvodým chloridem vápenatým.

### 3.8 Příprava olova<sup>22</sup>

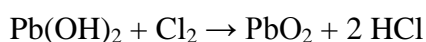
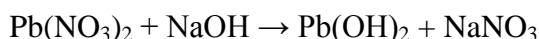
**Princip:** Reakce oxidu olovnatého s uhlíkem (dřevěným uhlím). Získáme lesklé kuličky kovového olova.



**Postup:** V třecí misce rozetřeme 4 g PbO a vysušíme při teplotě asi 110 °C. Dřevěné uhlí vyžiháme v uzavřeném kelímku, necháme vychladnout a rozetřeme na jemný prášek. Vysušený oxid olovnatý promícháme s dřevěným uhlím, které je v asi 20% přebytku. Směs umístíme do kelímku. Na povrch směsi položíme několik kousků dřevěného uhlí. Nejprve zvolna zahříváme, nakonec zvolíme asi na 20 min. ostrý plamen. Připravíme si dlaždičku, na kterou vyklopíme zahřátý kelímek a necháme chladnout. Olovo lze mechanicky oddělit od zbytku (vytváří jemné kuličky oddělitelné plavením vodou). Nakonec kuličky v kelímku zahřejeme, aby se olovo slilo do jednoho kousku. Získaný produkt zvážíme.

### 3.9 Příprava oxidu olovičitého<sup>24</sup>

**Princip:** Oxidace hydroxidu olovnatého chlorem. Dochází k převedení jedné sraženiny v druhou (heterogenní reakce). Vznikající oxid olovičitý je hnědý prášek výrazných oxidačních vlastností.



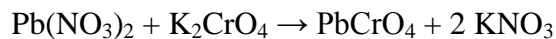
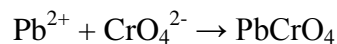
**Postup:** Roztok dusičnanu olovnatého daného množství srážíme odpovídajícím množstvím 10% roztoku hydroxidu sodného. Vzniklou sraženinu suspendujeme ve vodě a zavádíme do ní mírný proud chloru, dokud bílá sraženina hydroxidu olovnatého nezhnědne. Poté směs krátce povaříme za stálého míchání a dekantujeme vodou. Sraženinu odsajeme a promyjeme na filtru vodou. Sušíme při teplotě pod 70 °C.

**Doporučení:** Produkt by neměl být sušen v přítomnosti látek schopných oxidace (např. papír, korek ...).



### 3.10 Příprava chromanu olovnatého jako málo rozpustné soli<sup>24</sup>

**Princip:** Dva ionty  $\text{Pb}^{2+}$  a  $\text{CrO}_4^{2-}$  tvoří v určitém rozpouštědle málo rozpustnou sloučeninu  $\text{PbCrO}_4$ . Reakce se nazývá srážecí. Vznikající produkt je jasně žlutá látka.



**Postup:** K danému množství 2-10% roztoku dusičnanu olovnatého přilijeme tenkým proudem za míchání 2-10% roztok chromanu draselného. Vzniká sraženina, kterou necháme ustát. Pomalu se usazující sraženinu lze za stálého míchání zahřát k varu a nechat stát. Poté sraženinu odsajeme s využitím Büchnerovy nálevky nebo frity (nutno zvolit vhodnou hustotu a rozměr). Sraženinu promýváme do negativní reakce filtrátu na příslušné cizí ionty a sušíme.



Obr. 18 Chroman olovnatý<sup>29</sup>

## 4 Závěr

Práce měla za cíl charakterizovat prvky skupiny uhlíku a jejich významné sloučeniny. Mezi prvky skupiny uhlíku se řadí uhlík, křemík, germanium, cín a olovo. Práce byla rozdělena do dvou částí.

Teoretická část pojednávala o jednotlivých prvcích, jejich historii, výskytu, fyzikálních a chemických vlastnostech, výrobě a použití a jejich významných sloučeninách. Nekovový uhlík se odlišuje od ostatních prvků. Křemík a germanium stojí na rozhraní mezi nekovy a kovy - polokovy. Cín a olovo vykazují vlastnosti typické pro jejich kovový charakter.

Prvky skupiny uhlíku a jejich sloučeniny mají rozmanitý výskyt. Oxid uhličitý je součástí atmosféry, oxid křemičitý (křemen) a křemičitany se vyskytují v zemské kůře. Uhličitany vytvářejí na zemském povrchu obdivuhodné útvary (krasové jevy).

Cín a olovo jsou ceněné pro tvorbu slitin.

Všechny prvky jsou schopné tvořit oxidy. Uhlík a křemík tvoří oxokyseliny. Cín a olovo tvoří k oxokyselinám soli, soli olovnaté jsou typickými sraženinami. Pro všechny prvky jsou charakteristické sloučeniny s vodíkem, dusíkem, sírou, halogenidy či organokovovými sloučeninami. Sloučeniny s elektro pozitivnějšími kovy poskytují uhlík (karbidy) a křemík (silicidy).

V praktické části bylo vybráno několik pokusů týkajících se prvků skupiny uhlíku a jejich významných sloučenin. Návodů k úlohám byly koncipovány tak, aby byly lehce proveditelné i žáky základních (popř. středních) škol a seznámily je se skupenstvím, vzhledem a vlastnostmi prvků či jejich sloučenin (např. plynným skupenstvím  $\text{CO}_2$ , kovovým vzhledem olova nebo typickou žlutou barvou chromanu olovnatého).

## 5 Seznam obrázků

Obr. 1 Složky atmosféry .....	- 4 -
Obr. 2 Fotosyntéza .....	- 4 -
Obr. 3 Diamantová krystalová mřížka .....	- 5 -
Obr. 4 Krystalová mřížka grafitu .....	- 5 -
Obr. 5 Struktura molekuly močoviny a thiomčoviny .....	- 10 -
Obr. 6 Křišťál .....	- 17 -
Obr. 7 Ametyst .....	- 17 -
Obr. 8 Citrín .....	- 17 -
Obr. 9 Základní strukturní jednotka v krystalových mřížkách křemičitanů .....	- 19 -
Obr. 10 Struktura zirkonu a forsteritu .....	- 20 -
Obr. 11 Ostrůvkovitá struktura křemičitanů .....	- 20 -
Obr. 12 Řetězovitá struktura křemičitanů .....	- 20 -
Obr. 13 Vrstevnatá struktura křemičitanů .....	- 21 -
Obr. 14 Základní strukturní motiv polysiloxanů .....	- 23 -
Obr. 15 Aparatura na vyvíjení plynu .....	- 38 -
Obr. 16 Krystalky octanu měďnatého .....	- 39 -
Obr. 17 Kuličky silikagelu schopné absorbovat vlhkost .....	- 40 -
Obr. 18 Chroman olovnatý .....	- 43 -

## 6 Seznam použité literatury a internetové zdroje

- 1 Greenwood N. N., Earnshaw A.: Chemie prvků I. Informatorium, Praha 1993.
- 2 <http://scijinks.jpl.nasa.gov/atmosphere-formation/> (cit. 2014-05-24)
- 3 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Fotosynt%C3%A9za> (cit. 2014-05-24)
- 4 <http://www.cez.cz/edee/content/microsites/solarni/f2.htm> (cit. 2014-05-25)
- 5 <http://www.ped.muni.cz/wphy/FyzVla/FMkomplet4.htm> (cit. 2014-05-25)
- 6 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Fullereny> (cit. 2014-05-24)
- 7 Brown G. I.: Úvod do anorganické chemie. SNTL, Praha 1982.
- 8 Klikorka J., Hájek B., Votínský J.: Obecná a anorganická chemie. SNTL, Praha 1989.
- 9 [http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid\\_uhli%C4%8Dit%C3%BD](http://cs.wikipedia.org/wiki/Oxid_uhli%C4%8Dit%C3%BD) (cit. 2014-06-24)
- 10 [http://www.hemrjaroslavporici.webzdarma.cz/geologie/krasove\\_jevy.htm](http://www.hemrjaroslavporici.webzdarma.cz/geologie/krasove_jevy.htm) (cit. 2014-05-27)
- 11 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Kras> (cit. 2014-05-27)
- 12 Heslop R. B., Jones K.: Anorganická chemie. SNTL, Praha 1982.
- 13 [http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina\\_isokyanat%C3%A1](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_isokyanat%C3%A1) (cit. 2014-05-27)
- 14 [http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina\\_fulminov%C3%A1](http://cs.wikipedia.org/wiki/Kyselina_fulminov%C3%A1) (cit. 2014-05-27)
- 15 Gažo J. a kol.: Všeobecná a anorganická chémie. Alfa, Bratislava 1977.
- 16 [http://cs.wikipedia.org/wiki/K%C5%99i%C5%A1%C5%A5%C3%A1#mediaviewer/Soubor:Quartz\\_Br%C3%A9sil.jpg](http://cs.wikipedia.org/wiki/K%C5%99i%C5%A1%C5%A5%C3%A1#mediaviewer/Soubor:Quartz_Br%C3%A9sil.jpg) (cit. 2014-05-27)
- 17 [http://3.bp.blogspot.com/-\\_uhrzo7QRLg/USEny05o-sI/AAAAAAAAIpK/LnSh3IqQiYY/s1600/539616\\_415793875174857\\_322757120\\_n.jpg](http://3.bp.blogspot.com/-_uhrzo7QRLg/USEny05o-sI/AAAAAAAAIpK/LnSh3IqQiYY/s1600/539616_415793875174857_322757120_n.jpg) (cit. 2014-05-27)
- 18 [http://www.biely-oblak.sk/fotky8518/fotos/\\_vyr\\_1063citrin-9.jpg](http://www.biely-oblak.sk/fotky8518/fotos/_vyr_1063citrin-9.jpg) (cit. 2014-05-27)
- 19 Neiser J. a kol.: Základy chemických výrob. Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1988.
- 20 Neiser J. a kol.: Obecná chemická technologie. Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1981.
- 21 [http://chemie.gfxs.cz/index.php?pg=prvek&prvek\\_id=50](http://chemie.gfxs.cz/index.php?pg=prvek&prvek_id=50) (cit. 2014-06-15)
- 22 Sýkorová D., Mastný L.: Návod pro laboratoře z anorganické chemie. VŠCHT, Praha 2001.

- 23 <http://chemweb.lumika.cz/laborky/sekunda/4-sk-co2.doc> (cit. 2014-06-14)
- 24 Podlahová J.: Cvičení z preparativní anorganické chemie. SPN, Praha 1982.
- 25 [http://cs.wikipedia.org/wiki/Octan\\_m%C4%9B%C4%8Fnat%C3%BD](http://cs.wikipedia.org/wiki/Octan_m%C4%9B%C4%8Fnat%C3%BD) (cit. 2014-06-14)
- 26 Klikorka J. a kol.: Úvod do preparativní anorganické chemie. SNTL, Praha 1982.
- 27 <http://cs.wikipedia.org/wiki/Silikagel> (cit. 2014-06-15)
- 28 <http://www.forkliftamerica.com/bsg-10g-moisture-absorbing-blue-silica-gel.html> (cit. 2014-06-14)
- 29 [http://kr.made-in-china.com/co\\_cs\\_fertilizer/product\\_Chrome-Yellow-Pbcro4\\_hehuuusry.html](http://kr.made-in-china.com/co_cs_fertilizer/product_Chrome-Yellow-Pbcro4_hehuuusry.html) (cit. 2014-06-15)

## 7 Resumé

My bachelor work refers about „The elements of carbon group and their important compounds“. The work is divided into two parts.

In the theoretical part there is a theoretical characteristic of the elements of carbon group – something about their occurrence, physical and chemical properties, production, application and their important compounds.

In the practical part you can find some laboratory experiments of the elements of carbon group and their important compounds. The laboratory preparations can be realized by students.