

**ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI**

**FAKULTA PEDAGOGICKÁ**

**KATEDRA CHEMIE**

**VÝUKOVÉ EXPERIMENTY S PRVKY  
SKUPINY UHLÍKU A JEJICH SLOUČENINAMI**

**DIPLOMOVÁ PRÁCE**

**Bc. Šárka Štrejchýřová**

*Učitelství pro střední školy, obor Bi - Ch*

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová, Ph. D.

**Plzeň 2017**

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

V Plzni dne .....

.....

Šárka Štrejchýřová

## **Poděkování**

Ráda bych poděkovala Mgr. Jitce Štrofové, Ph. D. za odborné vedení mé práce, rady a pomoc, ať už při práci v laboratoři nebo při psaní diplomové práce. Velké díky patří také mé rodině a přátelům za obrovskou podporu po celou dobu studia. Děkuji všem zaměstnancům fakulty Pedagogické ZČU v Plzni za získání odborných znalostí a za vstřícný přístup.

# Obsah

1	Úvod .....	- 1 -
2	Teoretická část .....	- 2 -
2.1	Obecná charakteristika prvků skupiny uhlíku .....	- 2 -
2.2	Uhlík .....	- 4 -
2.2.1	Výskyt.....	- 4 -
2.2.2	Fyzikální vlastnosti.....	- 6 -
2.2.3	Chemické vlastnosti.....	- 8 -
2.2.4	Sloučeniny uhlíku .....	- 9 -
2.2.4.1	Kyslíkaté sloučeniny .....	- 9 -
2.2.4.2	Bezokyslíkaté sloučeniny .....	- 13 -
2.3	Křemík .....	- 16 -
2.3.1	Výskyt.....	- 16 -
2.3.2	Fyzikální a chemické vlastnosti.....	- 17 -
2.3.3	Výroba a použití .....	- 18 -
2.3.4	Sloučeniny křemíku .....	- 19 -
2.3.4.1	Kyslíkaté sloučeniny .....	- 19 -
2.3.4.2	Bezokyslíkaté sloučeniny .....	- 23 -
2.4	Germanium, cín a olovo.....	- 26 -
2.4.1	Výskyt.....	- 26 -
2.4.2	Fyzikální a chemické vlastnosti.....	- 26 -
2.4.3	Výroba a použití .....	- 28 -
2.4.4	Sloučeniny .....	- 28 -
3	Didaktická část .....	- 31 -
3.1	RVP a ŠVP.....	- 31 -
3.2	Metody výuky chemie .....	- 36 -
3.3	Laboratorní cvičení ve výuce chemie .....	- 39 -
3.3.1	Bezpečnost práce v laboratoři.....	- 39 -
3.3.2	První pomoc.....	- 40 -
3.3.3	Vzorové laboratorní cvičení .....	- 41 -
4	Praktická část.....	- 43 -
4.1	Uhlík a jeho sloučeniny .....	- 44 -
4.1.1	Adsorpční schopnost uhlíku .....	- 44 -

4.1.2	Redukční vlastnosti uhlíku .....	- 45 -
4.1.3	Spalování uhlíku v kyslíku .....	- 46 -
4.1.4	Skákající uhlík .....	- 47 -
4.1.5	Příprava a vlastnosti oxidu uhelnatého.....	- 48 -
4.1.6	Příprava oxidu uhličitého z uhličitanu vápenatého .....	- 49 -
4.1.7	Vlastnosti oxidu uhličitého.....	- 50 -
4.1.8	Důkaz oxidu uhličitého ve vydechovaném vzduchu .....	- 52 -
4.1.9	Hašení benzínu oxidem uhličitým .....	- 52 -
4.1.10	Důkaz rozpuštěného oxidu uhličitého v minerální vodě .....	- 53 -
4.1.11	Model pěnového hasicího přístroje.....	- 54 -
4.1.12	Faraonův had .....	- 55 -
4.1.13	Pěnová sopka .....	- 56 -
4.1.14	Tančící rozinky .....	- 57 -
4.2	Křemík a jeho sloučeniny .....	- 58 -
4.2.1	Chemikova zahrádka .....	- 58 -
4.2.2	Příprava křemíku redukcí oxidu křemičitého hořčíkem .....	- 58 -
4.3	Olovo a jeho sloučeniny .....	- 60 -
4.3.1	Zlatý déšť .....	- 60 -
5	Závěr.....	- 61 -
6	Seznam obrázků.....	- 62 -
7	Seznam tabulek.....	- 64 -
8	Seznam použité literatury a internetové zdroje .....	- 65 -
9	Resumé .....	- 68 -

# 1 Úvod

Diplomová práce se zabývá prvky skupiny uhlíku a jejich sloučeninami jak z pohledu teoretického, tak praktického. Mezi prvky skupiny uhlíku patří uhlík, křemík, germanium, cín a olovo. Najdeme je v periodické soustavě prvků ve 14. skupině.

Práce je rozdělena na tři části - teoretickou, didaktickou a praktickou.

V teoretické části se zabývám zejména dvěma nejdůležitějšími prvky, uhlíkem a křemíkem, které jsou jako typický nekov a polokov součástí výuky na základních i středních školách. Zbylé tři prvky germanium, cín a olovo jsou z hlediska výuky méně důležité, proto jsou sloučeny do jedné kapitoly a na základě vlastností porovnávány mezi sebou. U všech prvků je pozornost věnována především jejich výskytu, fyzikálním a chemickým vlastnostem, výrobě a použití a neznámějším sloučeninám, ať už kyslíkatým či bezkyslíkatým.

Didaktická část pojednává o postavení vyučovacího předmětu chemie v Rámcovém vzdělávacím programu (RVP), dále o možných výukových metodách v chemii a o roli laboratorního cvičení ve výuce. V didaktické části uvádím také vzorové laboratorní cvičení týkající se oxidu uhličitého realizovatelné na ZŠ i SŠ.

Praktická část je souborem jednoduchých pokusů týkajících se prvků skupiny uhlíku a jejich sloučenin. Jednotlivé experimenty byly vybírány tak, aby byly vhodným doplňkem teoretického výkladu, žáky nadchly pro chemii, motivovaly k dalšímu studiu a jejich realizace a demonstrace nezabrala učitelům mnoho času. Nejvíce experimentů je věnováno uhlíku, méně křemíku a jeden pokus olovo. Germanium se pro laboratorní účely nepoužívá a cín jsem neshledala jako vhodný pro účely krátkých nenáročných pokusů. Všechny experimenty jsou vhodné pro žáky základních či středních škol, ať už jako demonstrační pokusy učitele nebo jako žákovské pokusy.

## 2 Teoretická část

### 2.1 Obecná charakteristika prvků skupiny uhlíku

Mezi prvky skupiny uhlíku se řadí uhlík, křemík, germanium, cín a olovo. Říkáme jim také prvky 14. skupiny, popřípadě skupiny 4A (starší označení). Postavení celé skupiny v rámci periodické soustavy prvků udává následující obrázek:

**PERIODICKÁ SOUSTAVA PRVKŮ**

Skupina	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	I. A.	II. A.	III. B.	IV. B.	V. B.	VI. B.	VII. B.	VIII. B.		I. B.	II. B.	III. A.	IV. A.	V. A.	VI. A.	VII. A.	VIII. A.		
1	H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc										Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y										In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La										Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac																

protonové číslo: 24  
 český název: CHROM  
 elektronegativita: 1,6  
 značka prvku: Cr  
 relativní atomová hmotnost: 51,996

■ nekovy  
 ■ polokovy  
 ■ kovy  
 ☢ radioaktivní prvky

Obr. 1 Postavení skupiny uhlíku v PSP<sup>1</sup>

Všechny prvky skupiny uhlíku jsou pevné látky. Uhlík vykazuje vlastnosti typické pro nekovy, křemík a germanium se řadí k polokovům a cín a olovo mezi kovy. Rozdíl ve vlastnostech uhlíku a křemíku je díky jejich rozdílnému kovovému charakteru značný. Křemíku se svými vlastnostmi podobá germanium. V elementární formě se naopak liší od kovového cínu a olova, nicméně ve sloučeninách je jeho polokovový charakter potlačen.

Všechny prvky najdeme v přírodě buď volné, nebo vázané ve sloučeninách. Uhlík a křemík se řadí mezi biogenní prvky. Jsou nezbytnou součástí některých živých organismů včetně člověka.

Elektronová konfigurace valenčních elektronů prvků skupiny uhlíku se zapisuje jako  $ns^2 np^2$ , přičemž  $n$  nabývá hodnot od 2 do 6. Všechny prvky kromě uhlíku tvoří hybridní orbitály a mohou excitovat do vyššího stavu. Uhlík může být maximálně

čtyřvazný, křemík až šestivazný. Germanium, cín a olovo tvoří sloučeniny s oxidačními čísly II a IV, přičemž u germania a cínu je oxidační číslo IV stabilnější. Pro olovo jsou naopak typické sloučeniny s oxidačním číslem II.

Uhlík a křemík se slučují s ostatními prvky za vzniku výhradně kovalentních vazeb. Germanium, cín a olovo tvoří vazby spíše iontové. Specifickou vlastností uhlíku a křemíku je jejich schopnost vytvářet řetězce, i když v případě křemíku jsou vazby Si–H méně pevné. Zmíněné specifikum se společně se schopností uhlíku tvořit násobné vazby (dvojná, trojná) a aromtická jádra uplatňuje v samostatném obsáhlém oboru organické chemii. Pro cín a olovo je typická tvorba slitin.

Všechny prvky mají své rozmanité využití. Elementární uhlík se v podobě diamantu používá ve šperkařství, v podobě grafitu jako tužka nebo průmyslové mazivo a v podobě aktivního uhlí v lékařství. Bez křemíku bychom nemohli v dnešní době existovat, neboť je jako polovodič součástí integrovaných obvodů nejen počítačů či mobilních telefonů. Cín a olovo se využívají především k tvorbě slitin. Olovo je také výborným antikoročním materiálem. Kromě toho je společně s oxidem olovičitým najdeme v olověných akumulátorech.

Uhlík, křemík, germanium, cín i olovo jsou velmi málo reaktivní prvky. I přesto tvoří celou řadu sloučenin. Slučují se za vzniku oxidů s kyslíkem, za vzniku hydridů s vodíkem, za vzniku sulfidů se sírou, s dusíkem tvoří uhlík kyanidy, ostatní prvky amidy, imidy i nitridy, s halogeny vznikají halogenidy. Organické zbytky se slučují s jednotlivými prvky za vzniku organokovových sloučenin. Uhlík a křemík tvoří kyseliny, cín a olovo soli oxokyselin.



## 2.2 Uhlík

Uhlík, latinsky *carboneum*, nalezneme v periodické soustavě prvků pod značkou C. Vyznačuje se protonovým číslem 6, elektronegativitou 2,6 a relativní atomovou hmotností 12,01. Ve sloučeninách nabývá oxidačních čísel -IV, II a IV, přičemž v oxidačním čísle IV se vyskytuje nejvíce.

### 2.2.1 Výskyt

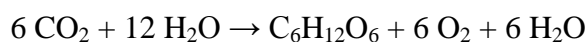
Uhlík je typický nekov, který tvoří velké množství sloučenin (až 18 milionů), což je základem organické chemie. Řadí se mezi biogenní prvky. Vyskytuje se v tělech všech živých organismů na Zemi. Elementární uhlík a některé jeho jednoduché sloučeniny (oxid uhelnatý, oxid uhličitý, karbidy, uhličitany, kyanidy) jsou součástí chemie anorganické a budou hlavní náplní této kapitoly.

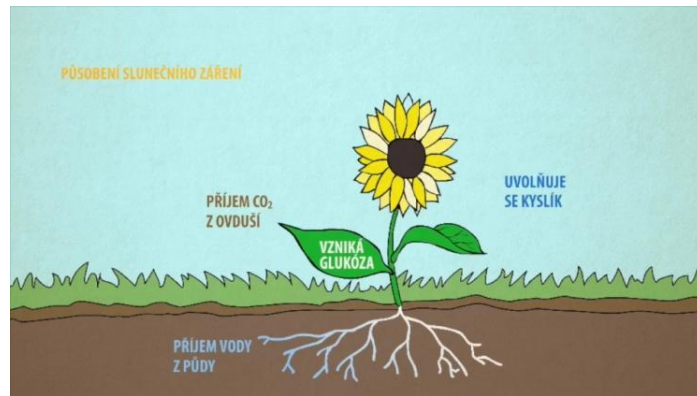
Volný uhlík nalezneme v přírodě ve formě dvou modifikací - diamantu a grafitu. Velký význam má také v atmosféře, jejíž součástí je oxid uhličitý (0,03%).



Obr. 2 Zastoupení prvků v atmosféře<sup>2</sup>

Oxid uhličitý má ještě jednu nezastupitelnou úlohu pro život na Zemi. Je základním kamenem **fotosyntézy**, což je proces přeměny světelné energie na energii chemických vazeb. Z anorganických sloučenin oxidu uhličitého (CO<sub>2</sub>) a vody (H<sub>2</sub>O) se syntetizují energeticky bohaté organické látky - cukry (glukóza) a vzniká kyslík, který využívají další organismy k dýchání.<sup>3</sup>



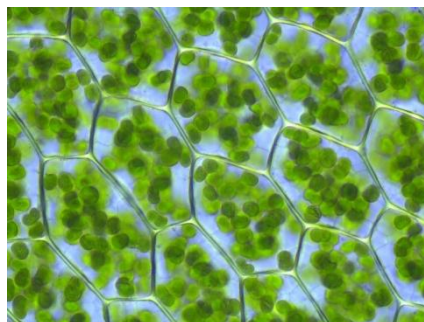


Obr. 3 Princip fotosyntézy<sup>4</sup>

Fotosyntéza probíhá v chloroplastech eukaryotních buněk (zelené rostliny, některé řasy, sinice) díky pigmentu chlorofylu, který dokáže zachytit fotony viditelné části slunečního spektra nebo v chromatoforech prokaryot. Dělí se na fázi světelnou a temnostní.

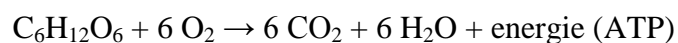
Ve světelné fázi pigmenty pohlcují světelné záření, které je zdrojem energie potřebné pro další děje. Dochází k fotolýze (rozkladu) vody za uvolnění kyslíku. Bez tohoto procesu by nebyla možná existence organismů využívajících kyslík k dýchání.

Již získaná energie je využita ve fázi temnostní. Zde se zabudovává oxid uhličitý do molekul cukrů, které dále slouží rostlinám jako zásobárna nebo zdroj energie či jako stavební složka složitějších molekul (např. škrobu).



Obr. 4 Chloroplast - proč jsou rostliny zelené?<sup>5</sup>

Opačný proces fotosyntézy se nazývá buněčné dýchání. Probíhá v buněčných organelách mitochondriích a je při něm dodávána energie heterotrofním organismům ve formě ATP (adenosintrifosfát).



Uhlík najdeme v přírodě ve formě tří izotopů  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$  a  $^{14}\text{C}$ . Nejzajímavějším je izotop  $^{14}\text{C}$ , který je ve formě oxidu uhličitého součástí atmosféry. Bylo zjištěno, že organismy v průběhu svého života přijímají a vydávají  $\text{CO}_2$ , což umožnilo vznik radiokarbonové metody pro zjišťování stáří organického materiálu. Tato metoda je založena na poměru  $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ , který se v průběhu života nemění. Ovšem po smrti obsah  $^{14}\text{C}$  v organismu exponenciálně klesá, což umožňuje provést analýzu a poměrně přesně zjistit dobu zániku živé hmoty. Metoda je nejvíce využívána v archeologii. Navrhl ji W. F. Libby, který za ni získal v roce 1960 Nobelovu cenu za chemii.<sup>6</sup>

### 2.2.2 Fyzikální vlastnosti

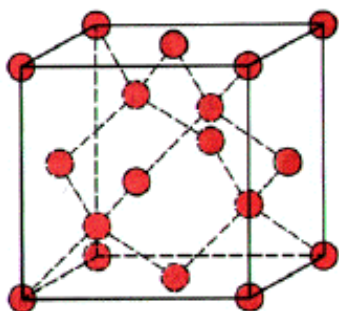
Uhlík se v přírodě vyskytuje ve dvou základních alotropických modifikacích. **Diamant** se vyznačuje tetraedrickou strukturou, kdy jsou na každý uhlík navázány další čtyři uhlíky. Díky takovému uspořádání zaujímá místo nejtvrďšího přírodního nerostu. Hmotnost diamantu se uvádí v karátech, kde 1 karát odpovídá 0,2 g.

Přírodní diamanty se využívají hlavně pro výrobu šperků. K tomuto účelu jsou speciálně vybrušovány - nejznámější vybroušený diamant se nazývá briliant. Synteticky vyráběné diamanty jsou používány především k broušení či vrtání tvrdých materiálů. Zajímavostí je, že diamant můžeme uměle připravit za vysokého tlaku a teploty z druhé nejznámější modifikace - grafitu.

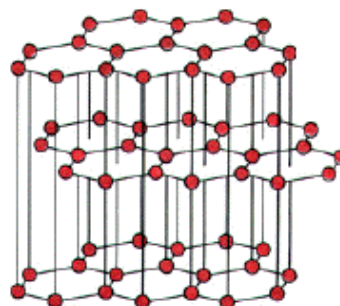


Obr. 5 **Briliant**<sup>7</sup>

**Grafit** tvoří atomy uhlíku, které jsou vrstveny v pravidelných šestiúhelníkových sítích. Uspořádání nazýváme hexagonální. Díky pohyblivým elektronům uvnitř struktury se o grafitu mluví jako o dobrém vodiči elektrického proudu. Dalšími výbornými vlastnostmi jsou měkkost a snadná štípatelnost (ty zajišťují slabé van der Waalsovy vazebné interakce). Vzhledem ke zmíněným vlastnostem je využíván k výrobě elektrod, tužek, tavicích nádob či jako průmyslové mazivo.

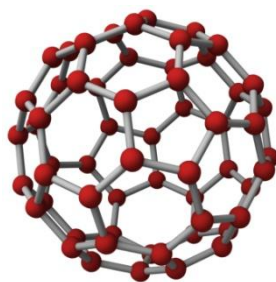


Obr. 6 **Struktura diamantu**<sup>8</sup>



Obr. 7 **Struktura grafitu**<sup>9</sup>

Další známou modifikaci uhlíku představují **fullereny**. Jedná se o síť uhlíkových atomů uspořádanou do šestiúhelníků doplněných pětiúhelníky. Zaujímají většinou elipsoidní tvar. Nejstabilnější známý fulleren se nazývá fullerit (označení  $C_{60}$ ) a v krystalické formě je tvrdší než diamant. Uměle se dají fullereny připravit pyrolýzou organických sloučenin laserem. Výskyt fullerenu v přírodě byl prokázán v roce 2010.<sup>10</sup>



Obr. 8 **Struktura fullerenu  $C_{60}$** <sup>11</sup>

Z jiných forem uhlíku lze zmínit grafen, což je supertenká forma uhlíku podobající se svojí strukturou grafitu. I přes svoji tenkost (na výšku ji tvoří jeden atom) zaujímá post druhého nejpevnějšího materiálu na světě. Svě využití v elektrotechnice našly uhlíkové nanotrubičky, jejichž stěny tvoří atomy uhlíku. Jedním z nejnovějších objevů (r. 2015) je tzv. Q-uhlík, což je umělá alotropní modifikace vykazující dle způsobu přípravy různé exotické vlastnosti - např. světélkování, feromagnetismus nebo větší tvrdost než diamant.<sup>10</sup>

### **Amorfní uhlík**

Amorfní uhlík můžeme připravit v několika formách, z nichž nejvyužívanější je dnes **aktivní uhlí**. Vyrábí se tepelným rozkladem uhlíkatých materiálů. Získaný produkt disponuje velkým vnitřním povrchem, díky kterému dokáže zachycovat (adsorbovat) různé látky (viz pokus 4.1.1). Svě uplatnění nachází v lékařství k léčbě průjmů či při otravách,

dále v průmyslu k výrobě pitné vody, zachytu těkavých látek a k nejrůznějšímu čištění. Bývá součástí filtrů (např. digestoře, automobilový průmysl).



Obr. 9 Aktivní uhlí využívané v lékařství<sup>12</sup>

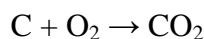
Důležité technické formy uhlíku představují také koks a saze. Koks je vyráběn vysokoteplotní karbonizací a používá se jako redukční činidlo při rozličných dějích - např. výroba železa, křemíku a jiné. Saze se získávají neúplným spalováním uhlovodíků. Své uplatnění nacházejí zejména jako přísada při výrobě pneumatik.<sup>13</sup>

### 2.2.3 Chemické vlastnosti

Elektronovou konfiguraci valenční sféry uhlíku můžeme zapsat jako  $2s^2 2p^2$ . Velmi lehce přechází do excitovaného stavu s konfigurací  $2s^1 2p^3$ . Z toho je zřejmé, že uhlík může být buď dvojhazným nebo čtyřhazným prvkem. Na čtyřhaznosti uhlíku a schopnosti tvořit velmi pevné vazby C–C je položen základ organické chemie. Vzhledem ke své elektronegativitě  $X(C)_e = 2,6$  tvoří ve většině případů kovalentní vazby.<sup>14</sup>

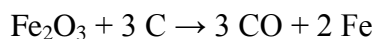
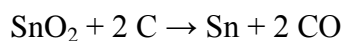
Elementární uhlík za laboratorní teploty téměř nereaguje (stejně jako grafit a diamant). Při vyšších teplotách (300 - 800 °C) mohou být oxidovány silnými oxidačními činidly nebo reagují s jinými prvky.

Grafit i diamant hoří v elementárním kyslíku:

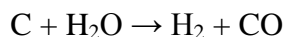


Grafit je schopen reagovat s fluorem za vzniku produktů rozličného zbarvení. Připomeňme si také reakci s chlorem za vzniku hexachlorethanu  $C_2Cl_6$  nebo hexachlorbenzenu  $C_6Cl_6$ . Slučováním uhlíku s dusíkem získáme převážně dikyan  $(CN)_2$  a slučováním se sírou sulfid uhličitý  $CS_2$ .

Mezi významné vlastnosti uhlíku patří schopnost redukovat oxidy kovů. Reakce probíhají zejména za vyšších teplot a jsou hojně využívány v průmyslu při výrobě kovů (např. železo, cín, nikl):



Redukční schopnost uhlíku se také mnoho let využívala k výrobě vodíku za vysokých teplot:



## 2.2.4 Sloučeniny uhlíku

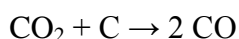
### 2.2.4.1 Kyslíkaté sloučeniny

#### Oxidy

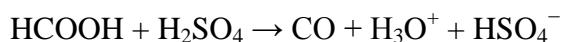
Oxidy můžeme definovat jako sloučeniny uhlíku s kyslíkem. V učebnicích pro základní i střední školy najdeme pojednání o dvou nejběžnějších oxidech - oxidu uhelnatém CO a oxidu uhličitým CO<sub>2</sub>.

**Oxid uhelnatý CO** lze charakterizovat jako bezbarvý, nezapáchající, ale velmi toxický plyn. Nebezpečí představuje jeho schopnost vázat se v krvi na hemoglobin daleko pevněji než kyslík, čímž je zabráněno transportu životně důležitého prvku v těle. Již 0,002 % CO ve vzduchu způsobí smrt.

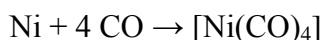
Vzniká spalováním uhlíku za nedostatečného přístupu vzduchu, kdy nejprve vzniká oxid uhličitý, který se zbylým uhlíkem ihned redukuje:



V laboratoři můžeme oxid uhelnatý připravit reakcí kyseliny mravenčí s koncentrovanou kyselinou sírovou (viz pokus 4.1.5):



V průmyslu se využívá jako silné redukční činidlo, například při výrobě železa předtím, než je přímo redukováno uhlíkem. S přechodnými kovy tvoří sloučeniny, které nazýváme karbonyly, jako příklad uvádím tetrakarbonyl niklu:



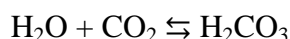
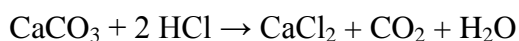
**Oxid uhličitý CO<sub>2</sub>** je plynná látka bez barvy a zápachu, těžší než vzduch. Má kyselý charakter a na rozdíl od oxidu uhelnatého nevykazuje žádné redukční vlastnosti.

Lze ho snadno zkapalnit či převést do tuhého stavu. Pevná forma oxidu uhličitého je známá pod označením "suchý led". Slouží jako chladivo.<sup>15</sup>

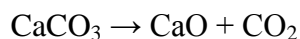


Obr. 10 Kostky suchého ledu<sup>16</sup>

Oxid uhličitý je produktem spalování všech organických látek. Vzniká při dýchání a kvašení. V laboratoři můžeme oxid uhličitý připravit reakcí uhličitánů se silnými kyselinami za vzniku kyseliny uhličitě, která je nestálá a dále se rozkládá na oxid uhličitý a vodu:



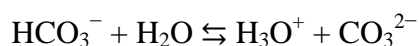
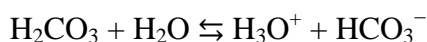
Druhou variantu zisku oxidu uhličitého představuje termický rozklad uhličitánů (průmyslově využívaná reakce - pálení vápence ve vápenkách):



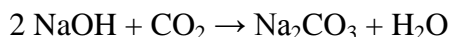
Kromě suchého ledu se oxid uhličitý využívá jako náplň do hasicích přístrojů (nepodporuje hoření) nebo v potravinářském průmyslu jako přísada šumivých nápojů. V přírodě vyvěrají pramenité vody, které jsou oxidem uhličitým syceny přirozeně, nazýváme je kyselky.

### **Kyseliny a jejich soli**

Anorganická chemie se zabývá především **kyselinou uhličitou** a jejími solemi - hydrogenuhličitany ( $\text{HCO}_3^-$ ) a uhličitany ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Kyselina uhličitá je slabě až středně kyselá a velmi nestálá sloučenina snadno podléhající disociaci (2. stupně):<sup>14</sup>

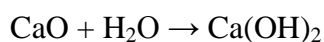


Mnohem běžněji než kyselina uhličitá se vyskytují její soli uhličitany, které se nejčastěji připravují neutralizací příslušných hydroxidů oxidem uhličitým:

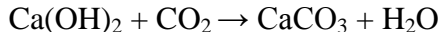


Mezi v přírodě nejčastěji se vyskytující uhličitany patří uhličitán vápenatý  $\text{CaCO}_3$  a uhličitán sodný (soda)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Dalšími známými sloučeninami jsou např. magnezit  $\text{MgCO}_3$ , siderit (starším názvem ocelek)  $\text{FeCO}_3$ , dolomit  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$  či potaš  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

**Uhličitán vápenatý  $\text{CaCO}_3$**  je bílá krystalická látka. Vyskytuje se ve formě dvou modifikací - šesterečné kalcitu a kosočtverečné aragonitu. V přírodě ho nalezneme jako součást sedimentární horniny vápence. Druh vápence, který lze leštit, nazýváme mramor. Vápenec nalézá své uplatnění ve stavebnictví k výrobě páleného vápna. Procesem hašení získáme z páleného vápna vápno hašené (hydroxid vápenatý):



Smísením hašeného vápna s pískem a vodou vzniká stavební pojivo malta. Proces tvrdnutí malty lze vyjádřit rovnicí:



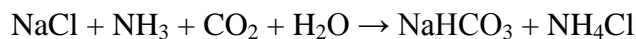
Pokud bychom se chtěli s vápencem potkat při toulkách přírodou, můžeme vyrazit do vápencových pohoří (např. vápencové Alpy) nebo navštívit krasové oblasti (např. Moravský kras v ČR). V krasových oblastech probíhají krasové jevy, které vznikají působením vody na horniny tvořené  $\text{CaCO}_3$  nebo opětovným vysrážením vápence z vodného prostředí. Vápencové jeskyně zdobí usazeniny konkrétních tvarů, které nazýváme krápníky. Existují krápníky tří typů - stalagmit (roste od spodu), stalaktit (roste shora) a stalagnát (vzniká spojením stalagmitu a stalaktitu). Princip krasových jevů vystihuje následující rovnice:



Obr. 11 Krápníková jeskyně<sup>17</sup>



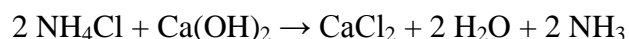
**Uhličitan sodný**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (soda) je vedle vápence druhým nejdůležitějším uhličitanem. Soda se vyrábí Solvayovým amoniakálním procesem. Základními surovinami pro získání nejprve hydrogenuhličitanu sodného  $\text{NaHCO}_3$  jsou roztok chloridu sodného (solanka), vápenec a amoniak:<sup>18</sup>



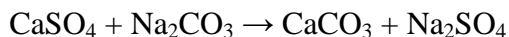
Vzniklý hydrogenuhličitan sodný zfiltrujeme a zahříváme (kalcinace), vzniká uhličitan sodný:



Za jedinou odpadní látku celého procesu se považuje chlorid vápenatý vzniklý reakcí chloridu amonného s hydroxidem vápenatým. Získaný amoniak se vrací zpět do výroby:



Pojem soda mají žáci často zafixován v souvislosti s tvrdostí vody. Tvrdost vody je obecně závislá na množství rozpuštěných solí vápenatých, hořečnatých a v menší míře i železitých. Trvalá tvrdost je způsobena síranem rozpustnými ve vodě, a to především síranem vápenatým  $\text{CaSO}_4$  a síranem hořečnatým  $\text{MgSO}_4$ , a lze ji pomocí sody odstranit:

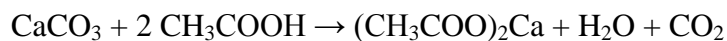


**Hydrogenuhličitan** se nečastěji vyskytují jako soli alkalických kovů a kovů alkalických zemin, z nichž nejdůležitější je hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$  neboli jedlá soda. Tato bílá krystalická látka nalézá své uplatnění v potravinářství jako přísada kypřících prášků do pečiva nebo šumivých prášků do nápojů. V lékařství se využívá k neutralizaci žaludečních šťáv.

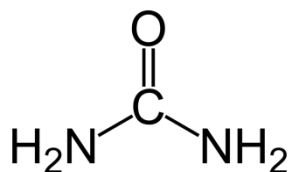
Pokud jsem uvedla trvalou tvrdost vody, měla bych se zmínit i o tvrdosti vody přechodné, kterou způsobuje především hydrogenuhličitan vápenatý  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Odstraňuje se povařením:



Jedním z produktů reakce je těžkorozpustný uhličitan vápenatý nazývaný kotelní (vodní) kámen. Usazuje se v kotlích, trubkách či hrncích. K jeho odstranění se používá kyselina octová:



Mezi další sloučeniny odvozené od kyseliny uhličité řadíme její deriváty. Za zmínku stojí např. diamid kyseliny uhličité (močovina), kyselina trithiouhličítá  $\text{H}_2\text{CS}_3$  či kyselina peroxouhličítá  $\text{H}_2\text{CO}_4$ .



Obr. 12 Struktura molekuly močoviny<sup>19</sup>

#### 2.2.4.2 Bezokyslíkaté sloučeniny

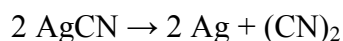
##### **Sloučeniny s vodíkem**

Sloučeniny s vodíkem obecně nazýváme hydridy. V případě sloučení uhlíku s vodíkem používáme pojem uhlovodíky. Strukturou a zákonitostmi těchto sloučenin se zabývá samostatný obsáhlý obor organická chemie, která je založena na schopnosti řetězení uhlíkových atomů.

Uhlovodíky se mohou slučovat s různými kovovými či nekovovými prvky, čímž vznikají jejich deriváty. Pokud je atom kovu přímo vázán na alespoň jeden atom uhlíku (s výjimkou karbidů, kyanidů a karbonylů) hovoříme o **organokovových sloučeninách**, které stojí na rozhraní organické a anorganické chemie. Příkladem takové sloučeniny může být např. tetraethylolovo  $(\text{C}_2\text{H}_5)_4\text{Pb}$ , které se používalo jako antidetonační přísada do motorových benzínů.

##### **Sloučeniny s dusíkem**

Jediná binární sloučenina uhlíku s dusíkem se nazývá dikyan  $\text{C}_2\text{N}_2$ . Jde o velmi jedovatý plyn. V laboratoři se může připravit termickým rozkladem kyanidů, např. kyanidu stříbrného  $\text{AgCN}$ :

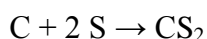


Mnohem zajímavějšími sloučeninami jsou kyselina kyanovodíková HCN a její soli kyanidy. Patří k nejjedovatějším látkám. **Kyanid draselný KCN** (známý pod názvem cyankáli) páchne po hořkých mandlích a je pověstný svým nebezpečím pro člověka, neboť již 200 - 300 mg této látky dokáže člověka spolehlivě usmrtit. Působením kyseliny chlorovodíkové v žaludku se z kyanidu draselného uvolňuje již zmíněný prudce jedovatý kyanovodík, jehož anion  $\text{CN}^-$  se naváže na trojmocné železo  $\text{Fe}^{3+}$ , čímž dochází k zástavě buněčného dýchání.<sup>20</sup>

Kyanidový anion  $\text{CN}^-$  hraje svoji úlohu při tvorbě koordinačních sloučenin, kde vystupuje jako ligand - např.  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ .

### Sulfidy

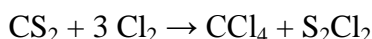
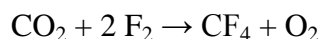
Sulfidy vznikají sloučením uhlíku se sírou. Jediná látka, kterou považují za důležitou, má vzorec  $\text{CS}_2$  a nazývá se **sulfid uhličitý** neboli sirouhlík. Můžeme ho získat přímou syntézou z prvků za vysoké teploty:



Jedná se o bezbarvou, jedovatou, těkavou a hořlavou kapalinu. Využívá se jako nepolární rozpouštědlo organických látek, i když v poslední době je vzhledem ke své toxicitě nahrazován bezpečnějšími látkami.

### Halogenidy

Sloučením uhlíku s fluorem, chlorem, bromem nebo jodem vznikají látky s obecným vzorcem  $\text{CX}_4$  (kde X představuje atom příslušného halogenu) nazývané halogenidy. Získávají se přímou halogenací např. oxidů uhlíku, methanu či sirouhlíku:



Halogenací sirouhlíku je možné připravit látku se vzorcem  $\text{CCl}_4$ , která se nazývá **chlorid uhličitý** neboli tetrachlormethan. Jedná se o bezbarvou jedovatou kapalinu. Používá se jako nepolární rozpouštědlo nebo jako hasicí prostředek v hasicích přístrojích.

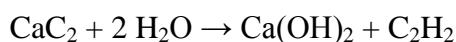
Zajímavými a v minulých letech v souvislosti s životním prostředím diskutovanými látkami jsou smíšené chlorfluorové deriváty uhlovodíků = **freony**. Příkladem může být dichlordifluormethan  $\text{CCl}_2\text{F}_2$  (Freon 12), který se dříve používal jako chladicí medium

v ledničkách nebo jako náplň do rozprašovačů. Vzhledem ke zjištění, že freony zamezují vzniku ozónu a mají některé nepříznivé dopady na lidský organismus, se od jejich užívání postupně upouští.<sup>21</sup>

## **Karbidy**

Karbidy jsou binární sloučeniny uhlíku s elektropozitivními prvky - kovy a polokovy (kromě vodíku). Rozdělují se do několika skupin dle charakteru vazby mezi uhlíkem a kovem a uspořádání atomů do mřížky.

Nejznámější sloučeninou je karbid vápenatý nebo také **acetylid vápenatý**  $\text{CaC}_2$ . Acetylidy nazýváme skupinu karbidů, v jejichž mřížce se vyskytuje acetylidová skupina  $\text{C}_2^{2-}$  - považují se za soli acetyleny  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Acetylidy 1A a 2A skupiny mají výrazný iontový charakter a snadno hydrolyzují:



Další skupinou jsou kovalentní karbidy, které se formálně považují za soli methanu a patří mezi ně např. karbid křemíku  $\text{SiC}$  známý jako karborundum a používaný jako brusný prostředek například k broušení kos. Existují ještě skupiny polymerních karbidů (např.  $\text{Al}_4\text{C}_3$ ) nebo tzv. intersticiální (vmezeřené) karbidy, příkladem tohoto typu karbidu může být karbid wolframu  $\text{WC}$  používaný např. pro výrobu soustružnických nožů.

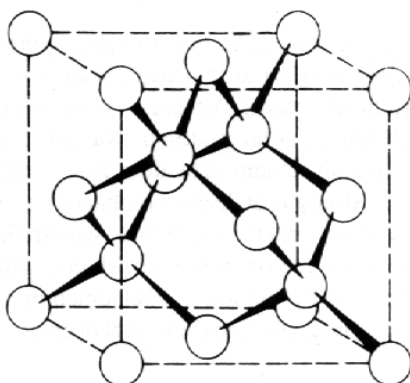
## 2.3 Křemík

Křemík, latinsky *silicium*, má v periodické soustavě prvků značku Si. Přísluší mu protonové číslo 14, elektronegativita 1,9 a relativní atomová hmotnost 28,09. Může nabývat oxidačních čísel -IV, IV, přičemž IV se vyskytuje častěji.

### 2.3.1 Výskyt

Křemík není v přírodě volný téměř k nalezení. Nejčastěji ho najdeme ve formě oxosloučenin díky jeho velké afinitě ke kyslíku, se kterým velmi ochotně tvoří oxid křemičitý  $\text{SiO}_2$ . V zemské kůře nalezneme velké množství hornin, jejichž základní složku tvoří křemík. Jde o druhý nejrozšířenější prvek zemské kůry hned po kyslíku (26 – 28 %). Zemská kůra se skládá hlavně z křemene  $\text{SiO}_2$ , křemičitanů a hlinitokřemičitanů.

Uměle je možné elementární křemík připravit ve formě dvou modifikací, a sice jako hnědý prášek nebo jako temně šedou krystalickou látku. Druhá zmíněná modifikace se vyznačuje podobnou strukturou jako diamant, nicméně vazby Si–Si jsou slabší.



Obr. 13 Struktura křemíku<sup>22</sup>

Křemík se stejně jako uhlík řadí mezi biogenní prvky, neboť je nezbytnou součástí některých živých organismů. V těle člověka se nachází jako součást kostí, chrupavek či zubní skloviny. Neopomenutelné je jeho zastoupení v rostlinných buňkách např. přesliček nebo ve schránce jednobuněčných řas rozsivek. V případě nedostatku křemíku v prostředí je bráněno nepohlavnímu rozmnožování rozsivek. Přírodní extrakty z přesličky rolní se používají v lékařství jako nejdostupnější zdroj křemíku pro lidský organismus.



Obr. 14 Přeslička rolní (zleva - jarní a letní lodyha)<sup>23</sup>

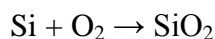
### 2.3.2 Fyzikální a chemické vlastnosti

V porovnání s uhlíkem jsou u křemíku potlačeny některé kovové vlastnosti, a tak o něm mluvíme jako o polokovu. Uplatňuje se jako polovodič. V Mohsově stupnici tvrdosti najdeme křemík na 7. místě, což potvrzuje jeho tvrdost (diamant jako nejtvrdší přírodní látka Mohsovu stupnici na 10. místě uzavírá). Je zároveň křehký.

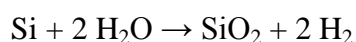
Zkrácenou elektronovou konfiguraci křemíku zapisujeme  $3s^2 3p^2$ . V základním stavu je nejčastěji čtyřvazný, oproti uhlíku může excitovat a stát se šestivazným (hybridizace  $sp^3 d^2$ ). Vzhledem k elektronegativitě  $X(\text{Si})_e = 1,9$  vytváří ve sloučeninách převážně kovalentní vazby.<sup>14</sup>

Odlíšné vlastnosti uhlíku a křemíku se projevují také při tvorbě homonukleárních vazeb. Vazba Si–Si je oproti vazbě C–C mnohem labilnější a kratší. Velmi jednoduše se štěpí, proto jsou sloučeniny tohoto typu těžce připravitelné.

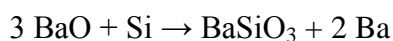
Křemík je sám o sobě velmi málo reaktivní, s ostatními prvky se slučuje až za velmi vysokých teplot. S kyslíkem reaguje silně exotermicky za vzniku oxidu křemičitého:



S většinou prvků tvoří křemík binární sloučeniny (dusík, uhlík, síra, halogeny, ...). Za teploty 500 °C reaguje s vodou opět za vzniku oxidu křemičitého:

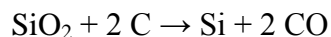


Stejně jako uhlík se křemík vyznačuje redukčními účinky, proto může být využit k redukci kovů na elementární kovy:



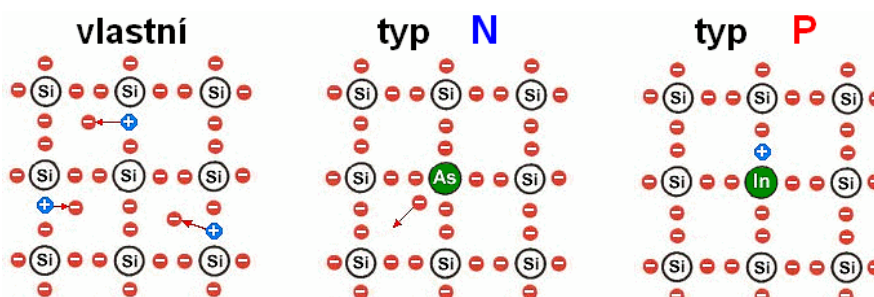
### 2.3.3 Výroba a použití

Surový křemík lze vyrobit redukcí oxidu křemičitého, který získáme jako součást písku, koksem v elektrické obloukové peci při teplotách kolem 2 000 °C a vyšších:



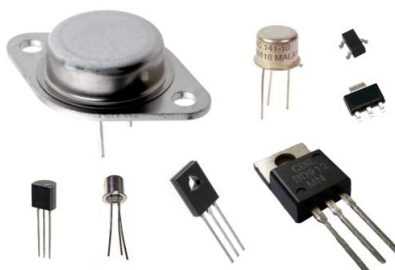
Takto získaný křemík (o čistotě asi 97 %) se používá jako přísada do ocelí a pro výrobu silikonů. Výroba polovodičů vyžaduje velmi čistý křemík (99,9999 %), který se získává z  $\text{SiCl}_4$  nebo z  $\text{SiHCl}_3$ . Jde o jeden z nejčistějších materiálů vyráběných v průmyslovém měřítku.

Pokud nalezneme v krystalové mřížce pouze atomy křemíku, jedná se o tzv. vlastní polovodiče, jejichž vodivost vzrůstá teprve po osvětlení či zahřátí. V praxi mají ale daleko větší využití polovodiče příměsové neboli nevlastní, jejichž vodivost díky příměsím rapidně stoupá. Jestliže obsahují jako příměs pětivazný prvek (např. arsen, fosfor, ...) nazýváme je polovodiče typu N (negativní). Pokud je součástí jejich mřížky prvek trojvazný (např. bor, hliník, indium) nazývají se polovodiče typu P (pozitivní).<sup>24</sup>



Obr. 15 Krystalové mřížky různých typů polovodičů<sup>25</sup>

V současné době bychom se neobešli bez mnoha polovodičových součástek, jako jsou různé diody, tranzistory či tyristory.



Obr. 16 Tranzistory různých typů<sup>26</sup>

V souvislosti se snahou zmenšit hmotnost a rozměr elektronických zařízení došlo ke zhotovení prvních integrovaných obvodů. Integrované obvody s velkou hustotou integrace se nazývají mikroprocesory a jsou dnes součástí každodenně používaných elektronických zařízení, jako jsou počítače, mobilní telefony, televizory atd. Obsahují na jedné křemíkové destičce (čipu) tisíce součástek.



Obr. 17 Televizní karta s integrovanými obvody<sup>27</sup>

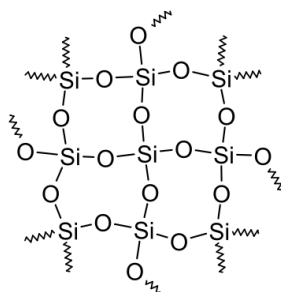
Kromě výroby oceli a polovodičů se křemík používá také k výrobě speciální slitiny křemíku a železa (ferrosilicium), která se vyznačuje vysokou tvrdostí a velkou chemickou odolností.

### 2.3.4 Sloučeniny křemíku

#### 2.3.4.1 Kyslíkaté sloučeniny

#### Oxidy

Jediný oxid křemíku, který považují za důležitý, se nazývá **oxid křemičitý**  $\text{SiO}_2$  neboli křemen. Jde o pevnou látku polymerní struktury. Skládá se z křemíko-kyslíkových čtyřstěňů (tetraedrů)  $\text{SiO}_4$ .



Obr. 18 Struktura oxidu křemičitého<sup>28</sup>

Podle vzájemného uspořádání tetraedrů  $\text{SiO}_4$  v krystalu oxidu křemičitého existují tři krystalografické modifikace:





Každá z modifikací má ještě formu tzv. nízkoteplotní  $\alpha$  a vysokoteplotní  $\beta$ , které mezi sebou mohou v přírodě rychle přecházet. Přechod křemen  $\leftrightarrow$  tridymit je naopak pomalý. Nejzajímavější strukturou nápadně podobnou diamantu se vyznačuje cristobalit.<sup>29</sup>

V přírodě nalezneme křemen ve formě nejrůznějších odrůd, jejichž zbarvení je způsobeno přítomností oxidů kovů. Čistý křemen se v přírodě vyskytuje málo a nazývá se křišťál.



Obr. 19 **Křišťál**<sup>30</sup>

Různé příměsi způsobují rozmanité barvy - např. fialový ametyst, hnědá záhněda, růžový růženín, žlutý citrín, tmavě hnědý až černý morion, bílý až šedý chalcedon, pestrobarevný achát, různě barevný jaspis a další. Většina je díky svým krásným barvám využívána ve šperkařství.<sup>29</sup>



Obr. 20 **Šperk z ametystu**<sup>31</sup>

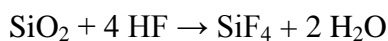


Obr. 21 **Chalcedon**<sup>32</sup>

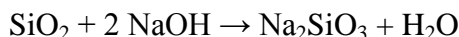


Obr. 22 **Svícen z růženínu**<sup>33</sup>

Oxid křemičitý je velmi odolná látka jak vůči vodě, tak kyselinám. Reaguje pouze s kyselinou fluorovodíkovou, čehož se využívá k leptání skla:



Reakcí oxidu křemičitého s uhličitany nebo hydroxidy alkalických kovů získáme ve vodě rozpustné křemičitany:



Křemen nalezneme v přírodě jako součást mnoha hornin. Řadíme mezi ně žulu, pískovec či technicky využitelný písek. Při zahřátí křemene na vysokou teplotu kolem 1 710 °C se stává zcela tekutým a lze ho zpracovávat tažením a foukáním jako sklo. Po ochlazení získáme **křemenné sklo**, jehož teplotní roztažnost je oproti běžnému sklu asi dvacetkrát menší a vydrží i prudké ochlazení. Díky tomu se používá např. k výrobě laboratorního nádobí nebo nejrůznějších hranolů a čoček. Z velmi čistého křemene lze vyrábět optická vlákna.

Zajímavou sloučeninou používající se k vysoušení je velmi jemná forma  $\text{SiO}_2$  nazývaná se **silikagel**. Získáme ho okyselením roztoku křemičitanu alkalického kovu. Vzniklý  $\text{SiO}_2$  oddělíme a vysušíme. Silikagel absorbuje nejen velké množství vody do svých pórů, ale i různé organické a anorganické látky. Používá se například jako odstraňovač pachů nebo sušidlo plynů.



Obr. 23 Kuličky silikagelu<sup>34</sup>

Oxid křemičitý je základní surovinou **sklářského průmyslu** společně s křemičitany a v případě speciálního skla s různými oxidy. Zpracováním základních surovin vzniká sklářský kmen, který se taví ve sklářských pecích za vysokých teplot kolem 1 450 °C. V teplotním rozmezí 1 000 °C - 1 200 °C se získává sklovina s bublinkami, která dále prochází čerčením. Po ochlazení na pracovní teplotu se začíná sklo formovat (foukání sklářskými pišťalami nebo strojově). Nakonec se vkládá ke zchladnutí do chladicí sklářské pece.<sup>14</sup>

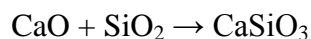
Své nezastupitelné místo má křemen v keramickém průmyslu při výrobě porcelánu. Běžný porcelán se vyrábí ze směsi kaolinu, křemene a živců. Bez křemene a křemičitanů

by se neobešly ani látky používané ve stavebnictví jako pojiva. Připomeňme si například maltu nebo beton.

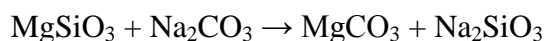
### **Kyseliny a jejich soli**

V souvislosti s křemíkem stojí za zmínku **kyselina tetrahydrogenkřemičitá** **H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>**. Existuje pouze ve zředěných vodných roztocích, ze kterých se postupně vylučuje polymerní gel SiO<sub>2</sub>.xH<sub>2</sub>O neboli již zmiňovaný silikagel.

Mnohem zajímavějšími látkami jsou soli kyselin křemičitých **křemičitany** (silikáty). Najdeme je ve velkém množství v zemské kůře. Vznikají reakcí kyselého oxidu SiO<sub>2</sub> s bazickými oxidy nebo hydroxidy kovů v taveninách:



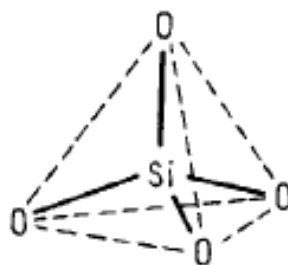
Křemičitany nejsou příliš reaktivní látky. Tavením některých křemičitanů s uhličitánem sodným nebo hydroxidy alkalických kovů získáme křemičitany alkalických kovů:



Vodný roztok vzniklého křemičitanu sodného Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> se nazývá **vodní sklo**. Používá se ve stavebnictví či slévárenství, jako konzervační, tmelící a impregnační prostředek.

Křemičitany jsou typické svojí krystalovou mřížkou s tetraedricky uspořádanou pěticí aniontů SiO<sub>4</sub><sup>4-</sup> a v mezerách kationty kovů. Jednotky SiO<sub>4</sub> mohou být spojeny také atomy kyslíku. Křemičitany dělíme do různých skupin, jež se odlišují svojí strukturou:

- křemičitany s izolovanými tetraedry (zirkon, forsterit)
- křemičitany s ostrůvkovitou strukturou (beryl)
- křemičitany s řetězovitou strukturou (azbest)
- křemičitany s vrstevnatou strukturou (slídy)<sup>21</sup>



Obr. 24 **Základní strukturní jednotka křemičitanů**<sup>21</sup>

Díky podobné velikosti iontů  $\text{Si}^{4+}$  a  $\text{Al}^{3+}$  mohou být některé atomy křemíku v křemičitanech nahrazeny atomy hliníku. Vznikají látky nazývané se **hlinitokřemičitany**. Příkladem mohou být živce albit  $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$  nebo ortoklas  $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ . Zvětráváním živců vzniká již zmíněný kaolinit (hlavní složka kaolinu) nezbytný pro výrobu porcelánu.

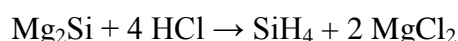
Pozoruhodnými hlinitokřemičitými minerály jsou **zeolity**. Uvnitř látek se nacházejí velmi volně vázané kationty, které se mohou lehce nahrazovat - např.  $\text{Na}^+$  za  $\text{Mg}^{2+}$ . Nazývají se měniče iontů či molekulová síta a používají se např. ke změkčování vody nebo k absorbování kapalin či plynů.<sup>14</sup>

#### 2.3.4.2 Bezokyslíkaté sloučeniny

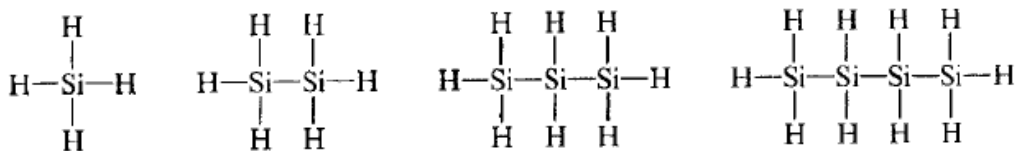
##### **Sloučeniny s vodíkem**

Sloučeniny křemíku s vodíkem se nazývají silany a mají obecný vzorec  $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ , přičemž  $n$  nemůže nabývat větších hodnot než 6. Tyto sloučeniny jsou křemíkovou analogií alifatických nasycených uhlovodíků. Nejjednodušší uhlovodík methan  $\text{CH}_4$  má svou obdobu v podobě **silanu  $\text{SiH}_4$** . Vazba  $\text{Si-H}$  je ale mnohem méně pevná a tím také méně stálá. Silany nemohou tvořit na rozdíl od podobných sloučenin uhlíku násobné vazby ani aromatická jádra.

Silany můžeme připravit několika způsoby, např. reakcí silicidu hořečnatého s kyselinou chlorovodíkovou:



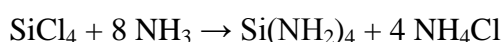
Jsou samozápalné. Sloučením s vodou vzniká gel kyseliny křemičité (silikagel). Reakce s halogeny bývá explozivní. Reagují s organickými látkami, jako jsou alkany (vznikají alkylderiváty silanů) nebo alkoholy (vznikají alkoxyasilany).



Obr. 25 Vzorce prvních čtyř členů silanové řady<sup>21</sup>

### Sloučeniny s dusíkem

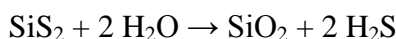
Slučováním elementárního křemíku s plynným dusíkem při 1 400 °C získáme málo reaktivní **nitrid křemičitý**  $\text{Si}_3\text{N}_4$ . Existují také imidy či amidy křemíku. Amid křemičitý můžeme připravit reakcí chloridu křemičitého s amoniakem:



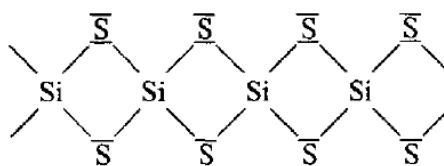
Vazbu S–N nalezneme také v organokřemičitých sloučeninách.

### Sulfidy

Syntézou z prvků můžeme připravit jedinou binární sloučeninu křemíku se sírou **sulfid křemičitý**  $\text{SiS}_2$ . Vyznačuje se tetraedrickou vláknitou strukturou. Je nerozpustný prakticky ve všech rozpouštědlech. S kapalným amoniakem poskytuje imid křemičitý. Může být snadno hydrolyzován studenou vodou za vzniku sulfanu:



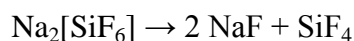
Křemík se dokáže slučovat i s dalšími chalkogeny, jako jsou selen nebo tellur.



Obr. 26 Struktura sulfidu křemičitého<sup>21</sup>

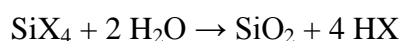
### Halogenidy

Sloučeniny křemíku s halogeny nazýváme halogenidy. Existují dva typy sloučenin, a sice nestálé halogenidy křemnaté a mnohem stálější halogenidy křemičité s obecným vzorcem  $\text{SiX}_4$  ( $\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ). Jde o nízkomolekulární těkavé látky tetraedrické struktury. Lze je připravit přímou syntézou z prvků kromě fluoridu křemičitého  $\text{SiF}_4$ , který můžeme získat např. termickým rozkladem hexafluoridokřemičitanů:



Hexafluoridokřemičitany jsou soli kyseliny hexafluoridokřemičité  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ . Jde o velmi silnou kyselinu, která je schopna existovat pouze v ionizované formě (jako vodný roztok).

Na rozdíl od sloučenin uhlíku s halogeny mohou křemičité halogenidy snadno hydrolyzovat. Důvodem je nejspíše možnost využití 3d orbitalů pro přechodné zvýšení vaznosti křemíku. Hydrolýzou halogenidů získáme křemen:

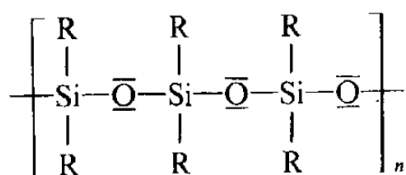


### Silicidy

Sloučeniny křemíku s elektropozitivnějšími kovy nazýváme silicidy. O podobných sloučeninách uhlíku jsme mluvili jako o karbidech. Silicidy můžeme připravit buď přímou syntézou z prvků, nebo působením křemíku na oxid kovu. Podobně jako v případě karbidů podléhají silicidy 1A a 2A skupiny snadné hydrolýze.

### Silikony

Polymerní organokřemičité sloučeniny lineární či větvené struktury nazýváme silikony nebo polysiloxany. Připravují se hydrolýzou alkylsubstituovaných nebo arylsubstituovaných halogenidů. Nejprve vznikají hydroxyderiváty silanoly, které kondenzují a vytvářejí polysiloxanové sítě.



Obr. 27 **Struktura lineárního polysiloxanu**<sup>21</sup>

Silikony mají charakter olejovitých kapalin nebo pryžovitých plastických látek. Jsou termicky stálé, nezapáchající, netěkavé, nerozpustné ve vodě a chemicky téměř inertní. Mají hydrofobní charakter. Využívají se jako mazivo např. k mazání kohoutů byret či uvolňování zarezlých spojů. Používají se také jako impregnační látky nebo do leštících prostředků například na karoserie automobilů. V poslední době stoupá obliba silikonů v lékařství (implantáty).

## 2.4 Germanium, cín a olovo

Tabulka 1 Základní charakteristiky germania, cínu a olova<sup>14</sup>

<i>Prvek</i>	<i>Germanium</i>	<i>Cín</i>	<i>Olovo</i>
<i>Latinský název</i>	<i>Germanium</i>	<i>Stannum</i>	<i>Plumbum</i>
<i>Značka</i>	Ge	Sn	Pb
<i>Protonové číslo</i>	32	50	82
<i>Elektronegativita</i>	2,0	1,9	1,8
<i>Relativní atomová hmotnost</i>	72,59	118,69	207,20
<i>Oxidační čísla</i>	-IV, II, IV	-IV, II, IV	II, IV



Obr. 28 Germanium<sup>35</sup>



Obr. 29 Cínový vojáček<sup>36</sup>



Obr. 30 Olovo<sup>37</sup>

### 2.4.1 Výskyt

Germanium se v přírodě vyskytuje velmi vzácně na rozdíl od cínu i olova, které nalezneme v podobě anorganických sloučenin. Nejtypičtější sloučeninou cínu je cínovec  $\text{SnO}_2$  (oxid cíničitý, kasiterit). Olovo patří k nejrozšířenějším těžkým kovům vzhledem k tomu, že izotopy olova jsou produkty přirozených rozpadových řad. Hojně lze v přírodě nalézt rudu obsahující olovo - galenit  $\text{PbS}$ .

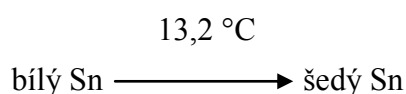
### 2.4.2 Fyzikální a chemické vlastnosti

**Germanium** se vyznačuje diamantovou strukturou a typickými vlastnostmi pro polokov. Je netoxické, stříbrobílé. Mluvíme o něm jako o "přirozeném polovodiči".

Elektronovou konfiguraci valenčních elektronů germania zapisujeme  $4s^2 4p^2$ . Tvoří spíše iontové sloučeniny. Nejstabilnější oxidační číslo ve sloučeninách je IV. Jde o málo

reaktivní prvek, ale může se slučovat např. s kyslíkem za vzniku oxidu germaničitého  $\text{GeO}_2$  nebo se sirovodíkem za vzniku sulfidu germaničitého  $\text{GeS}_2$ .

**Cín** je stříbrolesklý měkký kov, tažný, kujný a lze ho válcovat do měkké folie. Velká výhoda cínu je jeho odolnost vůči korozi. V přírodě se vyskytuje ve formě dvou alotropických modifikací, a sice  $\alpha$ -Sn (šedý) a  $\beta$ -Sn (bílý). Bílý kovový cín čtverečné struktury se při teplotách pod  $13,2\text{ }^\circ\text{C}$  mění na práškovou šedou formu diamantové struktury. Vzniklý prášek se nazývá "cínový mor" a kvůli tomuto jevu není dobré skladovat cínové předměty při nízkých teplotách.

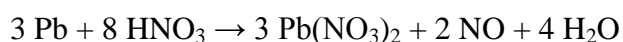


Zkrácená elektronová konfigurace cínu je  $5s^2 5p^2$ . Ve sloučeninách nabývá oxidačních čísel II a IV, přičemž cínaté sloučeniny vystupují jako redukční činidla a snadno přecházejí na sloučeniny cíničité.

Stejně jako v případě germania jde o málo reaktivní prvek. Rozpouští se pouze v koncentrovaných kyselinách. Může se slučovat s kyslíkem za vzniku oxidu cíničitého  $\text{SnO}_2$ . Velmi ochotně tvoří slitiny s jinými kovy.

**Olovo** se řadí mezi kovy, je šedomodré, měkké a kujné. Lze ho válcovat na plechy. Není dobrým vodičem tepla ani elektřiny.

Zkrácená elektronová konfigurace olova je  $6s^2 6p^2$ . Může tvořit sloučeniny s oxidačními čísly II a IV, přičemž II je mnohem stálější. Olovičité sloučeniny se vyznačují oxidačními účinky a lehce se redukují na sloučeniny olovnaté. Proti cínu je olovo o něco málo reaktivnější. Na vzduchu se pokrývá vrstvičkou oxidu. Reaguje pouze s kyselinou dusičnou za vzniku olovnaté soli:



S kyslíkem se slučuje za zvýšené teploty za vzniku oxidu olovnatého  $\text{PbO}$ , který je na vzduchu oxidován na oxid olovnato-olovičitý  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ . Stejně jako cín tvoří rádo slitiny.



### 2.4.3 Výroba a použití

Průmyslová ruda, ze které se vyrábí **germanium**, se nazývá germanit  $\text{Cu}_{13}\text{Fe}_2\text{Ge}_2\text{S}_{16}$ . Obsahuje asi 6 % Ge a lze z něj získat velmi čistý produkt. Germanium se používá k výrobě hranolů a čoček.

Stěžejní sloučeninou pro získání **cínu** je již zmiňovaný cínovec  $\text{SnO}_2$ . Nejprve dochází k pražení oxidu cínitého, který se dále redukuje uhlíkem na kovový cín. Získaná látka má stříbrnou barvu. Cín vyválcovaný do tenké folie se nazývá staniol. Dříve se používal stejně jako alobal, který ho postupem času úplně nahradil. Dále se cín využívá k pocínování železných plechů nebo k výrobě slitin. Asi nejnámější slitina se nazývá bronz a obsahuje 90 % mědi Cu a 10 % cínu Sn. Slitině cínu a olova se říká "tvrdý cín" a dříve se využíval k výrobě cínového nádobí. Přidáním 1 % antimonu Sb ke slitině tvrdého cínu získáme tzv. klempířskou pájku.

**Olovo** můžeme získat například elektrolýzou taveniny nebo pražením galenitu  $\text{PbS}$  a jeho dalšími úpravami. Vzniklý produkt doprovází mnoho příměsí, z nichž stojí za zmínku stříbro, které dělá z olova neobyčejně cenný prvek.

Své využití nalézá jako součást akumulátorů, jako antikorozní materiál (díky vysoké odolnosti k atmosférickým procesům i kyselinám) nebo jako materiál pro chemický průmysl. Používá se také v různých slitinách, viz pájka. Dokáže odstínit rentgenové a radioaktivní záření, a tak bývá součástí ochranných štítů rentgenových přístrojů. Uplatní se i v jaderné technice. Dříve se velké množství olova spotřebovalo na výrobu tetraethylolova  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ , které se využívalo jako antidekonační přísada do benzínu.

### 2.4.4 Sloučeniny

**Germanium** tvoří s kyslíkem oxidy s oxidačními čísly II a IV, oxid germanatý  $\text{GeO}$  a oxid germaničitý  $\text{GeO}_2$ . Oxid germaničitý vykazuje podobné vlastnosti jako oxid křemičitý a lze z něj připravit materiál podobný silikagelu.

Sloučeniny germania s vodíkem nazýváme germany. Svými chemickými i fyzikálními vlastnostmi se podobají silanům. S dusíkem může germanium poskytovat stejně jako křemík amidy, imidy i nitridy. Se sírou se slučuje za vzniku sulfidů. Existuje sulfid germanatý  $\text{GeS}$  a sulfid germaničitý  $\text{GeS}_2$ . Halogenidy germania se svými vlastnostmi nápadně podobají halogenidům křemíku. Všechny snadno podléhají hydrolyze. Analogií kyseliny hexafluoridokřemičité je kyselina hexafluoridogermaničitá  $\text{H}_2\text{GeF}_6$ ,

kteřou lze připravit hydrolyzou  $\text{GeF}_4$ . Stejně jako v případě křemíku existují i organogermaničité sloučeniny obsahující alkylové či arylové zbytky.

Z kyslíkatých sloučenin **cínu** bych ráda zmínila oxid cínatý  $\text{SnO}$ , který se velmi ochotně oxiduje na oxid cíničitý  $\text{SnO}_2$ . Oxid cíničitý se využívá jako přídavek glazur, smaltů či jako brusný prostředek. Oba oxidy reagují se silnými zásadami za vzniku hydroxidokomplexů cínatanů  $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$  nebo cíničitanů  $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$ . S kyslíkatými kyselinami tvoří cín soli, z nichž můžeme zmínit například síran cínatý  $\text{SnSO}_4$ , který lze připravit vytěsněním mědi z  $\text{CuSO}_4$  kovovým cínem.

Hydridy cínu jsou nestálé. S dusíkem tvoří cín amidy, imidy i nitridy. Sulfidy lze připravit přímým slučováním z prvků a jde o sulfid cínatý  $\text{SnS}$  a sulfid cíničitý  $\text{SnS}_2$ . Z halogenidů bych zdůraznila chlorid cínatý  $\text{SnCl}_2$  a chlorid cíničitý  $\text{SnCl}_4$ . Druhý zmíněný se používá ve sklářském průmyslu, při výrobě bižuterie nebo k výrobě organokovových sloučenin cínu. Organocíničité sloučeniny se uplatňují jako stabilizátory PVC.

Kyslíkaté sloučeniny **olova** jsou oxidy, hydroxidy a soli oxokyselin. Nejstálejším z oxidů je oxid olovnatý  $\text{PbO}$ , na který se rozkládají vyšší oxidy, a sice oxid olovičitý  $\text{PbO}_2$  a oxid olovnato-olovičitý  $\text{Pb}_3\text{O}_4$  (minium, suřík). Suřík se používá jako pigment a k výrobě antikoročních nátěrových směsí. Oxid olovičitý se vyznačuje výraznými oxidačními účinky. Používá se společně s elementárním olovem do olověných akumulátorů.

Soli kyslíkatých kyselin olova jsou mnohem rozmanitější než v případě cínu. Běžněji se vyskytují soli s oxidačním číslem olova II. Můžeme zmínit například rozpustný dusičnan olovnatý  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  nebo naopak nerozpustný uhličitan olovnatý  $\text{PbCO}_3$ , který bývá součástí olovnaté běloby. Jako pigment se používá i chroman olovnatý  $\text{PbCrO}_4$  nazývaný chromová žluť. Sůl kyseliny octové octan olovičitý  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4$  je jedinou stálou solí s oxidačním číslem IV. Podobné sloučenině, ale s oxidačním číslem II, octanu olovnatému  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  se říká olovnatý cukr, jelikož svou chutí cukr opravdu připomíná. Je velmi jedovatý.

Bezokyslíkaté hydridy olova se vyznačují ještě menší stálostí než stejné sloučeniny cínu. S dusíkem tvoří olovo stejně jako cín amidy, imidy i nitridy. Jediná sloučenina olova se sírou se nazývá sulfid olovnatý  $\text{PbS}$  nebo také galenit. Vyskytuje se hojně v přírodě. S halogeny poskytuje olovo sloučeniny s oxidačními čísly II a IV. Vznikají tak halogenidy

jak olovnaté např. jodid olovnatý  $\text{PbI}_2$ , tak olovičité např. chlorid olovičitý  $\text{PbCl}_4$ . Spojením olova s organickými zbytky vznikají organokovové sloučeniny olova, jejichž zástupcem je již zmíněné tetraethylolovo  $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ .

### 3 Didaktická část

V úvodní kapitole didaktické části své práce se zabývám výukou chemie na různých typech škol dle platného rámcového vzdělávacího programu (RVP). Obsahem další kapitoly jsou metody výuky chemie na školách. Poslední kapitola je věnována jedné z forem výuky chemie, a sice práci v laboratoři. Pro lepší orientaci v problematice uvádím možnost přípravy laboratorního cvičení včetně zpracování laboratorního protokolu a metodických poznámek pro učitele.

#### 3.1 RVP a ŠVP

V roce 2005 byla v České republice spuštěna školská neboli kurikulární reforma, díky které byl zaveden nový systém dokumentů pro vzdělávání žáků od 3 do 19 let. Těžištěm se stal rámcový vzdělávací program (dále jen RVP), který vychází z národního programu vzdělávání (Bílá kniha). RVP vymezuje závazné rámce vzdělávání pro jednotlivé etapy školního vzdělání.<sup>38</sup>

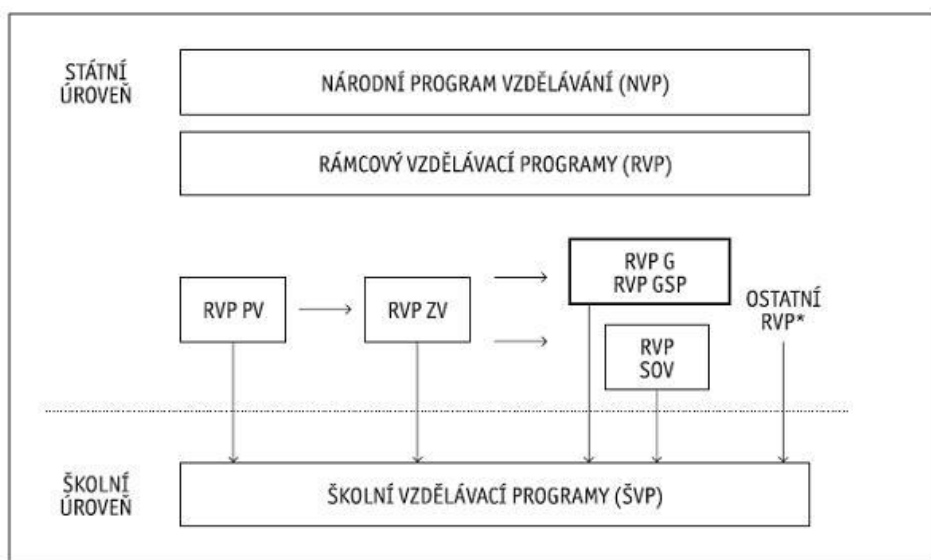
Dle obsahu RVP si jednotlivé školy sestavují svoje vlastní školní vzdělávací programy (dále ŠVP). Při tvorbě jsou zohledněny vzdělávací podmínky školy, region i např. možnosti uplatnění na trhu práce. Díky ŠVP se mohou školy lépe přizpůsobit aktuálním potřebám žáků.

#### Obsah rámcového vzdělávacího programu (RVP)

V současné době existuje několik typů RVP dle zaměření školy:

- RVP pro předškolní vzdělávání (RVP PV)
- RVP pro základní vzdělávání (RVP ZV)
- RVP pro gymnázia (RVP G)
- RVP pro gymnázia se sportovní přípravou (RVP GSP)
- RVP pro střední odborné vzdělávání (RVP SOV)
- ostatní RVP, např. RVP pro speciální vzdělávání, RVP pro základní umělecké vzdělávání

Vzájemné propojení všech kurikulárních dokumentů nejlépe vystihuje následující schéma:



Obr. 31 **Systém kurikulárních dokumentů**<sup>39</sup>

RVP - Rámcový vzdělávací program, RVP PV = RVP pro předškolní vzdělávání, RVP ZV = RVP pro základní vzdělávání, RVP G = RVP pro gymnázia, RVP GSP = RVP pro gymnázia se sportovní přípravou, RVP SOV = RVP pro střední odborné vzdělávání

Ve své práci se dále budu zabývat obsahem RVP pro základní vzdělávání (RVP ZV) a RVP pro gymnázia (RVP G).

RVP je systematicky členěn do jednotlivých kapitol, které obsahují charakteristiku základního či gymnaziálního vzdělávání, pojetí a cíle, klíčové kompetence, vzdělávací oblasti (přehled uveden v tabulce 2, 3), průřezová témata a dodatek o vzdělávání žáků se speciálními potřebami či žáků nadaných a mimořádně nadaných.

### **Klíčové kompetence vzdělávacího oboru**

- kompetence k učení
- kompetence k řešení problémů
- kompetence komunikativní
- kompetence sociální a personální
- kompetence občanské
- kompetence pracovní (pouze RVP ZV), kompetence k podnikavosti (pouze RVP G)<sup>40,41</sup>

Tabulka 2 **Vzdělávací oblasti RVP ZV**<sup>40</sup>

<b>Vzdělávací oblast</b>	<b>Vzdělávací obor</b>
Jazyk a jazyková komunikace	Český jazyk a literatura, cizí jazyk, další cizí jazyk
Matematika a její aplikace	Matematika a její aplikace
Informační a komunikační technologie	Informační a komunikační technologie
Člověk a jeho svět	Člověk a jeho svět
Člověk a společnost	Dějepis, výchova k občanství
Člověk a příroda	Fyzika, chemie, přírodopis, zeměpis
Umění a kultura	Hudební výchova, výtvarná výchova
Člověk a zdraví	Výchova ke zdraví, tělesná výchova
Člověk a svět práce	Člověk a svět práce

Tabulka 3 **Vzdělávací oblasti RVP G**<sup>41</sup>

<b>Vzdělávací oblast</b>	<b>Vzdělávací obor</b>
Jazyk a jazyková komunikace	Český jazyk a literatura, cizí jazyk, další cizí jazyk
Matematika a její aplikace	Matematika a její aplikace
Člověk a příroda	Fyzika, chemie, biologie, geografie, geologie
Člověk a společnost	Občanský a společenskovední základ, dějepis, geografie
Člověk a svět práce	Člověk a svět práce
Umění a kultura	Hudební obor, výtvarný obor
Člověk a zdraví	Výchova ke zdraví, tělesná výchova
Informatika a informační a komunikační technologie	Informatika a informační a komunikační technologie

Každý vzdělávací obor má svůj vzdělávací obsah. Vzdělávací obsah vzdělávacího oboru chemie se v rámci RVP pro základní vzdělávání (RVP ZV) člení do následujících kapitol:

- pozorování, pokus a bezpečnost práce
- směsi
- částicové složení látek a chemické prvky
- chemické reakce
- anorganické sloučeniny
- organické sloučeniny
- chemie a společnost

Všechny kapitoly obsahují seznam povinného učiva a očekávané výstupy.

V rámci RVP pro gymnázia (RVP G) je učivo chemie rozděleno do čtyř kapitol - obecná chemie, anorganická chemie, organická chemie a biochemie. Jako příklad uvádím očekávané výstupy a učivo v rámci anorganické chemie, kam patří i kapitola týkající se  $p^2$  prvků.

## **ANORGANICKÁ CHEMIE**

### **Očekávané výstupy**

#### **žák**

- využívá názvosloví anorganické chemie při popisu sloučenin
- charakterizuje významné zástupce prvků a jejich sloučeniny, zhodnotí jejich surovinové zdroje, využití v praxi a vliv na životní prostředí
- předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin
- využívá znalosti základů kvalitativní a kvantitativní analýzy k pochopení jejich praktického významu v anorganické chemii

#### **Učivo**

- vodík a jeho sloučeniny
- s-prvky a jejich sloučeniny
- p-prvky a jejich sloučeniny
- d- a f-prvky a jejich sloučeniny<sup>41</sup>

## **Průřezová témata**

- Osobnostní a sociální výchova
- Výchova demokratického občana (pouze RVP ZV)
- Výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech
- Multikulturní výchova
- Environmentální výchova
- Mediální výchova<sup>40,41</sup>

Předmět chemie rozvíjí ve výuce na základních i středních školách všechny vyjmenované klíčové kompetence. Za zvlášť důležitou považují ve výuce chemie kompetenci pracovní, kdy si mohou žáci sami vyzkoušet některé zajímavé pokusy, čímž se výuka stává atraktivnější.

Výuka chemie bývá úzce spjata s předměty obsaženými ve vzdělávací oblasti "Člověk a příroda". Jednotlivé předměty jsou spolu provázané a v některých tématech se mohou překrývat. Nejčastěji využívaným průřezovým tématem učiteli chemie bývá environmentální výchova.

## **Časová dotace výuky chemie na různých typech škol**

Základní školy se řídí rámcovým učebním plánem, který je součástí RVP ZV. Vzdělávací obor chemie je zařazen do výuky až na 2. stupni základní školy a spadá pod vzdělávací oblast "Člověk a příroda", které je věnována časová dotace 21 hodin týdně.

Gymnázia se řídí rámcovým učebním plánem obsaženým v RVP G. Pro čtyřletá gymnázia je vzdělávací oblast "Člověk a příroda" povinná pouze v 1. a v 2. ročníku studia. Celková minimální časová dotace pro dvě vzdělávací oblasti "Člověk a příroda" a "Člověk a společnost" činí 36 hodin týdně. Výuka ve 3. a 4. ročníku bývá realizována volbou seminářů dle potřeb a budoucího zaměření žáků. Pro víceletá gymnázia platí rámcový učební program RVP ZV (prima - kvarta) a RVP G (kvinta - oktáva).

Dále existuje množství odborných středních škol, kde se výuka chemie realizuje dle jejich profesního zaměření.



## 3.2 Metody výuky chemie

Metodu můžeme definovat jako uspořádaný systém vyučovací činnosti učitele a učebních aktivit žáků směřujících k dosažení daných výchovně-vzdělávacích cílů. Prostřednictvím vyučovacích metod si žáci osvojují vědomosti a dovednosti. Účinnost vyučovacích metod můžeme posoudit dle výsledků dosažení stanovených cílů.<sup>42</sup>

Úkolem učitele je zvolit optimální vyučovací metodu v konkrétních situacích. Posouzením řady faktorů je schopen učitel vybrat takovou metodu, která odpovídá úrovni žáků, vybavení školy, třídy, ale i jeho vlastním dovednostem. Metody jsou ve vyučovacím procesu buď střídány, nebo uplatňovány souběžně.

Výukové metody třídíme dle různých kritérií. Za nejpřehlednější klasifikaci metod považují třídění Maňáka a Švece, a sice na metody klasické, aktivizující a komplexní.<sup>42</sup>

### 1. Klasické výukové metody

#### 1.1 Metody slovní

1. 1. 1. Vyprávění
1. 1. 2. Vysvětlování
1. 1. 3. Přednáška
1. 1. 4. Práce s textem
1. 1. 5. Rozhovor

#### 1.2. Metody názorně-demonstrační

1. 2. 1. Předvádění a pozorování
1. 2. 2. Práce s obrazem
1. 2. 3. Instruktaž

#### 1.3. Metody dovednostně-praktické

1. 3. 1. Napodobování
1. 3. 2. Manipulování, laborování a experimentování
1. 3. 3. Vytváření dovedností
1. 3. 4. Produkční metody

### 2. Aktivizující metody

2. 1. Metody diskusní
2. 2. Metody heuristické, řešení problémů
2. 3. Metody situační

2. 4. Metody inscenační

2. 5. Didaktické hry

### **3. Komplexní výukové metody**

3. 1. Frontální výuka

3. 2. Skupinová a kooperativní výuka

3. 3. Partnerská výuka

3. 4. Individuální a individualizovaná výuka, samostatná práce žáků

3. 5. Kritické myšlení

3. 6. Brainstorming

3. 7. Projektová výuka

3. 8. Výuka dramatem

3. 9. Otevřené učení

3. 10. Učení v životních situacích

3. 11. Televizní výuka

3. 12. Výuka podporovaná počítačem

3. 13. Sugestopedie a superlearning

3. 14. Hypnopedie

### **Nejužívanější metody vyučování v chemii**

Ve své práci se zabývám hlavně klasickými vyučovacími metodami. Mezi nejjednodušší metody výuky patří **metody slovní**. Ve vyučování mají nezastupitelné místo, neboť řeč je označována jako hlavní nástroj myšlení. Slovní metody můžeme rozdělit na tři velké skupiny: metody monologické (mluví učitel), metody dialogické (výměna názorů mezi učitelem a žákem) a práci s textem (práce s učebnicí, studium odborných časopisů, naučná literatura).<sup>43</sup>

Mezi **monologické metody** řadíme vyprávění, vysvětlování a přednášku.

Vyprávění může učitel využít ve chvíli, kdy je potřeba žáky zaujmout poutavým příběhem. Nemělo by postrádat dramatickosti či živost. Žáci si příběh pamatují, neboť bývá citově zbarven.

Vysvětlování = výklad se řadí k nejčastěji využívaným metodám výuky. Výhodou je, že bývá použitelný ve většině výukových situací. Díky vysvětlení by měli žáci lépe pochopit podstatu jevu a osvojit si jej. Učitelé, kteří dokážou srozumitelně a výstižně

vysvětlovat, patří k nejlepším. Výklad bychom měli kombinovat s jinými vyučovacími metodami např. dialogem, aby se žáci nezačali nudit.

Přednáška se ve výuce využívá pouze okrajově, protože klade vysoké nároky na koncentraci a pozornost posluchačů. Žáci nebývají do přednášky aktivně zapojováni.

Z **metod dialogických** považuji za důležité zmínit rozhovor. Rozhovor představuje komunikaci více osob, které si vyměňují názory nebo zkušenosti a hledají odpovědi na určité otázky.<sup>43</sup> Učitel může metodu rozhovoru využít jak při opakování, tak při vysvětlování nové látky. Je na místě, aby si učitel rozhovor promyslel předem, pokud nemá dostatečné zkušenosti, aby dokázal klást z hlavy jasné a srozumitelné otázky, na které dokážou žáci přesně odpovědět.

Poslední slovní metodou, o které se zmíním, je **práce s textem**. Jde o jednu z nejstarších, ale efektivních metod učení. Žáci základních, ale i středních škol (především gymnázií) by měli být schopni vyhledat v učebnicích, učebních textech či odborné literatuře důležité informace týkající se probíraného tématu. V poslední době zažívá práce s textem velký rozmach i v podobě práce s počítačem především hledáním informací na internetu. Žák by měl být schopen rozpoznat důvěryhodné a pravdivé informace a dále je zpracovávat (např. tvorba počítačových prezentací).

Mezi **metody názorně-demonstrační** řadíme v chemii **demonstrační pokus** (předvádění a pozorování). Úkolem učitele je předvést (demonstrovat) určitý jev prakticky, žáci pozorují. Demonstrační pokus zařazujeme před výklad nového učiva, aby žáky motivoval a povzbudil, nebo ho provádíme současně s výkladem či těsně po výkladu, kdy žáci sami popisují, co sledují a spojují ihned teorii s praxí.<sup>43</sup>

Demonstrační pokus považuji za velmi důležitou součást hodin chemie. Žáci si lépe osvojí teoretické poznatky a jsou motivováni k dalšímu studiu. Na školách, kde není součástí výuky laboratorní cvičení, by měl učitel zařadit do hodin co nejvíce demonstračních pokusů.

Poslední skupinou klasických výukových metod jsou **metody dovednostně-praktické**. Žáci mají možnost vyzkoušet si jednoduché chemické experimenty prakticky. Manipulováním získávají zručnost v práci s laboratorními pomůckami. Samostatným laborováním si žáci ověřují nabyté teoretické poznatky v praxi. Při práci v laboratoři lze

žáky rozdělit do skupin, čímž se žáci učí spolupráci, toleranci a výpomoci. Laboratorní práce bývají realizovány ve specializovaných učebnách - školních laboratořích.<sup>43</sup>

### 3.3 Laboratorní cvičení ve výuce chemie

#### 3.3.1 Bezpečnost práce v laboratoři<sup>44</sup>

Na začátku každého školního roku seznámí vyučující žáky s bezpečností práce v laboratoři. Považují za důležité vyjmenovat několik zásad, které by měl dokument obsahovat. Žáci by měli pracovat klidně a soustředěně a udržovat pořádek na svém pracovním místě. Během průběhu pokusu není vhodné sedět na židli nebo si zvat do laboratoře diváky, kteří nejsou seznámeni s laboratorním řádem. Všichni žáci vstupují do laboratoře v pracovním plášti.

Práci s **jedy**, **žiravými** kapalinami či plyny a **hořlavými** zajišťuje učitel. Přesto je nutné žáky informovat, že se v laboratoři tyto látky nacházejí a seznámit je s nimi. Při manipulaci s jedy a žiravými kapalinami si počínáme mimořádně opatrně, po ukončení práce si důkladně umyjeme ruce. V případě požití, vdechnutí jedu nebo náhodném styku žiraviny s pokožkou okamžitě informujeme vyučujícího, který zajistí odbornou pomoc. Při zasažení pokožky žiravinou lze zmírnit její účinek důkladným a dlouhodobým umýváním pod proudem vody a dále postupujeme jako při popálení.

Mezi jedy patří např. kyanidy, sloučeniny arsenu či rtuti a methanol. Žiravé kapaliny jsou zastoupeny koncentrovanými kyselinami, louhy, amoniakem a peroxidem vodíku.

S **jedovatými**, **žiravými** a **zapáchajícími** plyny pracujeme výhradně v digestoři. Týká se to zejména chloru, bromových par, sirovodíku, amoniaku, par kyseliny (např. koncentrovaná kyselina chlorovodíková, kyselina octová ...). Manipulaci s těmito látkami provádí pouze učitel.

S **hořlavými** nesmíme manipulovat v blízkosti otevřeného ohně (např. zapálený kahan na pracovním stole). Mezi hořlaviny patří především organické sloučeniny, v anorganické chemii dbáme zvýšené opatrnosti při práci se sirouhlíkem a kovovým sodíkem, který je zvláště nebezpečný. Každá laboratoř je povinně vybavena hasicím přístrojem, s jehož umístěním jsou žáci na začátku roku seznámeni.

### 3.3.2 První pomoc<sup>45</sup>

V laboratoři je nutné dbát zvýšené opatrnosti. Přesto může dojít k popálení, poleptání, mechanickému zranění či k otravě. Žák (či jeho spolužáci) by měli o nehodě okamžitě informovat vyučujícího, který dítě ošetří či zajistí jinou odbornou pomoc.

V případě **popálení** postižené místo ochladíme proudem vody a ovážeme sterilním obvazem. Pokud je popálení vážnější, ránu neomýváme, pouze zavážeme. V žádném případě neošetřujeme ránu mastmi či zásypy. Zdrojem popálení může být plamen kahanu, horký kelímek, železný kruh atd. Dívky navštěvují laboratoř se staženými vlasy, aby nedošlo k jejich náhodnému styku s ohněm.

Nebezpečné může být **zasažení kůže žíravinou**, ať už se jedná o koncentrovanou kyselinu nebo hydroxid. Poleptané místo omýváme několik minut silným proudem vody z vodovodu. V případě, že žíravina zasáhla oděv, postiženého okamžitě svlečeme. Pokud došlo ke styku pokožky s kyselinou, je možno provést neutralizaci (po důkladném omytí) mýdlovou vodou či 3-10% roztokem hydrogenuhličitanu sodného. Při poleptání hydroxidem provádíme neutralizaci 3% roztokem kyseliny citrónové nebo octové.

Vzácně může dojít k poleptání očí. Doporučuji ihned vypláchnout proudem vody a vyhledat lékaře. Oko lze po důkladném vymytí ošetřit borovou vodou.

Nejčastějším zdrojem zranění v laboratoři bývá **mechanické zranění** při manipulaci s laboratorním sklem. Zvláště nebezpečné je navlékání gumové hadice na skleněnou trubici. Za nevhodné považují používání poškozeného laboratorního skla (naprasklé kádinky, zkumavky ...). Může dojít k pořezání. Dojde-li k drobnému povrchovému zranění, ránu ošetříme dezinfekcí (např. 3% roztok peroxidu vodíku) a přelepíme či ovážeme. Na větší rány přiložíme sterilní obvaz a vyhledáme lékaře, který zkontroluje, zda pod kůží nezůstaly kousky skla.

**Otrava** je velmi nebezpečná. Žák může pozřít některou z jedovatých chemikálií nebo se nadýchat par jedovatých plynů. V prvním případě neprodleně vyhledejte lékaře, může nařídit až vypumpování žaludku. V druhém případě ihned doved'te postiženého na čerstvý vzduch a poté navštivte lékaře.

### 3.3.3 Vzorové laboratorní cvičení

Jako vzorové laboratorní cvičení jsem zvolila práci na téma příprava oxidu uhličitého a ověření některých jeho vlastností (viz pokus 4.1.6 a 4.1.7). Prakticky jsem laboratorní cvičení prováděla v rámci závěrečné praxe na Masarykově gymnáziu v Plzni pod vedením Mgr. Jany Brichtové. Žáci ze sekundy A se s prací v laboratoři teprve seznamují, proto jsem měla za úkol vše co nejjednodušeji a nejsrozumitelněji vysvětlit.

Žáci jazykové třídy dochází na laboratorní cvičení z chemie jednou za tři týdny, a sice na jednu vyučovací hodinu, která trvá obvyklých 45 minut. Učitel by měl počítat, že úvodních cca 10 minut věnuje seznámení žáků s tématem práce a použitím pomůcek a aparatury. Dalších 30 minut zabere samotná práce. V závěrečných 5 minutách konzultují žáci s vyučujícím své poznatky a pozorování, což následně zanesou do laboratorního protokolu. Žáci pracují ve 4 skupinách po 3-4 členech. Všichni jsou vybaveni laboratorním pláštěm.

Úvodní část hodiny byla věnována sestavení aparatury na vývoj plynu. Žáci si z laboratorních stolů vyndali stojany a držáky. Poté připevnili ke stojanu nejprve frakční baňku, pak dělicí nálevku (před upevněním je potřeba vyzkoušet, zda neprotéká). Dělicí nálevka je spojena s frakční baňkou pomocí zátky, která by měla dokonale těsnit. Do frakční baňky nasypali rozdrcené skořápky z vajec a do dělicí nálevky nalili přibližně 20 cm<sup>3</sup> zředěné kyseliny chlorovodíkové (10%).

Frakční baňku jsme upravili tak, aby byla zakončena hadičkou se skleněnou trubičkou. Nejprve jsme skleněnou trubičku umístili do zkumavky a žákům bylo dovoleno otevřít kohouty. Na konci aparatury se vyvíjel oxid uhličitý. Zkumavku jsme uzavřeli a dále si žáci vyzkoušeli, co se stane, když zavádějí vznikající plyn do Petriho misky s lakmusem, vápennou vodou či do kádinky s hořícími čajovými svíčkami.



Obr. 32 Aparatura pro přípravu oxidu uhličitého<sup>46</sup>

Mezitím jiní členové skupiny připravili kahany a zapálili je (při zapalování je potřeba manžetu kahanu otočit tak, aby průduchy byly otevřené a následně po zapálení průduchy zavřít). K hořícímu kahanu přiložili špejle, na jejichž hrotu se po chvílce objevil plamínek. Hořící špejli vložili do zkumavky, kde byl najímaný oxid uhličitý. Špejle ihned zhasla.

V závěru hodiny se žáci seznámili s laboratorními váhami, na kterých nejprve zvážili prázdnou kádinku a poté do ní "přelili" obsah kádinky, do níž jímali oxid uhličitý. Hmotnost prázdné kádinky se nepatrně zvýšila.

Po provedení praktické části následuje část teoretická. Povinností každého žáka je na konci laboratorního cvičení (popř. na začátku cvičení příštího) odevzdat řádně vyplněný laboratorní protokol. Je výhodné v rámci úspory času žákům poskytnout předtisknutý vzor (viz příloha 1), do kterého dopisují získané poznatky.

Jaké vlastnosti oxidu uhličitého si žáci ověřili? Již z předchozích hodin chemie věděli, že oxid uhličitý lze charakterizovat jako bezbarvý plyn bez chuti a zápachu (neviděli, jak vzniká, ani ho nemohli cítit). Dále ověřili, že je těžší než vzduch (viz postupné zhasínání svíček, přelévání plynu), popř. že nepodporuje hoření (zhasnutí špejle, zhasínání svíček).

Ověřili také tvrzení, že reakcí oxidu uhličitého s vápennou vodou vzniká bílá sraženina uhličitanu vápenatého, která se dalším zaváděním oxidu opět rozpustí. Při styku oxidu uhličitého s lakmusem pozorovali žáci změnu zbarvení indikátoru.

V úplném závěru jsou žáci povinni odevzdat všechny pomůcky a chemikálie vyučujícímu (popř. umístit do stolů), své pracovní místo uklidit, odevzdat protokol (popř. se domluvit na jiném termínu odevzdání) a vyčkat na ukončení vyučovací hodiny.

## 4 Praktická část

Praktická část obsahuje soubor jednoduchých pokusů, které se týkají prvků skupiny uhlíku. Nejvíce pokusů (14) je věnováno nejdůležitějšímu prvku uhlíku. Další pokusy reprezentují křemík (2) a olovo (1). Vybrané experimenty mohou být vhodným doplňkem teoretického výkladu na základních i středních školách.

Pokusy byly vybrány tak, aby byly snadno proveditelné a jejich realizace nepřinesla vyučujícím velkou časovou ztrátu, ať už při přípravě nebo samotné demonstraci pokusu. V poznámce u každého pokusu naleznete jeho přibližnou časovou dotaci a vhodnost pro žáky základních či středních škol. Většinou se jedná o krátké motivační pokusy s časovou dotací do 10 minut. Tři pokusy jsou vhodné i jako laboratorní cvičení na celou vyučovací hodinu (příprava oxidu uhličitého, titrace, příprava zlatého deště).

Sama jsem provedla praktické ověření všech uvedených experimentů dle dostupných návodů. Některé návody jsem upravila a doplnila o praktické poznámky pro zjednodušení práce učitelů i žáků nebo o poznámky týkající se bezpečnosti při manipulaci s nebezpečnými chemikáliemi (např. kyselina sírová).

V praktické části jsem si vytyčila cíl shromáždit návody na jednoduché chemické pokusy týkající se prvků skupiny uhlíku a jejich sloučenin, které by žákům v hodinách chemie nebo při laboratorních cvičeních přiblížily vlastnosti těchto prvků a jejich sloučenin a motivovaly je k dalšímu studiu.



## 4.1 Uhlík a jeho sloučeniny

### 4.1.1 Adsorpční schopnost uhlíku<sup>47</sup>

**Princip:** Forma uhlíku, kterou nazýváme aktivní uhlí, se vyznačuje výraznými adsorpčními vlastnostmi. Adsorpce znamená hromadění plynné nebo v kapalině rozpuštěné látky na povrchu látky pevné.

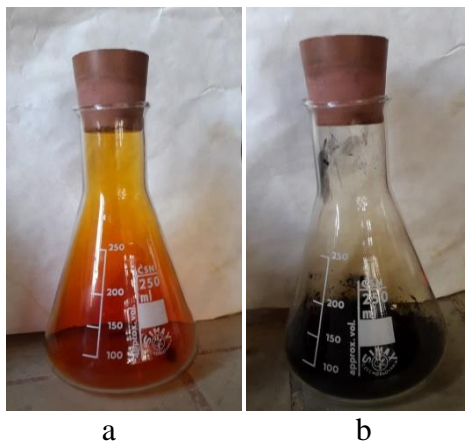
#### a) adsorpce plynů

**Pomůcky:** Erlenmeyerova baňka, zátka, laboratorní lžička, kahan, trojnožka, síťka, zápalky

**Chemikálie:** brom, aktivní uhlí

**Postup:** Do baňky kápneme dvě kapky bromu a uzavřeme. Jakmile se baňka naplní parami bromu, přisypeme lžičku aktivního uhlí. Baňku opět uzavřeme a protřepeme. Dojde k vymizení par bromu, který se adsorboval na povrch aktivního uhlí.

**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 3 minuty. Doporučuji pracovat v digestoři. Pokus je vhodný jako demonstrační na ZŠ i SŠ.



Obr. 33 Adsorpce bromu na aktivní uhlí,  
a) před adsorpcí b) po adsorpci

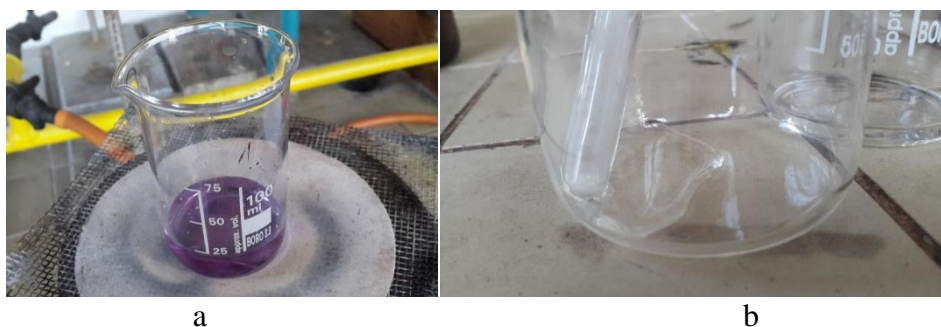
#### b) adsorpce barevných látek z roztoku

**Pomůcky:** kádinky, laboratorní lžička, kahan, trojnožka, síťka, zápalky, stojan, držáky, nálevka, filtrační papír

**Chemikálie:** lakmus, aktivní uhlí (živočišné uhlí)

**Postup:** Do kádinky nalijeme asi 25 cm<sup>3</sup> roztoku lakmusu, přidáme lžičku najemno rozetřeného živočišného uhlí a získanou směs přibližně 6 minut povaříme. Směs necháme částečně vychladnout a zfiltrujeme. Získaný filtrát je bezbarvý.

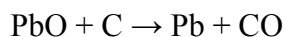
**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 10 minut. Pokus není nijak nebezpečný a je lehce proveditelný žáky ZŠ i SŠ. Žáci si všimají barevné změny - z modrého roztoku získáme bezbarvý. Lakmus lze nahradit inkoustem nebo jinými indikátory - např. methylenovou modří.



Obr. 34 Adsorpce lakmusu z roztoku,  
a) před adsorpcí b) po adsorpci

#### 4.1.2 Redukční vlastnosti uhlíku<sup>47</sup>

**Princip:** Jedna z důležitých vlastností uhlíku jsou jeho výrazné redukční účinky (sám se oxiduje). Je schopen vyredukovat některé kovy z jejich oxidů. V případě PbO (žlutý) se vyredukuje olovo (stříbrošedé).



**Pomůcky:** kleště, dmuchavka, kahan, trojnožka, síťka, zápalky, laboratorní lžička

**Chemikálie:** dřevěné uhlí, oxid olovnatý PbO

**Postup:** Do jamky na kousku dřevěného uhlí nasypeme malé množství oxidu olovnatého. Uhlí chytíme do kleští a dmuchavkou foukáme vzduch do nesvítivé části plamene tak, aby ostrý plamínek žíhal oxid olovnatý. Po chvilce můžeme pozorovat vznik stříbrošedých kuliček olova.

**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 5 minut. Zprvu je důležité do dmuchavky foukat opatrně, aby nám všechn oxid olovnatý neodlétl (jde o jemný nažloutlý prášek). Pokus je vhodný jako demonstrační pokus učitele.

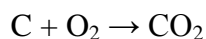


Obr. 35 **Redukční vlastnosti uhlíku,**

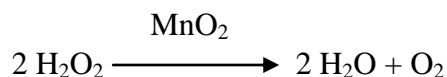
a) žlutý oxid olovnatý před reakcí b) vyredukované stříbrošedé olovo

### 4.1.3 Spalování uhlíku v kyslíku<sup>47</sup>

**Princip:** Reakcí uhlíku a kyslíku vzniká oxid uhličitý.



Kyslík potřebný k reakci připravíme jedním z obvyklých způsobů, např. rozkladem  $\text{H}_2\text{O}_2$  katalyzovaným  $\text{MnO}_2$ .

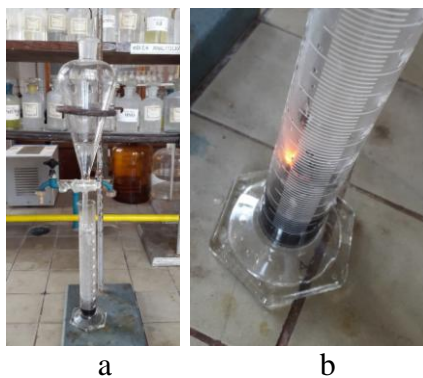


**Pomůcky:** spalná lžička, křída, hodinové sklo, válec, kádinka, odměrný válec, stojan, železný kruh, svorka, dělicí nálevka, špejle, zápalky

**Chemikálie:** oxid manganičitý  $\text{MnO}_2$ , roztok peroxidu vodíku  $\text{H}_2\text{O}_2$  (w = 10%), uhlík - dřevěné uhlí, destilovaná voda

**Postup:** Nejprve připravíme kyslík např. rozkladem peroxidu vodíku. Do odměrného válce s oxidem manganičitým přikapáváme peroxid vodíku a převrstvíme destilovanou vodou. Zda se ve válci vyvíjí kyslík, zjistíme žhnoucí špejlí - zasunutím do válce vzplane. Na spalnou lžičku vytřenou křídou dáme kousek dřevěného uhlí a zahříváme nad kahanem, dokud nezačne doutnat. Poté vsuneme lžičku s uhlím do válce s kyslíkem až ke dnu. Pozorujeme hoření uhlíku.

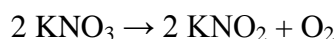
**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 10 minut. Žáci ZŠ i SŠ si mohou pokus sami vyzkoušet, popřípadě ho učitel může využít v běžné vyučovací hodině jako demonstrační. Druhou variantou pokusu může být příprava kyslíku do baňky. Baňku uzavřeme zátkou. Spalnou lžičku, která je protažená zátkou, vytřeme křídou a dáme na ni dřevěné uhlí. Zahříváme nad kahanem, dokud uhlí nezačne doutnat. Poté vsuneme spalnou lžičku se zátkou do baňky a uzavřeme. Uhlík na spalné lžičce se rozhoří.



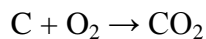
Obr. 36 **Spalování uhlíku v kyslíku,**  
a) aparatura pro přípravu kyslíku b) hoření uhlíku

#### 4.1.4 Skákající uhlík<sup>48</sup>

**Princip:** Dusičnan draselný je silné oxidační činidlo a za vyšší teploty se rozkládá na kyslík a dusitan draselný.



Uvolněný kyslík oxiduje dřevěné uhlí na oxid uhličitý. Jde o silně exotermickou reakci, která je doprovázena výraznými zvukovými a světelnými efekty. Pozorujeme nadnášení uhlí vznikajícími plynnými produkty.



**Pomůcky:** zkumavka, stojan, miska s pískem, kahan, trojnožka, síťka, zápalky, lžička, váhy

**Chemikálie:** dusičnan draselný  $\text{KNO}_3$ , dřevěné uhlí

**Postup:** Suchou zkumavku obsahující 5 g  $\text{KNO}_3$  upevníme do stojanu a postavíme pod ni misku s pískem (pro případ, že by zkumavka s reakční směsí praskla nebo se roztavila). Dusičnan ve zkumavce intenzivně zahříváme, dokud se neroztaví. Do vzniklé taveniny opatrně vhodíme kousek rozžhaveného dřevěného uhlí.

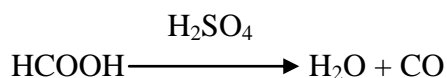
**Poznámky:** Práškový  $\text{KNO}_3$  je vhodné rozetřít v čisté a suché třecí misce vytřené čistým filtračním papírem. Doba trvání pokusu je asi 10 minut a vzhledem k tomu, že je doprovázen výraznými zvukovými a světelnými efekty, je vhodný jako motivační pokus pro žáky na ZŠ i SŠ.



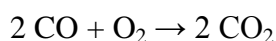
Obr. 37 Skákající uhlík

#### 4.1.5 Příprava a vlastnosti oxidu uhelnatého<sup>47</sup>

**Princip:** Kyselina mravenčí se působením koncentrované kyseliny sírové rozkládá na jedovatý oxid uhelnatý a vodu.



Vznikající oxid uhelnatý hoří modrým plamenem.

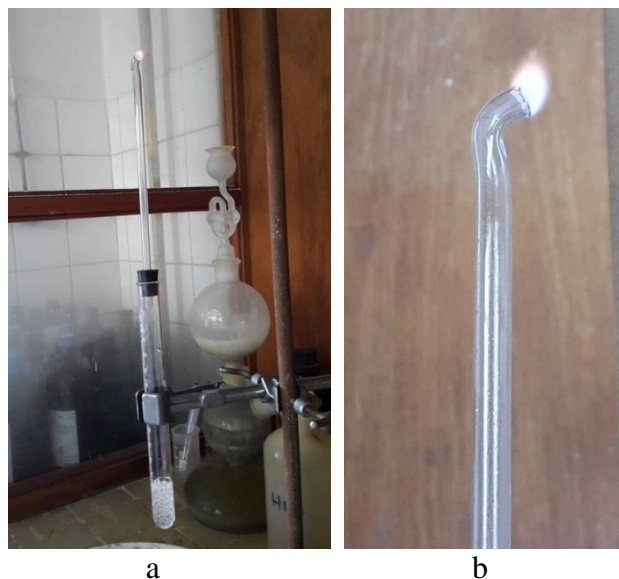


**Pomůcky:** zkumavka, stojan, kádinky, zátka s hořákovou trubičkou, špejle, zápalky, kahan, trojnožka, síťka

**Chemikálie:** kyselina mravenčí HCOOH, koncentrovaná kyselina sírová H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

**Postup:** Do stojanu upevníme zkumavku a nalijeme do ní 3 cm<sup>3</sup> kyseliny mravenčí (případně můžeme použít půl lžičky mravenčanu sodného) a přelijeme 2 - 3 cm<sup>3</sup> koncentrované kyseliny sírové (opatrně!). Zkumavku uzavřeme zátkou s hořákovou trubičkou a zahříváme. Uvolňující se plyn lze po chvíli zapálit špejlí. Plyn hoří modrým plamenem.

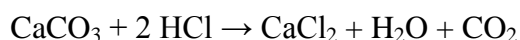
**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 3 minuty. Pracujeme v digestoři. Pokus je vhodný na ZŠ i SŠ jako demonstrační pokus učitele. Při manipulaci s koncentrovanou kyselinou sírovou je třeba dbát zvýšené opatrnosti (doporučuji použít ochranné rukavice).



Obr. 38 **Příprava oxidu uhelnatého,**  
a) aparatura pro přípravu b) modrý plamen oxidu uhelnatého

#### 4.1.6 Příprava oxidu uhličitého z uhličitanu vápenatého<sup>48</sup>

**Princip:** Oxid uhličitý můžeme v laboratoři připravit rozkladem vápence zředěnou kyselinou chlorovodíkovou v poměru 1 : 1.



**Pomůcky:** dělicí nálevka, frakční baňka, hadička, válec, lžička, kádinka, nálevka, zátka

**Chemikálie:** kyselina chlorovodíková HCl (10%), uhličitan vápenatý (mramor) CaCO<sub>3</sub>, destilovaná voda

**Postup:** Sestavíme aparaturu pro vývoj plynu. Do frakční baňky vložíme větší kousek vápence a do dělicí nálevky nalijeme asi 20 cm<sup>3</sup> kyseliny chlorovodíkové. Postupně přidáváme část kyseliny chlorovodíkové. Vznikající plyn jímáme do válce nebo do válce pod vodou.

**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 10 minut. Pokus je vhodný pro žáky ZŠ i SŠ. Možno využít jako modelový pokus pro sestavení aparatury na vývoj plynu. Detailní popis laboratorního cvičení na téma příprava oxidu uhličitého naleznete v didaktické části (viz kapitola 3.3.3).

#### 4.1.7 Vlastnosti oxidu uhličitého<sup>47,49</sup>

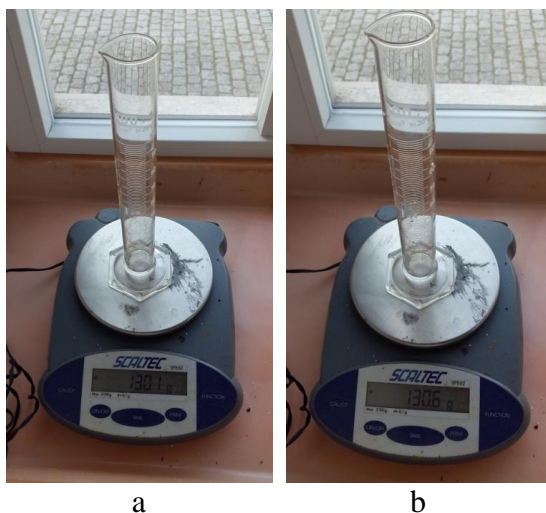
##### a) oxid uhličitý je těžší než vzduch

**Princip:** Oxid uhličitý je těžší než vzduch, lze jej přelévat z válce do válce jako kapalinu.

**Pomůcky:** laboratorní váhy, válec

**Chemikálie:** oxid uhličitý CO<sub>2</sub> příprava viz 4.1.6

**Postup:** Na laboratorních vahách zvážíme prázdný suchý válec (obr. 39, a) a nalijeme do něj obsah válce, do kterého jsme jímali oxid uhličitý. Sledujeme změnu hmotnosti válce (obr. 39, b).



Obr. 39 **Oxid uhličitý je těžší než vzduch,**  
a) prázdný válec b) válec naplněný CO<sub>2</sub>

##### b) oxid uhličitý nepodporuje hoření

**Princip:** Oxid uhličitý klesá ke dnu, čímž vytlačuje kyslík.

**Pomůcky:** kádinka, svíčky, zápalky, špejle

**Chemikálie:** oxid uhličitý CO<sub>2</sub> příprava viz 4.1.6

##### Varianta I

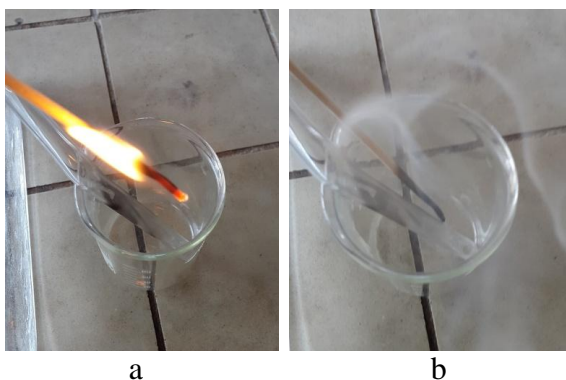
**Postup:** Připravíme si větší kádinku, do které umístíme několik svíček různé výšky. Svíčky zapálíme. Do kádinky zavádíme oxid uhličitý a sledujeme, jak svíčky postupně zhasínají.



Obr. 40 Svíčky umístěné do kádinky v různé výšce

### Varianta II

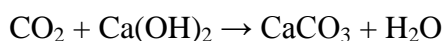
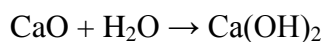
**Postup:** Zapálíme špejli a opatrně zasuneme do kádinky, která je naplněna oxidem uhličitým. Hořící špejle ihned zhasne.



Obr. 41 **Oxid uhličitý nepodporuje hoření,**  
a) hořící špejle b) zhasnutí špejle díky CO<sub>2</sub>

### c) reakce oxidu uhličitého s vápennou vodou

**Princip:** Zavedením oxidu uhličitého do vápenné vody (roztok hydroxidu vápenatého, který připravíme rozpuštěním oxidu vápenatého ve vodě) vzniká bílá sraženina uhličitanu vápenatého.



**Pomůcky:** kádinky, tyčinka, lžička, stojan, železný kruh, nálevka, filtrační papír

**Chemikálie:** oxid uhličitý CO<sub>2</sub> příprava viz 4.1.6, oxid vápenatý CaO, destilovaná voda

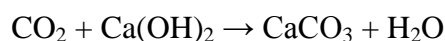


**Postup:** Nejprve připravíme vápennou vodu rozpuštěním oxidu vápenatého v destilované vodě. Směs zfiltrujeme. Oxid uhličitý, připravený pokusem 4.1.6, zavádíme do roztoku (bezbarvý filtrát) hydroxidu vápenatého za vzniku bílé sraženiny uhličitanu vápenatého.

**Poznámky:** Všechny výše zmíněné důkazy vlastností oxidu uhličitého jsou velice rychlé a jednoduché a mohou je provádět sami žáci na ZŠ i SŠ. Zvýšenou pozornost by měl učitel věnovat práci s vápennou vodou, jelikož se jedná o žíravinu.

#### 4.1.8 Důkaz oxidu uhličitého ve vydechaném vzduchu<sup>48</sup>

**Princip:** Foukáním oxidu uhličitého do vápenné vody vzniká bílá sraženina uhličitanu vápenatého.



**Pomůcky:** kádinka, skleněná trubička (brčko)

**Chemikálie:** vápenná voda

**Postup:** Do kádinky nebo do zkumavky nalijeme trochu vápenné vody (příprava viz pokus 4.1.7) a pomocí trubičky nebo brčka do ní foukáme vzduch. Jelikož je oxid uhličitý součástí vydechaného vzduchu, vzniká bílý zákal od vyloučeného uhličitanu vápenatého.

**Poznámky:** Doba trvání pokusu je přibližně 3 minuty a je proveditelný na ZŠ i SŠ.



Obr. 42 **Oxid uhličitý ve vydechaném vzduchu,**  
a) vápenná voda b) po reakci

#### 4.1.9 Hašení benzínu oxidem uhličitým<sup>50</sup>

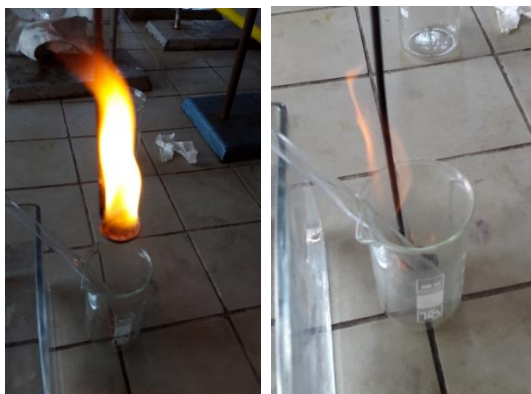
**Princip:** Oxid uhličitý nepodporuje hoření, jelikož vytlačuje kyslík. Používá se jako náplň do hasicích přístrojů.

**Pomůcky:** kádinka, spalovací lžička

**Chemikálie:** oxid uhličitý CO<sub>2</sub> (příprava viz 4.1.6), benzin

**Postup:** Na spalovací lžičku nalijeme trochu benzínu, zapálíme a lžičku s hořícím benzinem ponoříme do kádinky s oxidem uhličitým. Plamen ihned zhasne.

**Poznámky:** Pokud máme oxid uhličitý již připraven, je doba trvání pokusu asi 2 minuty. Zapalování benzínu by měl provést učitel. Pokus je vhodný na ZŠ i SŠ.



Obr. 43 Hašení benzínu oxidem uhličitým

#### 4.1.10 Důkaz rozpuštěného oxidu uhličitého v minerální vodě<sup>48</sup>

**Princip:** Minerální vody obsahují rozpuštěný oxid uhličitý. Přítomnost oxidu uhličitého lze dokázat neutralizační titrací roztokem hydroxidu, jako indikátor můžeme použít fenolftalein.

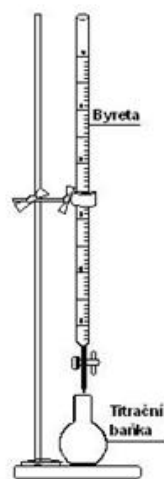
**Pomůcky:** čerstvá minerální voda s příchutí a bez příchutě, stojan, držák na byrety, byreta 25 cm<sup>3</sup>, nálevka, titrační baňka, kapátko, fenolftalein, kádinka, váhy, lžička, skleněná tyčinka

**Chemikálie:** hydroxid sodný NaOH (20% roztok), fenolftalein

**Postup:** Připravíme 20% roztok hydroxidu sodného a naplníme jím byretu. Do titrační baňky nalijeme 20 cm<sup>3</sup> čerstvé minerální vody bez příchuti, přidáme dvě kapky fenolftaleinu a promícháme. Provádíme titraci až do náznaku růžovofialového zbarvení. Titraci ukončíme a odečteme spotřebované množství hydroxidu. Stejný postup provedeme se slazenou minerálkou. Porovnáme spotřebovaná množství a vysvětlíme rozdíl.

**Poznámky:** Pokus není vhodný jako demonstrační, ale spíše jako jednoduché laboratorní cvičení na SŠ. Žáci si mohou vyzkoušet sestavení titrační aparatury a manipulaci s ní. Vyučující by měl žáky upozornit, že hledání bodu ekvivalence je velmi choulostivé - roztok hydroxidu sodného je přidáván po kapkách. Na konci hodiny se pokusí žáci

vymyslet, z jakého důvodu byla spotřeba hydroxidu u minerálky s příchutí vyšší. V tomto případě se nejedná o stanovení množství rozpuštěného oxidu uhličitého, ale jen o důkaz kyselého roztoku a porovnání minerálky neochucené a ochucené.



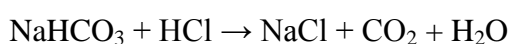
Obr. 44 **Titrační aparatura**<sup>51</sup>



Obr. 45 **Důkaz CO<sub>2</sub> v minerální vodě - nalezení bodu ekvivalence**

#### 4.1.11 Model pěnového hasicího přístroje<sup>48</sup>

**Princip:** Reakcí hydrogenuhličitanu sodného s kyselinou chlorovodíkovou vzniká oxid uhličitý, který díky své rozpínavosti vytlačuje kapalinu ven z baňky. Pěna se tvoří vlivem oxidu za přítomnosti saponátu. Oxid uhličitý se používá jako hnací plyn do hasicích přístrojů.

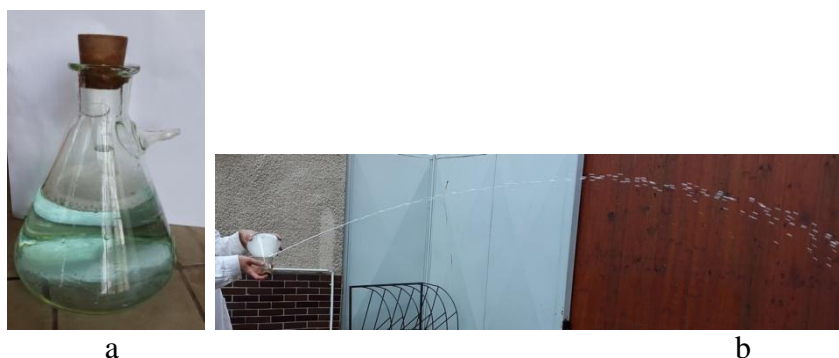


**Pomůcky:** odsávací baňka ( $V = 1 \text{ dm}^3$ ), zátka, lžice, saponát, zkumavka, kádinky, pinzeta

**Chemikálie:** hydrogenuhličitan sodný NaHCO<sub>3</sub>, kyselina chlorovodíková HCl (25%), voda

**Postup:** Velkou odsávací baňku naplníme do poloviny objemu vlažnou vodou, ke které přisypeme 2 polévkové lžíce NaHCO<sub>3</sub>. Jakmile se hydrogenuhličitan rozpustí, přidáme do baňky asi 10 - 15 cm<sup>3</sup> saponátu (Jar, Pur, ...). Do 3/4 objemu zkumavky nalijeme 25% HCl, zkumavku opatrně uchopíme (nejlépe do pinzety) a vložíme do baňky tak, aby se hrdlo zkumavky opřelo o stěnu baňky. V této fázi nesmí dojít ke smíchání roztoků! Poté odsávací baňku uzavřeme zátkou, prudce obrátíme dnem vzhůru a obsah protřepeme. Vznikající CO<sub>2</sub> prudce vytlačuje kapalinu ven z baňky a zároveň dochází k tvorbě pěny, která vystřikuje ven.

**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 5 minut. Doporučuji pokus provést mimo školní budovu (voda stříká daleko). Manipulovat s koncentrovanou kyselinou chlorovodíkovou by měl pouze učitel. Samotné provedení pokusu (stříkání vody) si mohou vyzkoušet sami žáci.



Obr. 46 **Model pěnového hasičiho přístroje,**  
a) odsávací baňka připravená k pokusu b) provedení pokusu

#### 4.1.12 Faraonův had<sup>52</sup>

**Princip:** Cukr (sacharosa) za tepla karamelizuje. Karamel na vzduchu ihned ztuhne a je vyplňován oxidem uhličitým, který vzniká tepelným rozkladem hydrogenuhličitanu sodného. Teplo potřebné pro reakci se uvolňuje hořením ethanolu.



**Pomůcky:** lžička, papír, miska s pískem, kádinka, zápalky, špejle

**Chemikálie:** hydrogenuhličitan sodný NaHCO<sub>3</sub>, cukr, ethanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH

**Postup:** Přesypáváním na papíru promícháme cukr moučku popř. cukr krupici rozetřenou najemno (sacharosa) s hydrogenuhličitanem sodným (jedlou sodou) v hmotnostním poměru 9 : 1. Směs nasypeme do důlku, který jsme udělali v misce s pískem. Písek okolo směsi důkladně ovlhčíme 15-20 cm<sup>3</sup> ethanolu a zapálíme špejlí. Po chvíli od zapálení pozorujeme vznik černého hada, který roste z důlku. Při vzniku hada můžeme také cítit karamelovou vůni.

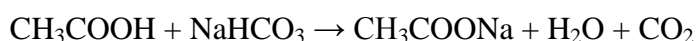
**Poznámky:** Doba trvání pokusu je asi 5 minut a je vhodný jako demonstrační na ZŠ i SŠ. Místo písku lze použít oxid chromitý Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> nebo jemný cigaretový popel.



Obr. 47 Faraonův had

#### 4.1.13 Pěnová sopka<sup>48</sup>

**Princip:** Reakcí kyseliny octové s hydrogenuhličitanem sodným vzniká octan sodný a uvolňuje se plynný oxid uhličitý. Unikající oxid uhličitý způsobuje efekt bouřící sopky.



**Pomůcky:** kuželová baňka, lžička, kádinky, saponát (Jar, Pur, ...), potravinářské barvivo

**Chemikálie:** hydrogenuhličitan sodný NaHCO<sub>3</sub>, ocet (8% roztok CH<sub>3</sub>COOH)

**Postup:** V kuželové baňce smícháme malou lžící saponátu (např. Jar) s několika kapkami barviva (dle požadované barvy - např. malinová červeně) a přidáme velkou lžící jedlé sody. K vytvořené směsi přilijeme několik mililitrů octa. Pozorujeme, jak pěnící saponát uniká ven z baňky.

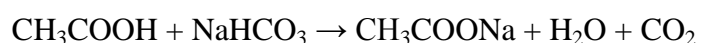
**Poznámky:** Efekt sopky můžeme zvýšit oplácáním baňky hnědou plastelínou. Doba trvání pokusu je asi 5 minut. Pokus můžeme využít jako demonstrační na ZŠ i SŠ či jako součást laboratorního cvičení týkajícího se jak anorganické, tak organické chemie.



Obr. 48 Pěnová sopka

#### 4.1.14 Tančící rozinky<sup>48</sup>

**Princip:** Reakcí kyseliny octové s hydrogenuhličitanem sodným vzniká octan sodný a uvolňuje se plynný oxid uhličitý, který způsobuje "tanec" rozinek.

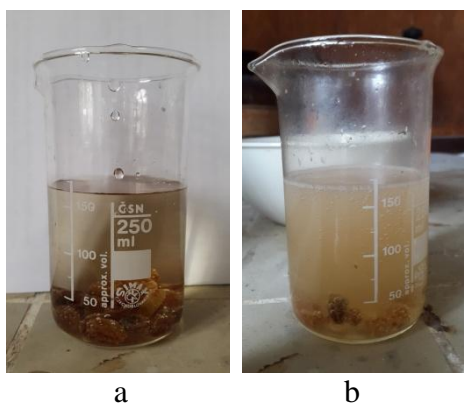


**Pomůcky:** kádinka, laboratorní lžička, rozinky

**Chemikálie:** hydrogenuhličitan sodný  $\text{NaHCO}_3$ , ocet (8% roztok  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

**Postup:** Do větší kádinky nalijeme vlažnou vodu, přidáme několik lžic octa. Do takto připraveného roztoku umístíme rozinky. Nakonec ke směsi přidáme velkou lžičku jedlé sody. S kádinkou nemanipulujeme. Pozorujeme "tančení" rozinek (rozinky jsou nadlehčovány vznikajícím  $\text{CO}_2$ ).

**Poznámky:** Pokus trvá asi 5 minut. Je jednoduchý, efektní, vhodný pro žáky ZŠ i SŠ, kteří si ho mohou sami připravit.



Obr. 49 Tanec rozinek,  
a) před přidáním sody b) po přidání sody

## 4.2 Křemík a jeho sloučeniny

### 4.2.1 Chemikova zahrádka<sup>53</sup>

**Princip:** Reakcí kationtů kovů s vodním sklem (křemičitan sodný) vznikají nerozpustné křemičitany příslušných kovů, které tvoří vlákna podobná rostlinám.

**Pomůcky:** kádinky, hodinové sklo

**Chemikálie:** vodní sklo, sírany či chloridy - měďnatý  $\text{Cu}^{2+}$ , železnatý  $\text{Fe}^{2+}$ , železitý  $\text{Fe}^{3+}$ , nikelnatý  $\text{Ni}^{2+}$ , manganatý  $\text{Mn}^{2+}$  nebo kobaltnatý  $\text{Co}^{2+}$

**Postup:** Roztok vodního skla zředíme v kádince dvojnásobným objemem vody. Na dno kádinky vložíme několik větších krystalků barevných rozpustných solí těžkých kovů - nejlépe síranů nebo chloridů (např. měďnatý, železnatý, železitý, nikelnatý, manganatý, kobaltnatý atd.). Kádinku překryjeme hodinovým sklem.

Po chvíli pozorujeme, jak z krystalů vyrůstají útvary podobné rostlinám. Pokud roztok vodního skla ještě převrstvíme vodou, můžeme pozorovat větvení rostoucích vláken v "květy".

**Poznámky:** Doba přípravy pokusu je asi 5 minut, poté necháme kádinku "stát". Doporučuji provést pokus v první části vyučovací hodiny, aby "rostliny" (křemičitany) měly dost času na svůj růst. Zahrádku můžeme nechat růst až do příští hodiny.

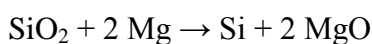
Pro fotodokumentaci do mé práce jsem využila krystaly těchto sloučenin:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ .



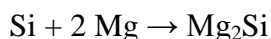
Obr. 50 Chemikova zahrádka

### 4.2.2 Příprava křemíku redukcí oxidu křemičitého hořčíkem<sup>47</sup>

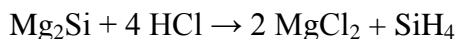
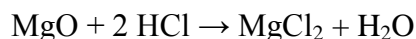
**Princip:** Oxid křemičitý reaguje s hořčíkem za vzniku křemíku a oxidu hořečnatého.



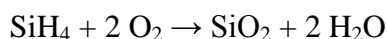
Hořčík může reagovat s křemíkem za vzniku silicidu hořečnatého.



Oxid a silicid hořečnatý reagují s kyselinou chlorovodíkovou.



Vzniklý silan na vzduchu shoří.



**Pomůcky:** lžička, váhy, žíhací kelímek, kahan, trojnožka, triangl, zápalky, kádinky, stojan, držáky, nálevka, filtrační papír, stříčka

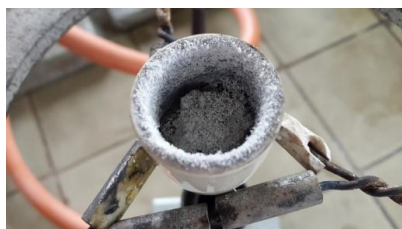
**Chemikálie:** oxid křemičitý  $\text{SiO}_2$ , práškový hořčík Mg

**Postup:** Navážené 2 g rozetřeného suchého oxidu křemičitého smícháme s 1 g práškového hořčíku, nasypeme do kelímku, dobře upěchujeme a zahříváme na trianglu. Pozorujeme průběh silně exotermické reakce.

Po vychladnutí vložíme kelímek do větší kádinky a přelijeme směs zředěnou kyselinou chlorovodíkovou (1 : 1), čímž odstraníme oxid hořečnatý, popř. silicid hořčíku. Vznikající silan je samozápalný a shoří za vzniku bílého dýmu oxidu křemičitého.

Vzniklý křemík ve formě hnědého prášku oddělíme filtrací a promýváme vodou na filtru.

**Poznámky:** Pokus lze využít jako demonstraci silně exotermické reakce. Příprava trvá asi 5 minut. Další postup vyžaduje delší časovou dotaci a je vhodný spíše jako součást laboratorního cvičení z anorganické chemie na specializované SŠ.



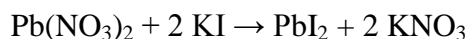
Obr. 51 Redukce oxidu křemičitého hořčíkem



## 4.3 Olovo a jeho sloučeniny

### 4.3.1 Zlatý déšť<sup>54</sup>

**Princip:** Dusičnan olovnatý reaguje s jodidem draselným za vzniku jodidu olovnatého a dusičnanu draselného. Rozpustnost vznikajícího jodidu olovnatého se s rostoucí teplotou zvyšuje. Při ochlazení se jodid olovnatý vylučuje z roztoku ve formě jemných krystalků.



**Pomůcky:** kádinky, odměrný válec, kahan, trojnožka, síťka, baňka, zátka

**Chemikálie:** dusičnan olovnatý  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , jodid draselný KI, destilovaná voda

**Postup:** V kádince rozpustíme 0,33 g dusičnanu olovnatého ve 100 cm<sup>3</sup> destilované vody. Ve druhé kádince rozpustíme 0,33 g jodidu draselného ve 100 cm<sup>3</sup> destilované vody. Oba roztoky zahřejeme k varu a slijeme do baňky. Baňku poté ochladíme pod proudem studené vody, čímž se začnou vylučovat zlatavé krystalky jodidu olovnatého.

**Poznámky:** Pokus trvá asi 10 - 15 minut (dle doby zahřívání roztoků) a je vhodný jako demonstrační nebo jako součást laboratorního cvičení pro žáky ZŠ. V případě, že baňku ponecháme chladnout volně, vyloučí se krystalky větší, ale za delší dobu.



Obr. 52 Zlatý déšť

## 5 Závěr

Cílem mé diplomové práce bylo objasnit postavení výuky chemie v RVP, charakterizovat prvky skupiny uhlíku a jejich významné sloučeniny a vytvořit soubor návodů na jednoduché experimenty s těmito prvky a jejich vybranými sloučeninami.

Mezi prvky skupiny uhlíku se řadí uhlík, křemík, germanium, cín a olovo. Práci jsem rozdělila na tři části - teoretickou, didaktickou a praktickou.

V teoretické části jsem se věnovala jednotlivým prvkům, jejich výskytu, fyzikálním a chemickým vlastnostem, výrobě, použití a významným sloučeninám.

Výskyt prvků skupiny uhlíku je rozmanitý, uhlík najdeme v přírodě v elementární formě, ostatní prvky výhradně ve sloučeninách. Každý z prvků má své specifické vlastnosti. Nekovový uhlík se výrazně odlišuje od ostatních prvků. Je schopen tvořit řetězce, kruhy, násobné vazby a aromatická jádra, což dalo základ obsáhlému oboru organické chemie. Křemík a germanium jako polokovy vykazují určitou vzájemnou podobnost. Křemík je jako polovodič součástí integrovaných obvodů, bez kterých by se dnešní elektronika neobešla. Cín a olovo mají také podobné vlastnosti, jsou ceněné hlavně pro tvorbu slitin.

Všechny prvky tvoří velké množství sloučenin - oxidy, hydridy, sulfidy, halogenidy, organokovové sloučeniny, uhlík a křemík kyseliny, cín a olovo soli oxokyselin.

V didaktické části jsem se zabývala strukturou kurikulárních dokumentů, postavením chemie v RVP, metodami výuky chemie na základních i středních školách a zařazením laboratorního cvičení do výuky. Jako příklad jsem uvedla laboratorní práci na téma oxid uhličitý včetně zpracování laboratorního protokolu.

V praktické části jsem shromáždila 17 pokusů na téma prvků skupiny uhlíku a jejich významných sloučenin. Nejvíce experimentů se týkalo samotného uhlíku, dva pokusy byly věnovány křemíku a jeden olovu. Germanium se pro laboratorní účely nepoužívá a většina experimentů týkající se cínu potřebuje větší časovou dotaci, proto jsem je do praktické části nezařadila.

## 6 Seznam obrázků

Obr. 1 Postavení skupiny uhlíku v PSP .....	- 2 -
Obr. 2 Zastoupení prvků v atmosféře .....	- 4 -
Obr. 3 Princip fotosyntézy .....	- 5 -
Obr. 4 Chloroplast - proč jsou rostliny zelené? .....	- 5 -
Obr. 5 Briliant.....	- 6 -
Obr. 6 Struktura diamantu .....	- 7 -
Obr. 7 Struktura grafitu .....	- 7 -
Obr. 8 Struktura fullerenu C <sub>60</sub> .....	- 7 -
Obr. 9 Aktivní uhlí využívané v lékařství .....	- 8 -
Obr. 10 Kostky suchého ledu .....	- 10 -
Obr. 11 Krápníková jeskyně.....	- 11 -
Obr. 12 Struktura molekuly močoviny .....	- 13 -
Obr. 13 Struktura křemíku.....	- 16 -
Obr. 14 Přeslička rolní.....	- 17 -
Obr. 15 Krystalové mřížky různých typů polovodičů .....	- 18 -
Obr. 16 Tranzistory různých typů.....	- 18 -
Obr. 17 Televizní karta s integrovanými obvody .....	- 19 -
Obr. 18 Struktura oxidu křemičitého .....	- 19 -
Obr. 19 Křišťál .....	- 20 -
Obr. 20 Šperk z ametystu .....	- 20 -
Obr. 21 Chalcedon.....	- 20 -
Obr. 22 Svícen z růženínu .....	- 20 -
Obr. 23 Kuličky silikagelu .....	- 21 -
Obr. 24 Základní strukturní jednotka křemičitanů .....	- 23 -
Obr. 25 Vzorce prvních čtyř členů silanové řady .....	- 24 -
Obr. 26 Struktura sulfidu křemičitého .....	- 24 -
Obr. 27 Struktura lineárního polysiloxanu .....	- 25 -
Obr. 28 Germanium.....	- 26 -
Obr. 29 Cínový vojáček.....	- 26 -
Obr. 30 Olovo .....	- 26 -
Obr. 31 Systém kurikulárních dokumentů.....	- 32 -
Obr. 32 Aparatura pro přípravu oxidu uhličitého .....	- 41 -
Obr. 33 Adsorpce bromu na aktivní uhlí .....	- 44 -
Obr. 34 Adsorpce lakmusu z roztoku .....	- 45 -
Obr. 35 Redukční vlastnosti uhlíku .....	- 46 -
Obr. 36 Spalování uhlíku v kyslíku .....	- 47 -
Obr. 37 Skákající uhlík.....	- 48 -
Obr. 38 Příprava oxidu uhelnatého.....	- 49 -
Obr. 39 Oxid uhličitý je těžší než vzduch .....	- 50 -
Obr. 40 Svíčky umístěné do kádinky v různé výšce.....	- 51 -
Obr. 41 Oxid uhličitý nepodporuje hoření.....	- 51 -

Obr. 42 Oxid uhličitý ve vydechovaném vzduchu .....	- 52 -
Obr. 43 Hašení benzínu oxidem uhličitým .....	- 53 -
Obr. 44 Titrační aparatura .....	- 54 -
Obr. 45 Důkaz CO <sub>2</sub> v minerální vodě.....	- 54 -
Obr. 46 Model pěnového hasicího přístroje .....	- 55 -
Obr. 47 Faraonův had .....	- 56 -
Obr. 48 Pěnová sopka.....	- 57 -
Obr. 49 Tanec rozinek .....	- 57 -
Obr. 50 Chemikova zahrádka .....	- 58 -
Obr. 51 Redukce oxidu křemičitého hořčíkem.....	- 59 -
Obr. 52 Zlatý déšť .....	- 60 -

## 7 Seznam tabulek

Tabulka 1 Základní charakteristiky germania, cínu a olova.....	- 26 -
Tabulka 2 Vzdělávací oblasti RVP ZV .....	- 33 -
Tabulka 3 Vzdělávací oblasti RVP G.....	- 33 -

## 8 Seznam použité literatury a internetové zdroje

- 1 <https://www.bankovníkod.cz/domains/bankovníkod.cz/wp-content/uploads/2017/01/Periodicka-soustava-prvku-tabulka.jpg> (cit. 10. 6. 2017)
- 2 <http://www.zschemie.euweb.cz/smesi/vzduch.gif> (cit. 15. 5. 2017)
- 3 <https://cs.wikipedia.org/wiki/Fotosynt%C3%A9za> (cit. 15. 5. 2017)
- 4 <https://publi.cz/books/90/video/Animace/16.1.jpg> (cit. 15. 5. 2017)
- 5 [https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/49/Plagiomnium\\_affine\\_laminzellen.jpeg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/4/49/Plagiomnium_affine_laminzellen.jpeg) (cit. 15. 5. 2017)
- 6 Greenwood N. N., Earnshaw A.: Chemie prvků I. Informatorium, Praha 1993.
- 7 <https://www.izlato24.cz/face/images/images/diamant.png> (cit. 20. 5. 2017)
- 8 [http://vega.fjfi.cvut.cz/docs/sfbe/rtg\\_difrakce/obr/zuza1.gif](http://vega.fjfi.cvut.cz/docs/sfbe/rtg_difrakce/obr/zuza1.gif) (cit. 20. 5. 2017)
- 9 [http://vega.fjfi.cvut.cz/docs/sfbe/rtg\\_difrakce/obr/zuza2.gif](http://vega.fjfi.cvut.cz/docs/sfbe/rtg_difrakce/obr/zuza2.gif) (cit. 20. 5. 2017)
- 10 <https://cs.wikipedia.org/wiki/Uhl%C3%ADk> (cit. 20. 5. 2017)
- 11 <http://www.jameshedberg.com/img/samples/c60-buckyball-atoms-red.jpg> (cit. 20. 5. 2017)
- 12 <http://www.lekarnickekapky.cz/files/leky/shutterstock-478958482.jpg> (cit. 21. 5. 2017)
- 13 Brown G.I.: Úvod do anorganické chemie. SNTL, Praha 1982.
- 14 Štrejchýřová Š.: Prvky skupiny uhlíku a jejich významné sloučeniny. Bakalářská práce, Plzeň 2014.
- 15 Flemr V., Dušek B.: Chemie /obecná a anorganická/ I pro gymnázia. SPN - pedagogické nakladatelství, akciová společnost, Praha 2001.
- 16 [https://www.proprofs.com/api/ckeditor\\_images/dry-ice-nuggets.jpg](https://www.proprofs.com/api/ckeditor_images/dry-ice-nuggets.jpg) (cit. 23. 5. 2017)
- 17 <https://www.prirodovedci.cz/storage/images/800x600/4270.jpg> (cit. 23. 5. 2017)
- 18 [https://cs.wikipedia.org/wiki/Solvay%C5%AFv\\_proces](https://cs.wikipedia.org/wiki/Solvay%C5%AFv_proces) (cit. 24. 5. 2017)
- 19 <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/c/c0/Urea.png/1200px-Urea.png> (cit. 24. 5. 2017)
- 20 [https://cs.wikipedia.org/wiki/Kyanid\\_draseln%C3%BD](https://cs.wikipedia.org/wiki/Kyanid_draseln%C3%BD) (cit. 24. 5. 2017)
- 21 Klikorka J., Hájek B., Votínský J.: Obecná a anorganická chemie. SNTL, Praha 1989.
- 22 <https://www.xray.cz/krytalografie/obr/obr7-8.gif> (cit. 27. 5. 2017)

- 23 <https://imageth.uloz.to/c/8/3/c83faca20ded109ea30c9d42776541e0.640x360.jpg>  
(cit. 27. 5. 2017)
- 24 <http://www.spssvsetin.cz/assets/05/el-10.htm> (cit. 28. 5. 2017)
- 25 <http://www.spssvsetin.cz/assets/05/obr/e-101.gif> (cit. 28. 5. 2017)
- 26 <http://www.spsemoh.cz/vyuka/zel/obrazky/tranzistory.png> (cit. 28. 5. 2017)
- 27 <http://i.iinfo.cz/images/159/interni-tv-karta-avertv-duo-hybrid-pci-e-ii-1.png> (cit. 28. 5. 2017)
- 28 <https://eluc.kr-olomoucky.cz/uploads/images/19805/WiiPAAAAAEI.png> (cit. 28. 5. 2017)
- 29 Vacík J. a kol.: Přehled středoškolské chemie. SPN - pedagogické nakladatelství, akciová společnost, Praha 1999.
- 30 [http://nd06.jxs.cz/861/554/331ed8a480\\_97915525\\_o2.jpg](http://nd06.jxs.cz/861/554/331ed8a480_97915525_o2.jpg) (cit. 30. 5. 2017)
- 31 <https://www.nefertitis.cz/cache/images/full/ametyst-kyvadlo-j-11.jpg> (cit. 30. 5. 2017)
- 32 [http://www.body-hair.cz/fotky1094/fotos/\\_vyrn\\_20322-rok-027.jpg](http://www.body-hair.cz/fotky1094/fotos/_vyrn_20322-rok-027.jpg) (cit. 30. 5. 2017)
- 33 [https://www.esoterik-shop.cz/fotky40005/fotos/\\_vyr\\_675ruzenin\\_nasvicku.jpg](https://www.esoterik-shop.cz/fotky40005/fotos/_vyr_675ruzenin_nasvicku.jpg)  
(cit. 30. 5. 2017)
- 34 <http://positivemed.com/wp-content/uploads/2015/02/silica-gel.jpg> (cit. 30. 5. 2017)
- 35 <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/08/Polycrystalline-germanium.jpg> (cit. 3. 6. 2017)
- 36 [https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/06/C%C3%ADnov%C3%BD\\_voj%C3%A1%C4%8Dek.jpg](https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/0/06/C%C3%ADnov%C3%BD_voj%C3%A1%C4%8Dek.jpg) (cit. 3. 6. 2017)
- 37 [http://www.formybrno.cz/user/shop/big/191\(1\).jpg](http://www.formybrno.cz/user/shop/big/191(1).jpg) (cit. 3. 6. 2017)
- 38 [https://cs.wikipedia.org/wiki/R%C3%A1mcov%C3%BD\\_vzd%C4%9B%C3%A1vac%C3%AD\\_program](https://cs.wikipedia.org/wiki/R%C3%A1mcov%C3%BD_vzd%C4%9B%C3%A1vac%C3%AD_program) (cit. 11. 5. 2017)
- 39 [http://wiki.knihovna.cz/images/f/f8/Sch%C3%A9ma\\_s\\_popiskem.jpg](http://wiki.knihovna.cz/images/f/f8/Sch%C3%A9ma_s_popiskem.jpg) (cit. 11. 5. 2017)
- 40 [http://www.nuv.cz/uploads/RVP\\_ZV\\_2016.pdf](http://www.nuv.cz/uploads/RVP_ZV_2016.pdf) (cit. 11. 5. 2017)
- 41 [www.msmt.cz/file/10427\\_1\\_1/](http://www.msmt.cz/file/10427_1_1/) (cit. 11. 5. 2017)
- 42 Maňák J., Švec V.: Výukové metody. Paido, Brno 2003.
- 43 Švarcová I.: Základy pedagogiky. Vydavatelství VŠCHT Praha, Praha 2005.

- 44 Podlahová J., Jenšovský L.: Cvičení z preparativní anorganické chemie. SPN, Praha 1982.
- 45 Eysseltovej J., Mička Z., Lukeš I.: Základy laboratorní techniky. Nakladatelství Karolinum, Praha 2004.
- 46 [http://www.zschemie.euweb.cz/uhlik/aparatura\\_co2.jpg](http://www.zschemie.euweb.cz/uhlik/aparatura_co2.jpg) (cit. 17. 5. 2017)
- 47 Klečková M., Šindelář Z.: Školní pokusy z anorganické a organické chemie. Olomouc 2007.
- 48 Štrofová J., Sirotek V., Zdráhalová M., Brichtová J., Sloup R.: Enviroexperiment-chemie. Plzeň, 2012
- 49 Čtrnáctová H., Halbych J., Hudeček J., Šimová J.: Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost. PROSPEKTRUM 2000.
- 50 Spurná M., Švehlík Z.: Praktické cvičení z didaktiky chemie. Olomouc 1976.
- 51 <http://moodle2.gymcheb.cz/mod/resource/view.php?id=83860> (cit. 18. 4. 2017)
- 52 <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=103> (cit. 18. 3. 2017)
- 53 <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=22> (cit. 18. 3. 2017)
- 54 <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=101> (cit. 18. 3. 2017)



## 9 Resumé

This diploma thesis focuses on carbon group elements, their important compounds and includes instructions for easy experiments concerning these elements.

This thesis is divided into three parts – theoretical, didactical and practical. The theoretical part deals with carbon group elements and their compounds in general – about their occurrence, physical and chemical characteristics, production, application and important oxygenous and oxygenousless compounds.

The didactical part focuses on the position of teaching chemistry in Framework education programme, methods of teaching and on the role of laboratory exercise in chemistry lessons at both elementary and high schools.

The practical part includes 17 instructions on easy laboratory experiments that are concerning on carbon group elements and their compounds. They are adjusted so that all pupils and teachers could follow them. Each experiment contains a remark in which the level of difficulty is stated, if suitable for elementary or high school students as well as approximate time duration.

## Příloha 1 Vzorový laboratorní protokol

**Laboratorní cvičení č. \_\_\_\_\_**

**Jméno:**

**Třída:**

**Datum:**

**Téma:** Oxid uhličitý

**Úkol:** Příprav a ověř některé vlastnosti oxidu uhličitého.

**Pomůcky:** stojan, držáky, svorky, dělicí nálevka, frakční baňka, hadička s trubičkou, zkumavky (Petriho misky), zátky na zkumavky, kádinky, čajové svíčky, váhy, zápalky, špejle

**Chemikálie:** HCl (10%), CaCO<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, lakmus

**Postup:**

- a) sestavíme aparaturu na vývoj plynu
- b) do frakční baňky vložíme větší kousek vápence
- c) do dělicí nálevky nalijeme asi 20 ml zředěné kyseliny chlorovodíkové
- d) otevřeme kohout, přidáme část kyseliny a kohout uzavřeme
- e) vznikající oxid uhličitý jímáme:
  - do zkumavky, kterou uzavřeme zátkou
  - do Petriho misky s roztokem lakmusu
  - do Petriho misky s roztokem Ca(OH)<sub>2</sub>
  - do kádinky s hořícími čajovými svíčkami
  - do kádinky
- f) najímaný oxid uhličitý v kádince "přelijeme" do prázdné kádinky na váze
- g) do zkumavky s najímaným oxidem uhličitým zasuneme hořící špejli

**Nákres a popis aparatury:**

**Pozorování:**

	<b>před reakcí</b>	<b>po reakci</b>
<i>roztok lakmusu</i>		
<i>roztok <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math></i>		
<i>kádinka se svíčkami</i>		
<i>hmotnost kádinky na váze</i>		
<i>zkumavka se špejlí</i>		

**Závěr:**