

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA APLIKOVANÝCH VĚD

KATEDRA MATEMATIKY

Plyny ve výuce chemie

DIPLOMOVÁ PRÁCE

Autor: Bc. Martin Řehák

Studijní obor: Učitelství matematiky pro střední školy

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová Ph. D.

Plzeň, 2016

Čestné prohlášení

Tímto předkládám k posouzení a obhajobě diplomovou práci zpracovanou na závěr studia na Fakultě aplikovaných věd Západočeské univerzity v Plzni.

Prohlašuji, že jsem tuto diplomovou práci vypracoval samostatně, s použitím odborné literatury a zdrojů uvedených v seznamu, který je součástí této diplomové práce.

V..... dne

.....

vlastnoruční podpis

Poděkování

Tímto bych chtěl poděkovat mé vedoucí diplomové práce Mgr. Jitce Štrofové, Ph.D za věnovaný čas, cenné rady, připomínky a neocenitelnou pomoc, metodické vedení práce a také trpělivost a ochotu. Také děkuji pedagogům Západočeské univerzity v Plzni, především Katedry chemie a Katedry matematiky, za získání odborných znalostí během mého studia. V neposlední řadě děkuji mé přítelkyni za velkou podporu.

Abstrakt

Hlavním cílem bylo přehledně a tematicky sestavit úlohy, které mohou být použity jako demonstrační nebo žákovský pokus. Tyto pokusy mohou být použity ve výuce chemie na základní škole, střední škole a případně při přípravě budoucích učitelů chemie. První část je teoretická, která obsahuje základní teoretické informace o obecných vlastnostech plynů a dále konkrétních prvků a sloučenin. Druhá část obsahuje soubor úloh s ověřenými návody ve školní laboratoři.

Klíčová slova

plyny, chemie, pokus, vodík, uhlík, dusík, kyslík, síra, chlor, oxid uhličitý, oxid dusnatý, oxid dusičitý, ozon, oxid siřičitý, oxid sírový, chlorová voda, bromová voda, vzduch, aparatura pro vývoj plynu, acidobazický indikátor

Abstract

The main objective was to clearly and thematically assemble tasks that can be used as demonstration or junior attempt. These assays can be used in teaching chemistry in elementary school, middle school and possibly in preparation of future teachers of chemistry. The first part is theoretical, which contains the basic information about the general properties of gases and specific elements and compounds. The second part contains a set of tasks with certified instruction in the school laboratory.

Keywords

gas, chemical experiment, hydrogen, carbon, nitrogen, oxygen, sulfur, chlorine, carbon dioxide, nitric oxide, nitrogen dioxide, ozone, sulfur dioxide, sulfur trioxide, chlorine water, bromine water, air, pH indicators

Úvod.....	5
1 Předmět chemie ve výchovně vzdělávacím procesu.....	6
1.1 Historický vývoj studia plynů.....	6
1.2 Vzdělávací oblast Chemie dle Rámcově vzdělávacího programu pro základní školy	6
1.3 Vzdělávací oblast Chemie dle Rámcově vzdělávacího programu pro gymnázia	7
1.4 Didaktika chemie a školního pokusu	8
1.4.1 Chemický pokus a jeho funkce ve výchovně vzdělávacím procesu	8
1.4.1.1 Typologie chemických pokusů	9
2 Plyny.....	11
2.1 Ideální plyn.....	11
2.1.1 Zákony ideálního plynu	11
2.1.2 Stavová rovnice ideálního plynu.....	12
2.2 Vlastnosti reálného plynu a srovnání s ideálním plynem	12
2.3 Příprava a použití plynů	13
2.3.1 Vytvoření plynu.....	13
2.3.2 Kippův přístroj	13
2.3.3 Použití průmyslově vyrobených plynů	14
3 Chemie vybraných prvků a sloučenin.....	16
3.1 Vodík a jeho sloučeniny	16
3.2 Uhlík a jeho sloučeniny	17
3.3 Dusík a jeho sloučeniny.....	18
3.4 Kyslík a jeho sloučeniny	19
3.5 Síra a její sloučeniny	21
3.6 Chlor a jeho sloučeniny.....	22
4 Pokusy vybraných prvků a sloučenin.....	23
4.1 Vodík.....	23
4.1.1 Příprava vodíku z kyseliny chlorovodíkové a zinku ^[11]	23
4.1.2 Plnění mýdlových bublin vodíkem ^[11]	24
4.1.3 Výbuch směsi vodíku se vzduchem ^[12]	25
4.1.4 Redukční účinky vodíku ^[11, 13]	26
4.2 Uhlík.....	28
4.2.1 Příprava oxidu uhličitého ^[9]	28
4.2.2 Důkaz oxidu uhličitého ve vydechovaném vzduchu ^[11]	29
4.2.3 Vlastnosti oxidu uhličitého ^[9]	30

4.2.4	Model kapalinového hasicího přístroje ^[11, 13]	30
4.3	Dusík	32
4.3.1	Příprava dusíku ze vzduchu ^[11]	32
4.3.2	Příprava dusíku ^[9]	33
4.3.3	Reakce dusíku s hořčíkem ^[14]	34
4.3.4	Příprava amoniaku ^[9, 11]	36
4.3.5	Amoniaková fontána ^[14]	37
4.3.6	Příprava oxidu dusnatého ^[11, 13]	39
4.3.7	Příprava oxidu dusičitého ^[9]	40
4.4	Kyslík	41
4.4.1	Příprava kyslíku z chlorečnanu draselného ^[11]	41
4.4.2	Příprava kyslíku z peroxidu vodíku s katalyzátorem MnO ₂ ^[11]	42
4.4.3	Příprava kyslíku z peroxidu vodíku a manganistanu draselného ^[11]	43
4.4.4	Spalování uhlíku v atmosféře kyslíku ^[11]	43
4.4.5	Spalování síry v atmosféře kyslíku ^[11]	45
4.4.6	Spalování sodíku v atmosféře kyslíku ^[11]	46
4.4.7	Příprava ozonu z kyslíku a jeho vlastnosti ^[15]	47
4.5	Síra	49
4.5.1	Syntéza sulfanu ^[11]	49
4.5.2	Příprava a vlastnosti sulfanu ^[13]	50
4.5.3	Příprava a vlastnosti oxidu siřičitého ^[13]	52
4.5.4	Kontaktní způsob oxidace oxidu siřičitého na oxid sírový ^[11, 15]	54
4.6	Chlor	56
4.6.1	Příprava chloru ^[11]	56
4.6.2	Příprava chloru a chlorové vody ^[13]	57
4.6.3	Spalování sodíku v chloru ^[11]	58
4.6.4	Dezinfekční účinky chlorové vody ^[13]	59
4.6.5	Reakce chloru s halogenidy ^[13]	60
4.6.6	Příprava chlorovodíku ^[11]	61
4.6.7	Chlorovodíková fontána ^[17]	61
4.7	Vybrané organické sloučeniny	63
4.7.1	Příprava methanu ^[18]	63
4.7.2	Ohnivá koule ^[20]	64
4.7.3	Příprava ethenu ^[19]	65

4.7.4	Příprava ethynu (acetylenu) ^[18]	66
4.7.5	Hořící bankovka ^[20]	67
5	Závěr.....	68
6	Seznam použité literatury a internetové zdroje	69

Úvod

Diplomová práce na téma Plyny ve výuce chemie tematicky navazuje na bakalářskou práci Popis stavového chování plynů obhájenou autorem v roce 2014. Práci lze pomyslně rozdělit na část teoretickou a praktickou. Teoretická část se zabývá chemií jako vzdělávací oblastí Rámcově vzdělávacího programu a její postavení ve výchovně vzdělávacím procesu a to ve vztahu k tématu diplomové práce. Jsou zde také uvedeny vybrané kapitoly obecné didaktiky chemie a didaktika školního pokusu. Dále je zde kapitola věnovaná teorii plynů, obecným vlastnostem a chováním a kapitola chemie vybraných prvků a sloučenin. Praktická část obsahuje úlohy vybraných prvků, anorganických a organických sloučenin rozdělených dle přehledných tematických celků.

Primárním cílem této práce bylo vytvořit soubor praktických úloh využitelných ve výuce chemie na základní škole, střední škole a případně při přípravě budoucích učitelů chemie. Za využití literatury vyhledat a utřídit návody na úlohy týkající se vybraných plynů. Tyto úlohy byly ověřeny v laboratorních podmínkách. Současně bylo nutné přihlídnout k cílům daných úloh. Ty byly vybírány dle vhodné využitelnosti ve výuce chemie. Jsou zde tedy úlohy, které jsou zaměřeny především na přípravu plynů, demonstraci jejich vlastností a jejich základních reakcí. Dále jsou také uvedené úlohy, pomocí kterých lze žákům a studentům přiblížit průmyslově důležité postupy zjednodušenou formou.

1 Předmět chemie ve výchovně vzdělávacím procesu

1.1 Historický vývoj studia plynů

Plyn, jakožto jeden ze stavů hmoty, byl nedílnou součástí vývoje vesmíru jako takového a zároveň i samotného života na Zemi. Ať už jde o formování kosmických těles, nebo vznik atmosféry, obsahující pro život nezbytný kyslík.

Mezi důležité historické milníky patří vynálezy, které umožnily konat pokusy s plyny. Mezi ně patří například vynález teploměru (Galilei 1592) a vývěvy (Drebbels 1604). Výrazným milníkem bylo studium závislosti tlaku a objemu plynu při konstantní teplotě. Touto závislostí se zabýval Boyle a následně Mariotte. Boyle vytvořil hypotézu, díky níž vysvětloval rozdílnost látek a jejich vlastnosti počtem, uspořádáním a pohybem nepatrných, navzájem stejných částic (molekul). Bernoulli, který se zabýval podobnou hypotézou, pak díky ní vysvětlil tlak plynu pomocí nárazů částic na stěnu nádoby.

Dlouhou dobu převládala představa o hmotě jako o tzv. kontinuu. Podle ní každá látka vyplňuje prostor spojitě bez mezer. Proti této představě a na základě atomistických představ o hmotě vytvořil Dalton vlastní novodobou hypotézu o atomové struktuře látek. Mimo jiné objevil zákon parciálních tlaků nebo např. zákon závislosti objemu na teplotě plynu při konstantním tlaku.

Řada prací a objevů ze 17. století se zabývaly zkoumáním stavového chování v případě ideálního plynu. Většina důležitějších prací a objevů se udála až v 19. století, během něhož bylo zkoumáno stavové chování plynů reálných.^[1]

1.2 Vzdělávací oblast Chemie dle Rámcově vzdělávacího programu pro základní školy

Předmět chemie, vyučovaný od 2. stupně základních škol, je zařazen podle Rámcově vzdělávacího programu pro základní vzdělání do vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Tato oblast zahrnuje okruh problémů spojených se zkoumáním přírody. Poskytuje žákům prostředky a metody pro hlubší porozumění přírodním faktům a zákonitostem. Dává jim potřebný základ pro lepší pochopení a využívání současných technologií a pomáhá jim lépe se orientovat v běžném životě.

Vzdělání v této vzdělávací oblasti vede k utváření a rozvoji klíčových kompetencí. Společně s ostatními vzdělávacími obory (Fyzika, Přírodopis a Zeměpis)

mimojiné vede obor Chemie žáka ke zkoumání přírodních faktů a souvislostí s využitím pozorování, měření, případně experimentu. Dále žáka vede ke kladení otázek o průběhu a příčinách přírodních procesů, ke způsobu myšlení, který podněcuje ověřování domněnek, k utváření dovedností vhodného chování při kontaktu s objekty a situacemi.

Vzdělávací obsah oboru Chemie na 2. stupni základního vzdělání mimojiné zahrnuje pozorování, pokus a bezpečnost práce. Očekávaným výstupem je, že žák určí společné a rozdílné vlastnosti látek, pracuje bezpečně s dostupnými a běžnými látkami a posoudí rizikovost a nebezpečnost látek, se kterými nesmí pracovat a objasní na modelovém příkladu nejefektivnější jednání při havárii s únikem nebezpečných látek. Tyto výstupy jsou zprostředkovány pomocí učiva obsahující základní vlastnosti látek, zásady bezpečné práce v laboratoři i běžném životě, nebezpečné látky a jejich označení a mimořádné události.^[2]

1.3 Vzdělávací oblast Chemie dle Rámcově vzdělávacího programu pro gymnázia

Pro kvalitu a praktickou využitelnost přírodovědného vzdělávání na gymnáziu je potřeba, aby se žáci orientovali především na hledání souvislostí mezi již poznanými aspekty přírodních objektů a procesů, a nejen na jejich pouhé zjištění, popis nebo kategorizaci. Hledání, poznávání a využívání přírodních zákonitostí se má projevovat ve větší míře, než je tomu ve stejnojmenné oblasti na základní škole.

Spolu s ostatními přírodovědnými disciplínami uplatňuje Chemie ve výzkumné činnosti souběžně empirické prostředky (pozorování, měření a experimenty) a prostředky teoretické (pojmy, hypotézy, modely a teorie).

Vzdělání v této vzdělávací oblasti stejně tak vede k utváření a rozvoji klíčových kompetencí.

Tato oblast žáka vede mimojiné k formulaci přírodovědného problému, hledání odpovědí, případně zpřesňování nebo opravě. Dále žáka vede k řešení tohoto problému, provádění pozorování, měření a experimentů (laboratorního charakteru), ke zpracování a interpretaci získaných dat, hledání souvislostí mezi nimi, tvorbě modelu přírodního objektu nebo procesu pomocí podstatných rysů či zákonitostí, používání přiměřených matematických a grafických prostředků k tvorbě a formulaci přírodovědných vztahů a zákonů.^[2]

1.4 Didaktika chemie a školního pokusu

Formou výuky chemie se rozumí určité uspořádání organizačních podmínek, za kterých vyučování a učení probíhá. Mezi nejběžnější formy povinné výuky k dosažení výchovně vzdělávacích cílů patří vyučovací hodina, laboratorní cvičení a chemická exkurze. Do nepovinné výuky zařazujeme například zájmový kroužek, chemickou olympiádu, případně kurzy nebo projekty zaměřené na konkrétní problematiku. Ve všech těchto formách se lze setkat s chemickým pokusem, jehož klasifikace je zmíněna v kapitole 1.4.1.1.

Od běžné vyučovací hodiny se laboratorní cvičení svou organizací liší především tím, že učitel obvykle pracuje s menším počtem žáků (nejčastěji polovinou třídy) a často má dvouhodinový charakter. Laboratorní cvičení se obvykle provádějí v odborné učebně, případně v laboratoři (podle povahy výuky a vybavenosti školy). Oproti ostatním vyučovacím hodinám se laboratorní cvičení liší obsahově, a to tím, že jsou zcela zaměřeny na experimentální práci žáků.^[3]

1.4.1 Chemický pokus a jeho funkce ve výchovně vzdělávacím procesu

Chemie, jako jedna z přírodovědných oblastí, má hned několik cílů a úkolů. Do popředí vystupují otázky ohledně volby učiva a volby vhodných vyučovacích metod. To úzce souvisí s problematikou experimentální činnosti žáků. Chemický pokus je velmi důležitým didaktickým prostředkem, který zprostředkovává poznávání přírodovědných zákonitostí. Je také didaktickým nástrojem, jehož pomocí se docílí empirického a následně teoretického poznání přírodních jevů.

Chemický pokus má ve výuce chemie nezastupitelné místo. Vždyť velké chemické objevy byly umožněny díky experimentů celé řady chemiků a vědců a na druhé straně některé myšlenky dlouho zůstávaly pouhými hypotézami, které se podařilo potvrdit až experimentálně. Experiment je tedy jeden ze základních metod zkoumání chemické vědy. Pro svou důležitost v chemii jako vědě je chemický pokus nedílnou součástí výuky na základní škole a všech typech středních škol, kde je předmět chemie vyučován.

Chemický pokus žákům bezprostředně přináší informace o průběhu chemického děje, který je základní oblastí zkoumání chemie a tedy i důležitou částí učiva předmětu chemie. Zároveň zprostředkovaně přináší informace o vlastnostech a stavbě reagujících látek. Dále se žáci seznámí s experimentální metodou, jakožto nejdůležitější metodou

pozorování v chemii. Poznávají různé laboratorní techniky, způsoby přípravy látek a jejich určení atd.

Zařazení chemického pokusu do výuky umožňuje formování a rozvoj různých stránek osobnosti žáka. Při přípravě, realizaci a hodnocení pokusu, se uplatňuje nejen intelektuální, sensorická (smyslová) ale také motorická činnost. V tomto smyslu je významný žákovský pokus, neboť oproti demonstračnímu pokusu se zde uplatňují všechny typy činností žáka (u demonstračního pokusu chybí motorická činnost). Zároveň je důležité si uvědomit, že vhodně zvolený a bezpečně provedený chemický pokus vede žáka k přesné, ekonomické a bezpečné práci, ke smyslu pro zodpovědnost a spolupráci, ale také jej motivuje pro výuku chemie a dalšího profesionálního uplatnění.

Každý školní chemický pokus má několik fází. Jsou jimi příprava chemického pokusu, samotné provedení pokusu a následné vyhodnocení pozorovaných jevů. Na funkci chemického pokusu lze pohlížet z několika hledisek. Vzhledem k výchovně vzdělávacím cílům výuky chemie rozlišujeme tyto základní funkce chemického experimentu - informativní, formativní a metodologickou. Informativní funkce zahrnuje soubor všech informací získaných během jednotlivých fází chemického pokusu. Formativní funkce se realizuje zprostředkovaně skrze funkci informativní. Oproti ní je však u formativní funkce dominantní dynamická, činnostní úroveň. Právě činnostmi se formuje osobnost žáka, a to na základě osvojených poznatků. Metodologickou funkcí je myšlena možnost zprostředkování cesty poznání pomocí chemického pokusu. Vzhledem k jednotlivým fázím výchovně vzdělávacího procesu lze mluvit o funkci motivační, funkci osvojování a upevňování učiva a opakovací funkce chemického pokusu.^[4]

1.4.1.1 Typologie chemických pokusů

Chemické pokusy lze třídit a pohlížet na ně hned z několika hledisek. Dle nároků na poznání (obecné, speciální, aplikované) a poznávání (dle techniky a postupu experimentální práce) oproti formám (dle závaznosti exp. práce, dle experimentujícího) a metodám výchovně vzdělávací práce (dle fází výuky). Klasifikace použita v praktické části této práce je uvažována dle experimentujícího. Podle tohoto hlediska je dělení následující:

- 1) demonstrační pokus
 - a) demonstrační pokus učitele
 - b) demonstrační pokus žáka

- 2) pokusy žáka (žákovský)
 - a) stejné
 - i) frontální pokusy
 - ii) simultánní pokusy
 - b) různé
 - i) pokusy na dílčích úkolech
 - ii) pokusy na různých úkolech

V běžné vyučovací hodině může být činnost žáků, případně součinnost s učitelem, organizována prakticky jakýmkoli výše zmíněným způsobem. Je zřejmé, že učitel chemie nebude při laboratorní práci tolik využívat demonstračních pokusů, naopak více prostoru dostane žák pro svou vlastní činnost.^[5]

2 Plyny

Plyny spolu s kapalinami a pevnými látkami patří mezi tři základní skupenské stavy. Základní vlastností je tekutost (velmi snadno mění svůj tvar). Tato vlastnost je společná i pro kapaliny. Proto jsou plyny a kapaliny někdy označovány jako tekutiny. Důvodem je snadná pohyblivost částic, které tekutiny tvoří. Další vlastnosti už jsou zcela specifické pro plyny. Na rozdíl od ostatních skupenských stavů jsou mezi molekulami plynů větší vzdálenosti. Tvar ani objem není stálý, ale je přizpůsoben okolním pevným tělesům (nádobám). Jsou velmi dobře stlačitelné, zpravidla nevedou elektrický proud a zvýšením teploty se rozpínají. Tlak plynu se projevuje působením na stěnu nádoby a na tělesa vznášející se v něm.^[6]

2.1 Ideální plyn

Pro studium vlastností plynů, ale především k výpočtům byl vytvořen zjednodušený model, tzv. **ideální plyn**. Tomuto fyzikálnímu modelu jsou postulovány tyto vlastnosti^[7]:

- Částice plynu mají hmotnost, ale jejich vlastní objem lze oproti celkovému objemu soustavy zanedbat.
- Pro velké vzdálenosti mezi částicemi zanedbáváme i přitažlivé a elektrostatické síly a molekuly ideálního plynu na sebe vzájemně nijak nepůsobí
- Díky dokonale hladkému povrchu je tření při srážkách nulové.
- Částice vykazují chaotický pohyb a rovnoměrně vyplňují prostor

2.1.1 Zákony ideálního plynu

První experimentální studii stavového chování plynů při izotermickém ději provedl v roce 1662 anglický fyzik a chemik Boyle. Ten na základě měření jednoduchého pokusu^[7] zformuloval následující vztah, z něhož vyplývá, že za konstantní teploty je objem V určitého množství plynu nepřímo úměrný jeho tlaku p . Nezávisle na něm dospěl ke stejnému výsledku v roce 1672 francouzský fyzik Mariotte a proto je tento vztah znám jako Boyleův-Mariotteův zákon.

Francouzský chemik a fyzik Gay-Lussac se zabýval izobarickým dějem. Dospěl k závěru, že objem známého množství plynu za konstantního tlaku roste lineárně s teplotou a hodnota tzv. izobarického koeficientu teplotní roztažnosti je pro všechny plyny stejná

Jacques Alexandre Charles prováděl pozorování stavového chování plynů při izochorickém ději. Došel závěru, že tlak známého množství plynu roste lineárně s teplotou a hodnota izochorického koeficientu teplotní rozpínivosti je pro všechny plyny stejná.^[7]

2.1.2 Stavová rovnice ideálního plynu

Využitím vztahů Boyle-Mariottova a Gay-Lussacova zákona lze odvodit vztah, známý jako stavová rovnice ideálního plynu. Spojením těchto dvou zákonů lze dospět ke vztahu

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0} = konst. \quad (2.1)$$

Závislost těchto tří termodynamických veličin je zároveň stavová rovnice ideálního plynu, více známa ve tvaru

$$pV = nRT, \quad (2.2)$$

kde n je látkové množství a R je univerzální plynová konstanta.^[7]

2.2 Vlastnosti reálného plynu a srovnání s ideálním plynem

Je zřejmé, že rovnice ideálního plynu je vztahem mezním a platí jen při nízkých tlacích a vyšších teplotách. U ideálního plynu byly brány v potaz určitá zjednodušení. Chování reálných plynů však při vyšších tlacích a nižších teplotách vykazuje značné odchylky. U reálného plynu nedochází k zanedbání vlastního objemu molekul a ani interakce mezi nimi. Důsledkem těchto interakcí je například to, že se reálný plyn dá zkapalnit a nelze dosáhnout nulového tlaku. Důsledkem mezimolekulových sil je, že při stlačení má plyn konečný (nenulový) objem. To, že k těmto interakcím v reálném plynu skutečně dochází, lze ukázat několika způsoby pomocí experimentálně měřených závislostí.^[8]

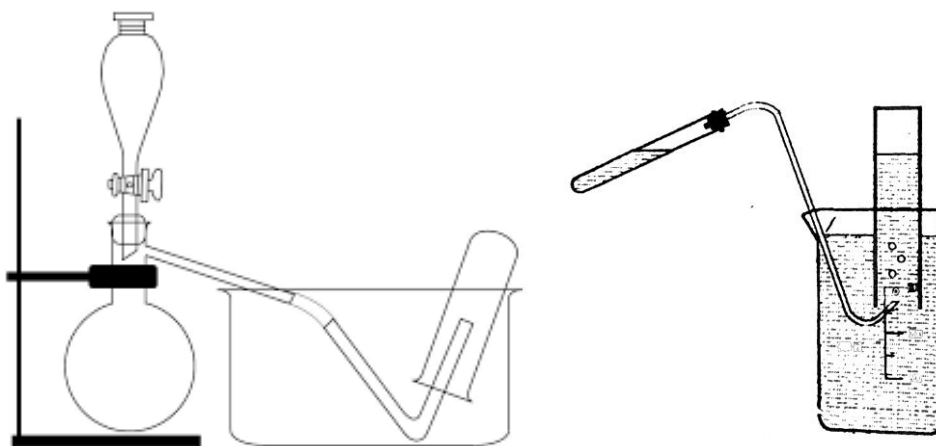
2.3 Příprava a použití plynů

V chemické laboratoři používáme plyny buď jako reaktant, anebo jako produkt (např. k vytvoření inertní atmosféry). Plyn pro laboratorní účely lze buďto připravit, nebo použít průmyslově vyrobený. Plyny lze připravit tepelným rozkladem pevných látek (např. dusičnan olovnatý, dusitan amonný), častěji reakcí pevné a kapalné látky (např. uhličitan vápenatý a kyselina chlorovodíková, zinek a kyselina chlorovodíková, sulfid železnatý a kyselina chlorovodíková). Aparaturu přípravy volíme podle potřebného množství plynu.^[9]

2.3.1 Vyvíječ plynu

Aparatura pro vývoj plynu se používá pro přípravu malého množství a krátkodobého použití plynu. Vyvíječe plynu je potřeba přezkoušet na těsnost spojení. Při sestavení aparatur pomocí zátek není vhodné pomoci korkové zátky.

K jímání a krátkodobému přechovávání plynů slouží tzv. pneumatická vana, ve které je plyn jímán nad kapalinu. V případě vody lze takto jímat pouze plyny, které s vodou nereagují a ani se v ní nerozpouštějí (kyslík, vodík, dusík, oxid dusnatý).^[9]



Obr. 1 Aparatury pro vývoj a jímání plynů^[9]

2.3.2 Kippův přístroj

Ten slouží pro přípravu většího množství plynu, které lze podle potřeby regulovat a přerušovat. Do střední části Kippova přístroje vneseme kousky pevného reaktantu, takové velikosti, aby pryžová přepážka zabránila propadnutí do spodní části.

Horní část přístroje pak přechází v trubici, která prochází pryžovou přepážkou a ústí do spodní části.

Při plnění přístroje kapalným reaktantem otevřeme výstupní kohout a do přístroje nalijeme kapalinu tak, až se naplní spodní část a kapalina vystoupá k pevnému reaktantu ve střední části. V tuto chvíli je reakce zahájena a začne vývoj plynu.

Uzavřeme-li kohout během vyvíjení, vznikající plyn nemůže z přístroje unikát, ve střední části se zvýší tlak, odkud je kapalina vytlačována do horní části přístroje a tím omezován až přerušen kontakt pevného a kapalného reaktantu. Vývoj plynu ustane.

Výška sloupce kapaliny v trubici přístroje udává tlak plynu ve střední části a odpor, který může v připojené aparatuře překonat. Je-li odpor větší, dojde k úniku plynu trubicí v horní části přístroje. Tu je možno uzavřít vodním uzávěrem, ve kterém se unikající plyn částečně absorbuje.^[9]



Obr. 2 Kippův přístroj

2.3.3 Použití průmyslově vyrobených plynů

Průmyslově vyrobené plyny jsou dodávány v ocelových tlakových lahvích. Tlaková lahev je v horní části opatřena ventilem. Plyn v lahvi může být stlačen až na 20 MPa. Některé plyny při tomto tlaku zůstávají v plynném stavu (H_2 , He, N_2 , O_2), některé jsou kapalné (Cl_2 , CO_2 , NH_3 , SO_2). Acetylen by se při tomto tlaku rozkládal, a je proto dodáván rozpuštěný v acetonu, kterým je napuštěna porézní hmota uvnitř

lahve. Tlakové lahve jsou označeny identifikačním pruhem a názvem plynu. Kyslíková lahev má navíc pravotočivý závit ventilu, kdež to lahve s hořlavými plyny mají levotočivý závit, aby omylem nemohlo dojít k nežádoucímu připojení do potrubí. Doplnující označení barevným pruhem pro některé vybrané plyny je uvedeno v tabulce 1. ^[9]

Tabulka 1: Barevné označení tlakových lahví s plyny^[9]

Plyn	Barevné označení
acetylen	bílý pruh
chlor	pruh žlutý chromová
dusík	pruh zeleň střední
kyslík	pruh modř návěstní
oxid uhličitý	černý pruh
stlačený vzduch	stříbrný pruh
vodík	pruh červeň rumělková světlá

3 Chemie vybraných prvků a sloučenin

V následující kapitole věnuji pozornost vybraným plynným prvkům a jejich sloučeninám, případně prvkům, z nichž vznikají plynné sloučeniny. Vzhledem k tématu mé diplomové práce vybral tyto prvky: vodík, uhlík, dusík, fosfor, kyslík, síra a chlor. U každého z nich uvádím jeho základní vlastnosti a obecné informace týkající se jejich výskytu v přírodě, laboratorní přípravě, průmyslových výroбах a vybraných sloučeninách.

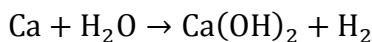
Vybranými prvky ve vztahu k této práci jsou vodík, uhlík, dusík, kyslík, síra, chlor a jejich vybrané plynné sloučeniny.

3.1 Vodík a jeho sloučeniny

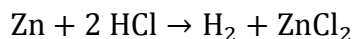
Vodík je bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu a je málo rozpustný v kapalinách. Obecně je málo reaktivní, ale za zvýšené teploty reaguje, až explozivně s mnoha kovy i nekovy za vzniku hydridů.

Atom vodíku v základním stavu má elektronovou konfiguraci $1s^1$. Svou schopností přijmout elektron a vytvořit tak hydridový anion H^- se stabilní elektronovou konfigurací helia $1s^2$ se podobá halogenům. Vodík je ale schopen odštěpit elektron a vytvořit tak proton H^+ , tím se naopak podobá alkalickým kovům.

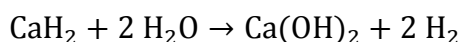
Vodík lze připravit reakcí vody nebo zředěných kyselin s elektropozitivními kovy (např. alkalické kovy, kovy alkalických zemin nebo kovy III. A a IV. A skupiny). K základním metodám laboratorní přípravy vodíku patří reakce vápníku s vodou:



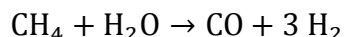
případně zinku s kyselinou chlorovodíkovou:



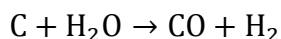
Pro přípravu malého množství vodíku je výhodná hydrolýza hydridů:



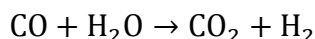
Mezi důležité průmyslové procesy patří reakce vodní páry s uhlovodíky



nebo koksem při teplotách 1 000 až 1 100 °C:



V obou případech lze vznikající oxid uhelnatý převést na oxid uhličitý za současného uvolnění dalšího vodíku, a to vedením plynů a páry při teplotě 400 °C přes katalyzátor (oxidy železa nebo kobaltu):



Největší množství vyrobeného vodíku slouží pro syntézu amoniaku, hydrogenaci nenasyčených (kapalných) rostlinných olejů na tuhé tuky (margaríny). Dále slouží k přímé reakci s chlorem, jakožto zdroj chlorovodíku. V menší míře slouží k řezání a sváření kyslíko-vodíkovými a vodíkovými hořáky. Plynný vodík je uvažován jako potencionální palivo pro spalovací motory.

Mezi nejvýznamnější sloučeniny vodíku a dalších prvků (hydridy) patří již dříve zmiňovaný amoniak NH_3 , chlorovodík HCl a dále sulfan H_2S , fosfan PH_3 a v neposlední řadě také organické sloučeniny, jejichž vlastnosti jsou popsány v odstavcích jednotlivých prvků.^[10]

3.2 Uhlík a jeho sloučeniny

Uhlík se v přírodě vyskytuje jako volný prvek v různých alotropických modifikacích (grafit, diamant), ale také vázaný ve sloučeninách. Vázaný je především v uhličitanech a hydrogenuhličitanech (především elektropozitivních prvků) a tvoří podstatnou část organických sloučenin. Dále je obsažen v atmosféře jako oxid uhličitý CO_2 . Rozsáhlé použití v průmyslu mají další tři formy uhlíku - koks, saze a aktivní uhlí. To je známo svým velkým specifickým povrchem, čehož se využívá při čištění chemikálií a plynů, včetně ovzduší a také při úpravě vody.

Za vyšších teplot reaguje uhlík s mnoha dalšími prvky včetně vodíku (za přítomnosti niklového katalyzátoru). Uhlík je redukční činidlo, které reaguje snadno s mnoha oxidy, z nichž vytěsňuje druhý prvek, případně tvoří karbidy

Uhlík tvoří dva stálé oxidy – uhelnatý CO a uhličitý CO₂. Oxid uhelnatý vzniká přímou oxidací uhlíku za nedostatku kyslíku nebo vzduchu. V laboratoři jej lze připravit dehydratací kyseliny mravenčí (HCOOH) konc. kyselinou sírovou. Oxid uhelnatý je bezbarvý hořlavý plyn, bez zápachu. Je velmi jedovatý, neboť se váže na hemoglobin 300krát silněji než komplex hemoglobinu s kyslíkem. Větší množství vede k bezvědomí nebo smrti. Z otravy se lze uzdravit celkem rychle na čerstvém vzduchu.

V přebytku kyslíku vzniká oxidací uhlíku CO₂. V malém množství se CO₂ získá působením kyselin na uhličitany. V průmyslovém měřítku se pak získává jako vedlejší produkt například při výrobě vodíku nebo páleného vápna. Oxid uhličitý se využívá například jako plyn pro inertní atmosféru, sycení nápojů. Oxid uhličitý lze zkapalnit mezi teplotami -56,6 °C (trojný bod) a 31 °C (kritický bod). Takto zkapalněný CO₂ lze expandovat za vzniku sněhu, který lze stlačit do bloků. Pevný CO₂ má využití jako chladicí médium při výrobě zmrzliny nebo k uchování zmražených potravin.

Jak již bylo uvedeno výše, je uhlík vázaný v organických sloučeninách. Jejich vysoký počet je dán schopností uhlíku řetězit se. Tato schopnost je nejlépe vidět ve sloučeninách s vodíkem. Tyto sloučeniny tvoří tzv. homologické řady. Mezi významné plynné uhlovodíky patří nižší alkany (methan, ethan), alkeny (ethylen) i alkyny (acetylen).^[10]

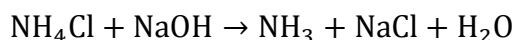
3.3 Dusík a jeho sloučeniny

Dusík patří mezi nejrozšířenější prvky vyskytující se v nesloučené formě. Tvoří 78,1 % objemu atmosféry, ze které se získává několik megatun ročně. Ve formě sloučenin je důležitý pro všechny formy života, jelikož tvoří kolem 15 hm. % bílkovin. Objev dusíku je připisován Danielu Rutherfordovi, přestože jej nezávisle izolovali také Carl Wilhelm Scheele a Henry Cavendish.

Molekulový dusík N₂ je bezbarvý, diamagnetický plyn bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch, s teplotou tání -210 °C a teplotou varu -195,8 °C. Za normálních teplot je dusík inertní a to díky vysoké pevnosti vazby N≡N. Za vyšších teplot (800-1 500 °C) se přímo slučuje s kovy alkalických zemin, B, Al, Si a Ge za vzniku nitridů, za zvláštních

reakčních podmínek (za teploty 450-550°C, tlaku 30 MPa a houbovitého železa jako katalyzátoru) s vodíkem vzniká amoniak.

Amoniak NH₃ je bezbarvý plyn s pronikavým zápachem, který je postřehnutelný již při velmi nízkých koncentracích. Při vyšších koncentracích je dráždí oči, vysoké koncentrace mohou být velmi nebezpečné. Plynný amoniak se dá laboratorně připravit například reakcí chloridu amonného s hydroxidem sodným.



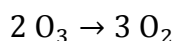
Dusík je v porovnání s ostatními prvky výjimečný tím, že tvoří sedm oxidů. Tři z nich (N₂O, NO, NO₂) jsou známy již přes 200 let a patří mezi první plynné sloučeniny, které byly izolovány a identifikovány. Fyziologické účinky oxidu dusného N₂O (tzv. rajský plyn), který se používal jako anestetikum, a leptavé, korozivní dýmy oxidu dusičitého NO₂ jsou známy dlouhou dobu. Problémy životního prostředí s NO_x z výfukových plynů automobilů řeší všechny průmyslové země. Oxidy dusnatý NO a dusičitý NO₂ jsou důležité při výrobě kyseliny dusičné a dusíkatých hnojiv.^[10]

3.4 Kyslík a jeho sloučeniny

Kyslík je nejrozšířenějším prvkem na Zemi. Vyskytuje se jednak jako volný prvek, tak i vázaný v četných sloučeninách. Za jeho objevitele jsou považováni Carl Wilhelm Scheele a Joseph Priestly. Scheele jej připravil zahříváním různých látek (KNO₃, Mg(NO₃)₂ nebo Ag₂CO₃).

Kyslík jako dvouatomová molekula je vysoce reaktivní plyn, bez barvy, zápachu a chuti, s teplotou tání -218,8 °C a teplotou varu -183,5 °C. Za normálních podmínek nebo při zvýšené teplotě přímo oxiduje mnoho prvků. Tyto reakce jsou často silně exotermické a po iniciaci (např. teplem, světlem, elektrickým výbojem nebo katalyzátory probíhají spontánně (hoření) nebo až explozivně.

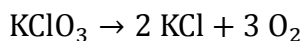
Tříatomový alotrop kyslíku O₃ se nazývá ozon. Je to nestálý modrý plyn s charakteristickým ostrým zápachem, s teplotou tání -192,5 °C a teplotou varu -111,9 °C. Plynný ozon je velice nestálý a rozkládá se. Zjednodušeně lze tento rozklad zapsat:



Ozon lze nejlépe připravit tak, že proud kyslíku O₂ necháme procházet při 0,1 MPa a 25 °C soustřednými pokovenými skleněnými trubicemi, na které je napojeno nízkofrekvenční napětí 50 až 500 Hz a 10 až 20 kV, aby byl udržován tichý elektrický výboj.

Kyslík je jako volný prvek O₂ (a O₃) přítomen v atmosféře. Dále je také rozpuštěn v oceánech a povrchových vodách. Všechn tento kyslík vznikl fotosyntézou v zelených rostlinách, tedy (velmi zjednodušeně řečeno) reakcí vody a oxidu uhličitého. Kyslík se v přírodě vyskytuje i ve sloučeninách, a to jako voda a jako složka většiny hornin a minerálů.

Pro laboratorní účely se kyslík používá stlačený v ocelových lahvích. Kyslík se v malém množství připravuje v laboratoři. Volba metody závisí na požadovaném množství a čistotě. Můžeme ho připravit například elektrolýzou odplyněných vodných roztoků elektrolytů, z 30% roztoku hydroxidu draselného (za použití niklových elektrod), katalytickým rozkladem 30% roztoku peroxidu vodíku (na poplatinované niklové fólii). Dále se mnoho oxokyselin při zahřívání rozkládá za vzniku kyslíku. Vhodný je například KClO₃ při zahřívání na 400 až 500 °C podle zjednodušené rovnice



Teplotu rozkladu lze snížit na 150 °C za přítomností MnO₂. Produkt je ale znečištěn ClO₂. Pro přípravu velmi čistého O₂ lze provést tepelný rozklad rekrystalizovaného, předsušeného a odplyněného KMnO₄ ve vakuu. Tato reakce probíhá při teplotách 215 až 235 °C podle rovnice



Plynný a kapalný kyslík se v průmyslovém měřítku vyrábí v ohromném množství frakční destilací kapalného vzduchu.

Mezi nejhojnější a nejprostudovanější sloučeniny kyslíku patří voda. Další významná sloučenina vodíku a kyslíku je peroxid vodíku. Dále samozřejmě binární sloučeniny označované jako oxidy. Jsou známy (až na výjimky některých vzácných plynů) oxidy všech prvků. Mezi nejdůležitější (ve vztahu k tématu této práce) patří oxidy uhlíku, síry a dusíku.^[10]

3.5 Síra a její sloučeniny

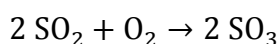
Elementární síra patří spolu s uhlíkem mezi nekovové prvky známé již ve starém Řecku a Římě. Oproti ostatním prvkům se síra vyskytuje ve velkém množství alotropických modifikací. Nejstabilnější je žlutá romboická forma S_8 , komerčně dostupná jako síra roubíková nebo sirný květ. Mezi nejpodstatnější sloučeniny síry, pro účely této práce, patří sulfany (hydridy síry) a oxidy, a to především SO_2 a SO_3 .

Jediným stálým hydridem síry je sulfan (*sirovodík*) H_2S . Ten se hojně vyskytuje v přírodě, kde vzniká sopečnou činností a je jedním z primárních zdrojů síry. Sulfan má typický nepříjemný zápach patrný již při malých koncentracích (0,02 ppm). Je to jedovatý plyn a jeho nebezpečnost spočívá ve znečítlivujících účincích na čichové orgány. V laboratoři se nejčastěji připravuje v Kippově přístroji a to reakcí zředěné kyseliny chlorovodíkové a sulfidu železnatého. Dále se dá připravit hydrolyzou sulfidů některých kovů (sulfid vápenatý CaS , barnatý BaS , hlinitý Al_2S_3) a velmi čistý přímou syntézou prvků při teplotě $600\text{ }^\circ\text{C}$. Na rozdíl od vody se v sulfanu neuplatňují vodíkové vazby. Sulfan je snadno rozpustný v kyselých i alkalických vodných roztocích. V těchto roztocích je slabou kyselinou a má mírné redukční účinky. Plynný sulfan hoří namodralým plamenem za vzniku vody a oxidu siřičitého (při nedostatku vzduchu vody a síry).

Mezi nejstálější sloučeniny síry s kyslíkem patří oxid siřičitý (SO_2) a sírový (SO_3). Oxid siřičitý je bezbarvý jedovatý plyn s dusivým zápachem, který nehoří a ani hoření nepodporuje. Oxid siřičitý se vyrábí ve velkém množství, a to spalováním síry nebo sulfanu, nebo pražením sulfidických rud na vzduchu (nejvíce pyrit FeS_2). Zároveň vzniká jako nežádoucí vedlejší produkt při spalování uhlí a topných olejů. To má za následek znečištění ovzduší. Průmyslově vyrobený oxid siřičitý slouží k výrobě kyseliny sírové. Déle se používá jako bělicí činidlo, v potravinářství jako konzervační činidlo, chladivo, k dezinfekci nebo spolu s chlorem k sulfochloračním reakcím pro přípravu různých derivátů uhlovodíků.

Plynný oxid siřičitý je dobře rozpustný ve vodě za vzniku *kyseliny siřičité* (správněji skupina hydrátů $SO_2 \cdot nH_2O$).

Nejdůležitější chemickou reakcí je oxidace na oxid sírový SO_3 :



Pro dosažení nejvyššího výtěžku je nutné pracovat při nižších teplotách a za použití kontaktních katalyzátorů.

Oxid sírový SO_3 se nejčastěji vyrábí oxidací oxidu siřičitého. Obvykle se samostatně neizoluje, ale dále zpracovává. Oxid sírový velmi ochotně reaguje s vodou za vzniku kyseliny sírové. Reakce je silně exotermická. Současně mohou vznikat i olea (případně směsi různých polysírových kyselin).

Reakcí s halogenovodíky vznikají halogenosírové kyseliny. Při reakci oxidu sírového s mnoha organickými látkami extrahuje vodu a dochází ke zuhelnatění organického materiálu.^[10]

3.6 Chlor a jeho sloučeniny

Chlor byl izolován jako první halogen v elementární formě. Sloučeniny chloru (např. chlorid sodný) jsou známy již od starověku. Používání směsi kyseliny chlorovodíkové a dusičné je doloženo již od 13. století.

V roce 1811 Humphry Davy navrhl název chloru, a to podle jeho charakteristické barvy (*chloros* řecky znamená nažloutlý nebo světlezelený). Pro lidský organismus je plynný chlor velmi toxický. Použití chloru jako bělicího činidla bylo v historii několikrát patentováno a i dnes je to jedna z jeho hlavních aplikací. Dále se pak používalo jako dezinfekční činidlo a chlorace vody je běžná ve všech vyspělých státech.

Chlor se obvykle připravuje pomocí aparatury pro vývoj plynu přikapáváním koncentrované kyseliny chlorovodíkové k oxidu manganičitému. Vývoj plynu lze regulovat zahřátím. Takto připravený chlor se čistí probubláváním vodou (kvůli odstranění strhnutého chlorovodíku molekulami plynu) a kyselinou sírovou (odstranění vody). Pro laboratorní účely se také využívá komerčně dostupný chlor z tlakových lahví.

Chlorovodík HCl a kyselina chlorovodíková (vodný roztok chlorovodíku) jsou průmyslově velmi důležité sloučeniny chloru a vodíku. Vyrábí se buďto spalováním vodíku v chloru, případně vytěsňováním chlorovodíku z chloridu sodného koncentrovanou kyselinou sírovou. V laboratoři se plynný chlorovodík připravuje vytěsňováním z vodného roztoku kyseliny chlorovodíkové kyselinou sírovou.^[10]

4 Pokusy vybraných prvků a sloučenin

Školní chemický pokus jako prostředek výuky je významnou součástí základních organizačních forem vyučování v chemii (v hodinách základního typu, laboratorního cvičení, kroužek aj.) Zařazení chemického pokusu do výuky přispívá k plnění řady výchovně vzdělávacích cílů.^[15]

Každý návod obsahuje název pokusu, cíl pokusu, seznam potřebných pomůcek a chemikálií, návod postupu a na závěr vysvětlení podstatných dějů a chemických reakcí a případná poznámka či upozornění.

Pokud je nutné použít koncentrovanější roztoky kyselin, je nutné, aby přidání daného množství zajistila kompetentní osoba (učitel, asistent).

Následující pokusy musí být prováděny v souladu se základními bezpečnostními opatřeními pro práci v laboratoři. V případě, kdy se jedná o práci s nebezpečným plynem, pracujte v digestoři a to i přesto, že je na konec aparatury zařazen roztok, který slouží k likvidaci přebytečného nebezpečného plynu. Stejně tak je nutné dbát na těsnost aparatur. Nejen z bezpečnostních důvodů, ale také kvůli správnému průběhu pokusu.

4.1 Vodík

Při provádění pokusů s vodíkem je třeba dbát zvýšené opatrnosti, a to zejména při jeho zapalování. Nikdy nezapalujeme unikající vodík z větších přístrojů. Vodík tvoří se vzduchem výbušnou směs. Pro žákovské pokusy lze použít namísto Kippova přístroje zkumavky nebo vyvíječe plynu.

Charakteristickou vlastností vodíku je jeho malá hustota a velká afinita ke kyslíku (volnému i vázanému). To, že je vodík lehčí, než vzduch, lze zjistit porovnáním relativních molekulových hmotností vodíku a vzduchu a potvrdit například následujícím pokusem.^[11]

4.1.1 Příprava vodíku z kyseliny chlorovodíkové a zinku^[11]

Cíl: Připravit vodík reakcí neušlechtilého kovu s kyselinou.

Pomůcky: stojan, zkumavky, zátka s hořákovou trubičkou, kahan, ochranný štít

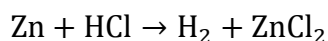
Chemikálie: granulovaný zinek, 24% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

Do zkumavky nasypete několik granulek zinku a přelijte do dvou třetin zředěnou 24% kyselinou chlorovodíkovou. Pozorujte průběh reakce ve zkumavce. Poté jímejte vznikající plyn do další zkumavky. Zkumavku s plynem přiblížte k plameni kahanu (stále dnem vzhůru).

Vysvětlení:

Ve zkumavce se po přilítí kyseliny ke granulám zinku začnou vyvíjet bublinky plynu. Zinek je neušlechtilý kov, který z kyseliny chlorovodíkové vytěsňuje vodík za vzniku chloridu zinečnatého, který lze po reakci dokázat odpařením na hodinovém sklíčku (bílý ZnCl₂).



Přiblížením zkumavky s vodíkem k plameni kahanu dojde k zapálení vodíku doprovázeným malým výbuchem (tzv. štěknutí), protože vodík ve zkumavce byl smíšen se vzduchem. Intenzita *štěknutí* je závislá na koncentraci a poměru mezi vodíkem a vzduchem ve zkumavce.

Poznámka:

Čistý vodík po zapálení hoří namodralým plamenem. To lze demonstrovat po uzavření zkumavky s reakční směsí zátkou s hořákovou trubičkou. Doporučuji vymezit co nejmenší prostor pro plyn ve zkumavce. Tím se zajistí, že ve zkumavce bude čistý vodík bez zbytku vzduchu (mohlo by dojít k výbuchu celé aparatury). Stačí zkumavku naplnit kyselinou chlorovodíkovou přibližně 2 cm od hrdla zkumavky.

4.1.2 Plnění mýdlových bublin vodíkem^[11]

Cíl: Prokázat, že je vodík lehčí než vzduch

Pomůcky: odsávací zkumavka, zátky, zkumavka, polyethylenová hadička

Chemikálie: granulovaný zinek, 24% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

Do zazátkované odsávací zkumavky nasypete několik granulek zinku a přelijte do dvou třetin zředěnou 24% kyselinou chlorovodíkovou. Na zkumavku připojte hadičku zakončenou skleněnou trubičkou. Do roztoku saponátu (např. Jaru) v odpařovací misce vložte hadičku s přiváděným vodíkem. Vznikající bubliny (pěna) buď sami stoupají vzhůru, případně je odeberte z misky rukou. Pro zvýšení efektu pokusu lze stoupající bubliny zapálit hořící špejlí.

Vysvětlení:

Vodík je lehčí než vzduch. Proto bubliny stoupají vzhůru a po zapálení hořící špejlí bubliny shoří.

4.1.3 Výbuch směsi vodíku se vzduchem^[12]

Cíl: Upozornit nebezpečí při zapalování směsi vodíku se vzduchem (případně s kyslíkem).

Pomůcky: baňka (100 cm³), plechovka, špejle

Chemikálie: granulovaný zinek, 24% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

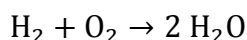
Před vlastním pokusem si připravte otevřenou plechovku od nápoje. Do boční strany plechovky kousek ode dna udělejte otvor o průměru 2-3 mm. Dále připravte prostor, kde v okruhu alespoň jednoho metru nejsou žádné předměty (ani následující aparatura pro vývoj vodíku), které by se mohli rozbít nebo převrhnout. Do tohoto prostoru připravte jednu špejli.

Do baňky dejte jednu lžici granulovaného zinku a přelijte asi 20 cm³ 24% kyseliny chlorovodíkové. Vyříznutý otvor v plechovce zacpěte prstem a plechovku dnem vzhůru podržte nad hrdlem baňky po dobu jedné minuty. Poté postavte plechovku dnem vzhůru na předem připravenou špejli.

Uvolněte otvor dosud ucpaný prstem a dlouhou hořící špejlí zapalte u otvoru unikající vodík.

Vysvětlení:

Pokus ukazuje rozdíl mezi klasickým hořením a explozí. Vodík unikající z plechovky se vznítí a zpočátku hoří klidným plamenem, který se zmenšuje. Díky postavení plechovky na špejli se vzniklým prostorem na místo unikajícího vodíku nasál vzduch a vznikla tak směs s postupně rostoucím obsahem kyslíku. Po dosažení hranice výbušnosti proskočil plamen otvorem dovnitř plechovky a směs vybuchla.



Výbuch je doprovázen vzlétnutím plechovky několik decimetrů (až metr) vzhůru. Je vhodné na tento výbuch předem upozornit všechny přihlížející.

4.1.4 Redukční účinky vodíku^[11, 13]

Cíl: Demonstrovat redukční vlastnosti vodíku.

Pomůcky: zkumavka s bočním vývodem, zkumavka, kahan, skleněná trubička, gumová hadička, stojan, držák na zkumavky, ochranný štít

Chemikálie: granulovaný zinek, 20% kyselina chlorovodíková HCl, práškový oxid měďnatý CuO

Pracovní postup:

Do zkumavky s bočním vývodem dejte několik granulek zinku a přelijte 20% kyselinou chlorovodíkovou. Do druhé zkumavky dejte jednu malou lžičku práškového oxidu měďnatého, na kterou nasadíte na skleněnou trubičku s přiváděným vodíkem a ústí zkumavky uzavřete vatou (Obr. 3obr. 3).

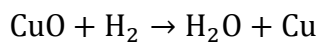


Obr. 3 Aparatura pro redukcí oxidu měďnatého na měď

Prostor s oxidem měďnatým zahřívajte asi jednu minutu. Po ukončení zahřívání nechte zkumavku zchladnout a poté produkt vyklepněte a porovnejte barvu s oxidem měďnatým.

Vysvětlení:

Černý prášek CuO se mění na červený a ústí zkumavky se orosí. Působením proudu vodíku se černý oxid měďnatý redukuje na červený oxid měďný případně až na červenou měď, která je viditelná na stěnách zkumavky ve formě měďného zrcátka.



Vodík se oxidoval na vodní páru, která kondenzovala na chladnější části u ústí zkumavky.



Obr. 4 Srovnání oxidu měďnatého a měďného zrcátka

4.2 Uhlík

4.2.1 Příprava oxidu uhličitého^[9]

Cíl: Připravit oxid uhličitý reakcí uhličitanu s kyselinou a demonstrovat některé jeho vlastnosti (je těžší než vzduch a nepodporuje hoření).

Pomůcky: aparatura pro vývoj plynu, špejle, kahan

Chemikálie: uhličitan vápenatý (mramor) CaCO_3 , kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

Sestavte aparaturu pro vývoj plynu. Do frakční baňky dejte asi 10 g uhličitanu vápenatého a z dělicí nálevky přikapávejte 15% kyselinu chlorovodíkovou. Vznikající plyn zavádějte na dno kádinky se stojanem a zapálenými svíčkami.



Obr. 5 Stojan se svíčkami v kádince před a po zavedení oxidu uhličitého

Vysvětlení:

Reakcí kyseliny chlorovodíkové a uhličitanu vzniká oxid uhličitý a chlorid:



Oxid uhličitý je bezbarvý plyn, těžší než vzduch a vytěsňuje ho tedy z kádinky. Také nepodporuje hoření. Svíčky umístěné v různých výškách postupně odspodu zhasínají, tak jak se kádinka zaplňuje oxidem uhličitým.

4.2.2 Důkaz oxidu uhličitého ve vydechovaném vzduchu^[11]

Cíl: Dokázat oxid uhličitý ve vydechovaném vzduchu.

Pomůcky: zkumavky, filtrační aparatura, skleněná trubička, ochranné brýle

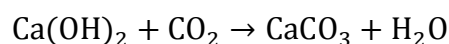
Chemikálie: hydroxid vápenatý $\text{Ca}(\text{OH})_2$, destilovaná voda

Pracovní postup:

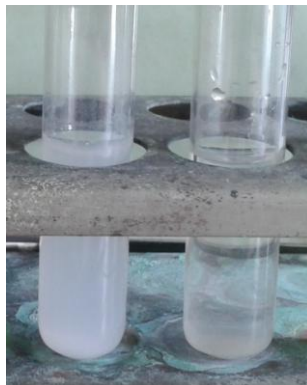
Připravte suspenzi hydroxidu vápenatého, tu přefiltrujte. Asi 10 cm^3 filtrátu přelijte do zkumavky. Poté ohnutou skleněnou trubičkou vdechujte několik vteřin vzduch do roztoku. Sledujte barevnou změnu ve zkumavce. Pokračujte ve vdechování asi 1 minutu. Porovnejte zbarvení obou roztoků.

Vysvětlení:

Vdechováním oxidu uhličitého do čerstvé vápenné vody vznikla sraženina uhličitanu vápenatého:



Při dalším vdechování oxidu uhličitého se tvořil hydrogenuhličitan, který je ve vodě více rozpustný. V jednotlivých zkumavkách je zřetelný rozdíl v zákalu:



Obr. 6 Zkumavky s roztokem vápenné vody po krátkodobém a dlouhodobém vdechování

4.2.3 Vlastnosti oxidu uhličitého^[9]

Cíl: Demonstrovat acidobazické vlastnosti oxidu uhličitého.

Pomůcky: odsávací zkumavka, zkumavka, zátka, kahan

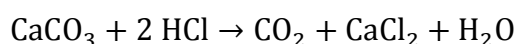
Chemikálie: uhličitan vápenatý (mramor) CaCO₃, 15% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

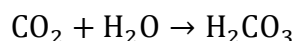
Do odsávací zkumavky dejte asi 2 g uhličitanu vápenatého a přelijte asi 10 cm³ 15% kyseliny chlorovodíkové. Zkumavku utěsněte zátkou a vznikající plyn zavádějte do kádinky s asi 20 cm³ vody s několika kapkami lakmusu. Pozorujte barevné změny v kádince. Poté roztok v kádince povařte a opět sledujte barevné změny roztoku.

Vysvětlení:

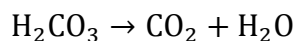
Reakcí kyseliny chlorovodíkové a uhličitanu vzniká oxid uhličitý a chlorid:



Oxid uhličitý reagoval s vodou a vznikla slabá a nestálá kyselina uhličitá:



Kyselina uhličitá tedy lakmus zbarvila červeně. Po vyvaření je roztok opět modrý, neboť byl oxid uhličitý varem z roztoku vypuzen:



4.2.4 Model kapalinového hasícího přístroje^[11, 13]

Cíl: Sestavit jednoduchý model kapalinového hasícího přístroje a demonstrovat hasící účinky oxidu uhličitého.

Pomůcky: odsávací baňka, zkumavka, provázek, ochranný štít

Chemikálie: hydrogenuhličitan sodný NaHCO₃, 24% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

Odsávací baňku naplňte zhruba z 1/3 nasyceným roztokem hydrogenuhličitanu sodného. Opatrně pomocí provázku spusťte zkumavku s 24% kyseliny chlorovodíkové do odsávací baňky tak, aby nedošlo ke kontaktu s hydrogenuhličitanem. Poměr množství kyseliny volte asi 1:30 k množství roztoku hydrogenuhličitanu.

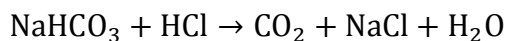


Obr. 7 Model kapalinového hasicího přístroje

Nasad'te si ochranný štít. Utěsněte baňku zátkou, baňku uchopte jednou rukou za dno a druhou rukou za hrdlo baňky se zátkou (přetlak v baňce by mohl vyrazit zátka z baňky). Poté rychle baňku převraťte a vývod nasměrujte do výlevky s kouskem hořícího papíru.

Vysvětlení:

Reakcí hydrogenuhličitanu s kyselinou chlorovodíkovou vznikl oxid uhličitý:



Reakce je okamžitá a bouřlivá. Vznikající plynný oxid uhličitý vytvořil v baňce tlak, který vytlačil roztok z baňky ven. Na podobném principu byl založen vodní hasicí přístroj, kde hasicí účinek měla voda, ale také oxid uhličitý.

4.3 Dusík

4.3.1 Příprava dusíku ze vzduchu^[11]

Cíl: Připravit dusík a určit jeho obsah ve vzduchu.

Pomůcky: skleněná vana, skleněný zvon s tubusem, miska od čajové svíčky, železný drát

Chemikálie: bílý fosfor, voda

Pracovní postup:

Před samotným pokusem proved'te kalibraci skleněného zvonu. Do zvonu přilévejte pět stejných dílů vody a na stěně zvonu označte (např. fixem) hladinu vody.

Do skleněné vany položte na vodní hladinu misku od čajové svíčky s kouskem bílého fosforu (asi velikosti hrachu), který překlopte skleněným zvonem s otevřeným tubusem. Do vaničky doplňte vodu tak, aby vodní hladina sahala ke spodní rysce zvonu.

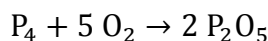
Poté fosfor zapalte rozžhaveným drátem a tubus uzavřete zátkou. Sledujte průběh reakce uvnitř zvonu. Hladina vody ve zvonu postupně stoupá, až se ustálí (asi do 5 minut). Dolijte vodu tak, aby se hladiny srovnaly a vložte hořící špejli. Ze znalosti složení vzduchu určete, o který plyn se jedná.



Obr. 8 Hladina vody před a po zahájení pokusu

Vysvětlení:

Vzduch je složený přibližně ze 78 % dusíku, 21 % kyslíku a 1 % dalších plynů. Fosfor pod zvonem shořel s kyslíkem za vzniku bílého dýmu oxidu fosforečného.



Zbylý plyn byl dusík (s příměsí vzácných plynů a oxidu uhličitého), který již nepodporoval hoření.

Poznámka:

Hořením fosforu se spotřebovává kyslík, což má za následek (za předpokladu dobrého utěsnění zvonu) nasátí vody a vzestup hladiny uvnitř zvonu. Zpočátku se může stát, že je nasátí vody tak rychlé, že zvon nadskakuje a při nedostatečně vysoké hladině vody ve vaničce může dojít k převržení zvonu.

4.3.2 Příprava dusíku^[9]

Cíl: Připravit dusík tepelným rozkladem soli.

Pomůcky: odsávací zkumavka, válec, zátka s trubičkou, stojan, kahan

Chemikálie: chlorid amonný NH_4Cl , dusitan sodný NaNO_2 , destilovaná voda

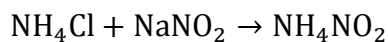
Pracovní postup:

Do zkumavky dejte směs 1 g chloridu amonného a 1 g dusitanu sodného a přidejte asi 5 cm³ destilované vody, uzavřete zátkou s trubičkou, upevněte do stojanu a zvolna zahřívejte. Vznikající plyn nejprve nechte chvíli unikat a poté jej jímejte pneumaticky do válce naplněné vodou (bez vzduchových bublin). O přítomnosti dusíku se přesvědčte opět hořící špejlí.

Vysvětlení:

Reakcí roztoků dusitanu sodného a chloridu amonného vznikl dusitan amonný NH_4NO . Je to nestálá sloučenina a okamžitě se rozkládá, je proto nutné ji nejprve připravit. Obecně lze použít různé kombinace rozpustných látek obsahující dusitanový

aniont a amonný kationt (např. $\text{KNO}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$). Roztoky těchto směsí reagovaly za vzniku dusitanu amonného:



který se následně teplem rozložil na elementární dusík a vodu:



Dusík nepodporuje hoření, a proto zapálená špejle po vsunutí do zkumavky zhasne.

4.3.3 Reakce dusíku s hořčíkem^[14]

Cíl: Připravit nitrid hořečnatý.

Pomůcky: kádinka (500 cm³), kahan, digestoř, kapátko

Chemikálie: hořčíková páska, hořčíkové hobliny, destilovaná voda

Pracovní postup:

Na nehořlavý povrch umístěte asi 2 g hořčíkových hoblin, které přibližně pět minut zahřívejte. Poté je zapalte hořčíkovou páskou a ihned překryjte kádinkou s rovným okrajem.

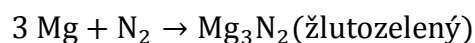
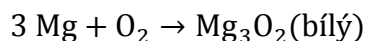


Obr. 9 Hoření hořčíku

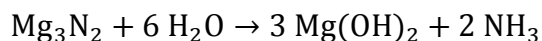
Vzniklý produkt převedte do kádinky a přidejte asi 10 cm³ destilované vody. Směs zfiltrujte a filtrát rozdělte do dvou zkumavek. Do první přikápněte kapku do druhé extraktu z červeného zelí (nebo jiný acidobazický indikátor např. fenolftalein). Ke druhé zkumavce přidejte kapátkem několik kapek Nesslerova činidla.

Vysvětlení:

Dusík je velmi málo reaktivní, čehož se využívá k vytvoření inertní atmosféry. Hořčík je naproti tomu velmi reaktivní. Po zapálení shořel hořčík za vzniku oxidu hořečnatého (v kádince se tvoří bílý dým). Po spotřebování kyslíku reagoval oxid hořečnatý s dusíkem za vzniku nitridu hořečnatého:



Ten dále reagoval s vodou za vzniku hydroxidu hořečnatého a amoniaku (zelný extrakt v přítomnosti hydroxidových aniontů zezelenal):



V přítomnosti amonných kationtů se přikapáváním Nesslerova činidla objevil zřetelný oranžový zákal amido-jodortuťnatého komplexu [Hg(NH₂)I].



Obr. 10 Prokázání přítomnosti zásaditého prostředí a amoniaku

4.3.4 Příprava amoniaku^[9,11]

Cíl: Připravit amoniak ze soli.

Pomůcky: odsávací zkumavka, zkumavka, skleněná trubička

Chemikálie: chlorid amonný NH_4Cl , hydroxid sodný NaOH , destilovaná voda, indikátor zásaditého prostředí (extrakt z červeného zelí, fenolftalein), Nesslerovo činidlo

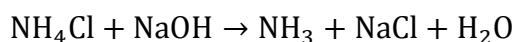
Pracovní postup:

Do odsávací zkumavky připravte 10% roztok chloridu amonného a 10% roztok hydroxidu sodného. Zaveďte skleněnou trubičku do zkumavky naplněné zhruba do poloviny destilovanou vodou. Odsávací zkumavku utěsněte zátkou a pozvolna zahřívejte a nechte plyn probublávat vodou asi 2 minuty (po ukončení zahřívání je nutné ihned vyjmout trubičku ze zkumavky, aby nedošlo ke zpětnému nasátí do aparatury).

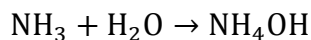
Výsledný roztok rozdělte do dvou zkumavek. Do první přidejte asi 2 cm³ extraktu z červeného zelí a do druhé několik kapek Nesslerova činidla.

Vysvětlení:

Reakcí chloridu amonného a hydroxidu sodného vznikl plynný amoniak:



Plynný amoniak se ve vodě rozpouští za vzniku hydroxidu amonného NH_4OH .



Bezbarvý roztok po přikápnutí červeného zelí zezelenal (případně při nižší koncentraci zmodral), což je indikace zásaditého prostředí. Roztok amoniaku reagoval s Nesslerovým činidlem za vzniku oranžové sraženiny amido-jodortuťnatého komplexu $[\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{I}]$ (při nízké koncentraci se roztok pouze zbarví oranžově).



Obr. 11 Prokázání přítomnosti zásaditého prostředí a amoniaku

4.3.5 Amoniaková fontána^[14]

Cíl: Demonstrovat rozpustnost amoniaku ve vodě.

Pomůcky: Erlenmayerova baňka (250 cm³), baňka s kulatým dnem 1 000 cm³, zátka s úženou trubičkou

Chemikálie: chlorid amonný NH₄Cl, hydroxid sodný NaOH, fenolftalein, thymolftalein, extrakt z červeného zelí, síran měďnatý CuSO₄, destilovaná voda

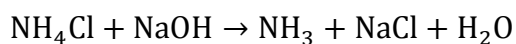
Pracovní postup:

Připravte si kádinku (1 000 cm³) s destilovanou vodou a několika kapkami fenolftaleinu.

Do suché Erlenmayerovy baňky (250 cm³) navažte směs 7,5 g chloridu amonného a 6 g hydroxidu sodného, přidejte asi 5 cm³ destilované vody a promíchejte. Poté překlopte suchou baňkou s kulatým dnem (1 000 cm³). Naplněnou baňku uzavřete zátkou s trubičkou, která má zúženou špičku. Poté baňku ponořte hrdlem do připravené kádinky. Pozorujte průběh reakce.

Vysvětlení:

Reakcí chloridu amonného a hydroxidu sodného vznikl plynný amoniak:



Bezbarvý roztok z kádinky pomalu stoupal do baňky a pak začal prudce stříkat podobně jako vodotrysk. Plynný amoniak se ve vodě rozpouštěl, což indikovala změna barvy roztoku na fialový.

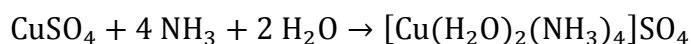


Obr. 12 Amoniakální fontána (různé provedení)

Poznámka:

Indikátor fenolftalein lze nahradit například extraktem z červeného zelí, který se v zásaditém prostředí zbarvuje zeleně nebo thymolftalein, který se zbarví sytě modře.

Další možností je využití barevných změn při tvorbě komplexních sloučenin amoniaku. Lze použít například velmi zředěný roztok $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (0,2 g na $100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$). Plynný amoniak reaguje s roztokem síranu měďnatého za tvorby síranu diaqua-tetramminměďnatého, který je tmavě modrý:



Lze použít také zředěný roztok chloridu nikelnatého (asi 4 g na $100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$), který je světle zelený a s amoniakem tvoří modrý chlorid hexaammin-nikelnatý $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. Modré zbarvení je viditelné zpočátku. Postupně se však roztok v baňce zakaluje a pozvolna přechází do modrozeleného zbarvení. Pokus není tedy tak efektivní jako v předchozích případech, kde je barevná změna výraznější. Přesto lze tuto variantu využít k výkladu tvorby a vlastností komplexních sloučenin amoniaku.

4.3.6 Příprava oxidu dusnatého^[11, 13]

Cíl: Připravit oxid dusnatý reakcí ušlechtilého kovu s kyselinou dusičnou.

Pomůcky: aparatura pro vývoj plynu,

Chemikálie: měděné hobliny, 19% kyselina dusičná HNO₃

Pracovní postup:

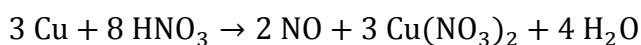
Z dělicí nálevky postupně přikapávejte asi 20 cm³ 19% kyseliny dusičné do frakční baňky s 5 g měděných hoblin. Vznikající plyn jímejte pneumaticky do válce naplněného vodou (bez vzduchových bublin). Pozorujte průběh reakce a zbarvení plynu ve frakční baňce a ve válci.

Válec naplňte zhruba do poloviny a pod vodou přiklopte (např. hodinovým sklíčkem). Do válce pak pryžovým balonkem pomalu napusťte trochu vzduchu. Sledujte změnu zbarvení plynu ve válci.

Válec uzavřete a opatrně protřepejte a nechte stéct kapalinu ze stěn válce. Označte aktuální hladinu vody ve válci. Roztok z válce odlijte do zkumavky a pomocí indikátoru určete pH roztoku.

Vysvětlení:

Zředěná kyselina dusičná má menší oxidační účinky než koncentrovaná. Reakcí s měděnými hoblinami (práškem) vznikl oxid dusnatý a dusičnan měďnatý:



Frakční baňka se zpočátku plnila červenohnědým plynem - oxidem dusičným, ten se ale autokatalyticky převedl na bezbarvý oxid dusnatý, kterým se plní válec.

Oxid dusnatý se ve styku se vzduchem oxidoval na červenohnědý oxid dusičitý. Ten reagoval s vodou za vzniku slabé kyseliny dusičné. Kyselé prostředí prokázal indikátor pH.

4.3.7 Příprava oxidu dusičitého^[9]

Cíl: Připravit oxid dusičitý tepelným rozkladem soli.

Pomůcky: odsávací zkumavka, zkumavky, kahan

Chemikálie: dusičnan olovnatý $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, destilovaná voda, hydroxid sodný NaOH , jodid draselný KI , acidobazický indikátor

Pracovní postup:

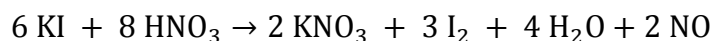
Do odsávací zkumavky nasypete asi 3 g dusičnanu olovnatého, uzavřete zátkou se skleněnou trubičkou a opatrně zahřívejte. Plyn veďte na dno suché zkumavky a zazátkujte. Sledujte barevné změny ve zkumavce. Plyn dále zavádějte do druhé zkumavky s 10% roztokem hydroxidu sodného a několika kapkami fenolftaleinu. Pozorujte zabarvení roztoku. Následně plyn veďte do třetí zkumavky s roztokem jodidu draselného a opět pozorujte reakci ve zkumavce.

Plyn poté jímejte do zkumavky s destilovanou vodou a přestaňte zahřívat. Plyn jímejte, dokud nepřestane vznikat. Poté určete pH pomocí acidobazického indikátoru.

Vysvětlení:

Fialové zbarvení zásaditého roztoku hydroxidu sodného se zaváděním plynného oxidu dusičitého změnilo na bezbarvé. Plyn se rozpouštěl ve vodě za vzniku kyseliny, která následně reagovala s hydroxidem za vzniku příslušné neutrální soli.

Bezbarvý roztok KI se zaváděním plynu zakalil tmavě modrou barvou škrobu vyloučeným jodem. Oxid dusičitý se rozpouštěl ve vodě za vzniku kyseliny dusičné, která oxidovala jodid na jod, který zakalil roztok:



4.4 Kyslík

Z didaktických důvodů je nejpoužívanějším postupem přípravy kyslíku tepelný rozklad chlorečnanu, který se využívá při vysvětlení pojmu rozklad nebo katalýza. Výhodnějšími postupy jsou například katalytický rozklad peroxidu vodíku nebo reakce peroxidu s manganistanem. Tyto reakce jsou výhodné z toho důvodu, že probíhají za studena a jsou oproti tepelnému rozkladu chlorečnanu bezpečnější. Poslední zmiňovaná reakce dává největší výtěžek.

Význačnou vlastností kyslíku je jeho velká reaktivnost. Slučuje se s mnoha kovovými i nekovovými prvky za vzniku oxidů za současného uvolňování tepla a světla. Tuto vlastnost lze demonstrovat spalováním látek v kyslíku. Cílem těchto pokusů je ukázat rozdíl mezi hořením látek v kyslíku a ve vzduchu, vysvětlit vznik oxidů a porovnat chování oxidů kovů a nekovů při reakci s vodou.

4.4.1 Příprava kyslíku z chlorečnanu draselného^[11]

Cíl: Připravit kyslík tepelným rozkladem soli.

Pomůcky: stojan, držák na zkumavky, odsávací zkumavka 25 cm³, zátka, válec s rovným okrajem, gumová hadička, špejle

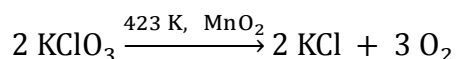
Chemikálie: chlorečnan draselný KClO₃, oxid manganičitý MnO₂

Pracovní postup:

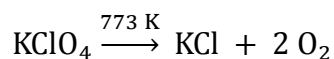
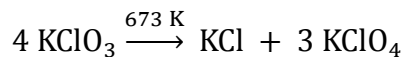
Navážte směs chlorečnanu draselného a oxidu manganičitého v poměru 10:1 (2,5 g + 0,25 g). Směs dejte do odsávací zkumavky a zazátkujte. Do válce zaveďte dostatečně dlouhou gumovou hadičku tak, aby sahala až na dno válce. Zkumavku pak zvolna zahřívejte. Přibližně po 2 minutách zahřívání ukončete a do válce vložte doutnající špejli.

Vysvětlení:

Oxid manganičitý v této směsi měl funkci katalyzátoru. Chlorečnan se zahříváním rozkládal na chlorid a kyslík:



Reakce probíhá i bez katalyzátoru MnO_2 , ale zřetelně pomaleji, a to v následujících fázích:



Kyslík je těžší než vzduch, zůstal tedy ve válci. Doutnající špejle po vložení do válce s kyslíkem vzplála.

Upozornění:

Směs ve zkumavce může během zahřívání začít jiskřit. Pokud se tak stane, přerušte zahřívání, aby nedošlo k explozi, a po chvíli pokračujte se zahříváním.

4.4.2 Příprava kyslíku z peroxidu vodíku s katalyzátorem MnO_2 ^[11]

Cíl: Připravit kyslík katalytickým rozkladem peroxidu vodíku.

Pomůcky: stojan, frakční baňka, dělicí nálevka, skleněná trubička, válec, skleněná vana, gumová hadička, špejle

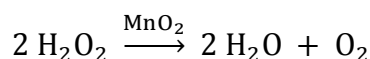
Chemikálie: peroxid vodíku H_2O_2 , oxid manganičitý MnO_2

Pracovní postup:

Do frakční baňky nasypete 1 malou lžičky práškovitého oxidu manganičitého, který převrstvete malým množstvím vody. Poté přikapávejte z dělicí nálevky 10% roztok peroxidu vodíku. Za silného pění se ve frakční baňce vyvíjí plyn, který jímejte do válce. Po jeho naplnění proveďte důkaz kyslíku doutnající špejlí.

Vysvětlení:

Peroxid se katalyticky rozkládá na kyslík a vodu. Doutnající špejle po vložení do válce s kyslíkem vzplane, protože kyslík podporuje hoření.



4.4.3 Příprava kyslíku z peroxidu vodíku a manganistanu draselného^[11]

Cíl: Připravit kyslík reakcí peroxidu vodíku a manganistanu draselného.

Pomůcky: stojan, frakční baňka, dělicí nálevka, skleněná trubička, válec, skleněná vana, gumová hadička, špejle

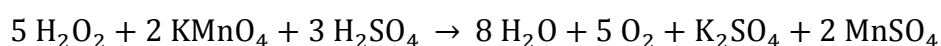
Chemikálie: peroxid vodíku H_2O_2 , manganistan draselný KMnO_4 , 98% kyselina sírová H_2SO_4

Pracovní postup:

Naplňte frakční baňku koncentrovaným roztokem manganistanu draselného (1 g v 15 cm^3 vody). Poté naplňte dělicí nálevku alespoň 30 cm^3 10% roztoku peroxidu vodíku okyseleného 1 cm^3 98% kyseliny sírové. Peroxid vodíku z dělicí nálevky přikapávejte do frakční baňky. Ve válci se shromažďuje vznikající plyn. Pozorujte barevné změny ve frakční baňce. Po naplnění proveďte zkoušku doutnající špejlí, která ve válci s kyslíkem vzplane. Uvedené množství výchozích látek postačuje přibližně na 1 dm^3 kyslíku.

Vysvětlení:

V baňce je možné pozorovat vznik jemných bublinek - vznikající vodík a postupné odbarvování fialového roztoku manganistanu. Manganistan je v tomto případě silnější oxidační činidlo a oxidoval peroxid na kyslík, zatímco se sám redukoval až na manganaté kationty.



4.4.4 Spalování uhlíku v atmosféře kyslíku^[11]

Cíl: Připravit oxid uhličitý spalováním uhlíku v kyslíku a objasnit pojem kyselinotvorný oxid.

Pomůcky: stojan, frakční baňka, dělicí nálevka, skleněná trubička, válec, skleněná vana, gumová hadička, spalná lžička, křída, kahan, válec, univerzální pH papírek

Chemikálie: peroxid vodíku H_2O_2 , manganistan draselný KMnO_4 , 98% kyselina sírová H_2SO_4 , dřevěné uhlí, destilovaná voda

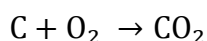
Pracovní postup:

Naplňte frakční baňku koncentrovaným roztokem manganistanu draselného (1 g v 15 cm^3 vody). Poté naplňte dělicí nálevku alespoň 30 cm^3 10% roztoku peroxidu vodíku okyseleného 1 cm^3 98% kyseliny sírové. Peroxid vodíku z dělicí nálevky přikapávejte do frakční baňky.

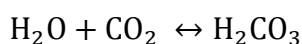
Vypalte spalnou lžičku v plameni kahanu. Po vychladnutí lžičku vytřete křídou a dejte na ni větší kousek dřevěného uhlí, které zahřejte v plameni kahanu, až začne doutnat. Poté zasuňte spalnou lžičku na dno válce s kyslíkem. Uhlík začne prudce žhnout za silného jiskření. Po skončení pokusu přiložte k ústí válce s plynem navlhčený pH papírek. Další možností je nalít do válce trochu vody a přidat pár kapek vhodného acidobazického indikátoru.

Vysvětlení:

Rozžhavený kousek dřevěného uhlí se po dodání energie slučoval s kyslíkem za vzniku oxidu uhličitého:



Přiložený pH papírek (lehce zčervenal) indikuje slabou kyselost. Vznikla totiž slabá a nestabilní kyselina uhličitá, která se ihned rozkládá zpět na vodu a oxid uhličitý:



4.4.5 Spalování síry v atmosféře kyslíku^[11]

Cíl: Připravit oxid siřičitý spalováním síry v kyslíku a ukázat jeho kyselinotvornost.

Pomůcky: stojan, frakční baňka, dělicí nálevka, skleněná trubička, válec, skleněná vana, gumová hadička, spalná lžička, křída, kahan, válec, univerzální pH papírek, digestoř

Chemikálie: peroxid vodíku H₂O₂, manganistan draselný KMnO₄, 98% kyselina sírová H₂SO₄, sirný květ, destilovaná voda

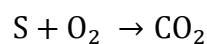
Pracovní postup:

Naplňte frakční baňku koncentrovaným roztokem manganistanu draselného (1 g v 15 cm³ vody). Poté naplňte dělicí nálevku alespoň 30 cm³ 10% roztoku peroxidu vodíku okyseleného 1 cm³ 98% kyseliny sírové. Peroxid vodíku z dělicí nálevky přikapávejte do frakční baňky.

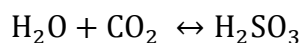
Nejprve vypalte spalnou lžičku v plameni kahanu. Po vychladnutí lžičku vytřete křídou a dejte na ni asi lžičku sirného květu, kterou zapalte. Poté rychle zasuňte spalnou lžičku na dno válce s kyslíkem. Po skončení pokusu přiložte k ústí válce s plynem navlhčený pH papírek.

Vysvětlení:

Síra po vložení do válce s kyslíkem začne prudce žhnout jasně modrým plamenem. Probíhá tato reakce:



Univerzální indikátorový papírek po přiložení k ústí válce zčervená. Oxid siřičitý patří mezi tzv. kyselinotvorné oxidy a po reakci s vodou vznikne kyselina siřičitá:



4.4.6 Spalování sodíku v atmosféře kyslíku^[11]

Cíl: Připravit oxid sodný spalováním sodíku v kyslíku a objasnit pojem zásadotvorný oxid.

Pomůcky: stojan, frakční baňka, dělicí nálevka, skleněná trubička, válec, skleněná vana, gumová hadička, spalná lžička, křída, kahan, válec, univerzální pH papírek, digestoř

Chemikálie: peroxid vodíku H₂O₂, manganistan draselný KMnO₄, 98% kyselina sírová H₂SO₄, sirný květ, sodík, destilovaná voda, fenolftalein

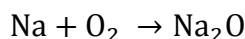
Pracovní postup:

Naplňte frakční baňku koncentrovaným roztokem manganistanu draselného (1 g v 15 cm³ vody). Poté naplňte dělicí nálevku alespoň 30 cm³ 10% roztoku peroxidu vodíku okyseleného 1 cm³ 98% kyseliny sírové. Peroxid vodíku z dělicí nálevky přikapávejte do frakční baňky.

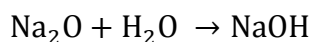
Nejprve vypalte spalnou lžičku v plameni kahanu. Po vychladnutí lžičku vytřete křídou a dejte na ni kousek sodíku (velikosti hrachu) a ten zapalte. Poté rychle zasuňte spalnou lžičku na dno **suchého** válce s kyslíkem. Po skončení pokusu spláchněte stříčkou stěny válce a přikapněte několik kapek fenolftaleinu.

Vysvětlení:

Sodík po vložení do válce s kyslíkem začne prudce žhnout za vzniku bílého oxidu sodného, který je patrný na stěnách válce:



Oxid sodný patří mezi tzv. zásadotvorné oxidy a po reakci s vodou vznikne hydroxid sodný, který je indikován růžovým zbarvením fenolftaleinu:



4.4.7 Příprava ozonu z kyslíku a jeho vlastnosti^[15]

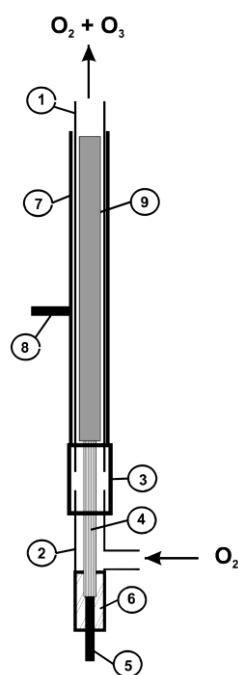
Cíl: Seznámit s podmínkami vzniku ozonu z kyslíku v elektrickém výboji a jeho oxidačními účinky

Pomůcky: zdroj stejnosměrného napětí (Ruhmkorffův induktor), olověný akumulátor, ozonizační trubice

Chemikálie: kyslík v tlakové láhvi, jodid draselný KI, škrobový roztok

Pracovní postup:

Sestavte ozonizační trubici podle obr. 13. Zdroj vysokého napětí (Ruhmkorffův induktor napojený na olověný akumulátor) připojte k vysokonapěťovým kabelům umístěné ve spodní části trubice a na několikavrstvém alobalovém polepu krytý izolační elektrikářskou páskou.



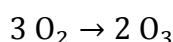
Obr. 13 **Schéma ozonizační trubice** 1 – skleněná trubice (Sial), délka 50 cm, vnitřní průřez 4,3 mm, vnější průměr 6,3 mm, 2 – T-trubice vnějšího průměru 6,5 mm, 3 – polyethylenová spojovací hadička, 4 – masivní měděné lanko spojené s vysokonapěťovým kabelem (5), zalitým epoxidovou pryskyřicí (6), 7 – několikavrstvý alobalový polep v délce 45 cm s vloženým vysokonapěťovým kabelem (8) a krytý izolační elektrikářskou páskou, 9 – ocelová tyčovina (hlazenka) průměru 4 mm, délky 44 cm, vlastní vahou dosedající na přívod vysokého napětí (měděné lanko 4)

Do takto připravené ozonizační trubice umístěné svisle ve stojanu vhánějte spodním přívodem kyslík z tlakové lahve. Zapojte zdroj vysokého napětí a vznikající ozon zavádějte nejprve do válce se 100 cm³ 10% roztoku jodidu draselného a několika kapkami škrobového roztoku. Pozorujte barevné změny roztoku.

Dále ozon zavádějte válce se 100 cm³ roztoku lakmusu. Pozorujte barevné změny roztoku.

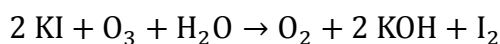
Vysvětlení:

Kyslík procházející přístrojem se v elektrickém výboji ozonizoval:



Tento jev nastává i v přírodě například při bouřce, kdy blesk (elektrický výboj) reaguje se vzdušným kyslíkem za vzniku malého množství ozonu, který způsobuje typický *zápach po dešti*.

Zaváděním ozonu do roztoku jodidu draselného vzniká elementární jod, který v přítomnosti škrobového mazu zbarvil roztok modře:



Původně fialový roztok lakmusu je působením ozonu oxidován na bezbarvé produkty.

Poznámka:

Další varianty a možnosti při sestavování ozonizátoru jsou uvedeny v tomto příspěvku v Chemických listech^[16].

Improvizovaný ozonizátor lze také sestavit podle návodu v [11] a [15].

4.5 Síra

4.5.1 Syntéza sulfanu^[11]

Cíl: Připravit sulfan přímou syntézou.

Pomůcky: frakční baňka, dělicí nálevka, těžkotavitelná trubice, kahan, skleněná lodička, filtrační papír, kádinka, digestoř

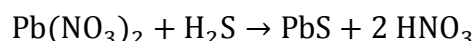
Chemikálie: sirný květ, granulovaný zinek, 24% kyselina chlorovodíková, dusičnan olovnatý $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, hydroxid draselný KOH

Pracovní postup:

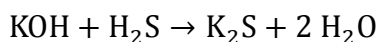
Do frakční baňky dejte jednu lžici granulovaného zinku. K frakční baňce pojte těžkotavitelnou trubicí, do které vložte lodičku se sirným květem. Za lodičku vložte smotek filtračního papíru s roztokem dusičnanu olovnatého). Z těžkotavitelné trubice pak napojte skleněnou trubicí vedoucí do nasyceného roztoku hydroxidu draselného. Místo s lodičkou zahřívejte, až síra začne vřít. Poté postupně kapejte z dělicí nálevky 24% kyseliny chlorovodíkové. Pozorujte barevné změny na filtračním papíru.

Vysvětlení:

Smotek filtračního papíru zčernal, neboť vznikající sulfan reagoval s dusičnanem olovnatým za vzniku černé sraženiny sulfidu olovnatého:



Hydroxid draselný zařazený na konec aparatury slouží k pohlcování nezreagovaného sulfanu za vzniku rozpustného sulfidu draselného:



4.5.2 Příprava a vlastnosti sulfanu^[13]

Cíl: Připravit sulfan a demonstrovat jeho vlastnosti.

Pomůcky: zkumavka, zkumavka s bočním vývodem, skleněná trubice, filtrační papír, skleněná tyčinka, čajová svíčka

Chemikálie: sirný květ, práškový oxid hlinitý Al_2O_3

Pracovní postup:

Nejprve na porcelánové misce zahříváte asi 0,5 g parafínu (vosk z čajové svíčky). Do taveniny skleněnou tyčinkou vmíchejte 0,3 g sirného květu a 0,3 g práškového oxidu hlinitého.

Sestavte aparaturu dle obr. 14. Do první zkumavky vpravte směs vosku, síry a oxidu hlinitého. Do skleněné trubice zasuněte tři nedotýkající se smotky filtračního papíru (vaty) nasáté roztoky lakmusu, dusičnanu olovnatého a kademnatého. Na konci aparatury naplňte zkumavku s bočním vývodem asi z 1/3 20% roztokem hydroxidu draselného.



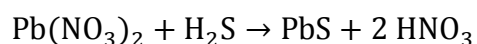
Obr. 14 Schéma aparatury pro přípravu a demonstraci jeho vlastností

Zkumavku s reakční směsí pozvolna zahříváte. Pozorujete barevné změny na filtračních papírech (vatě) ve skleněné trubici. Po konci zahřívání ihned odpojte zkumavku na konci aparatury (aby nedošlo k nasátí hydroxidu).

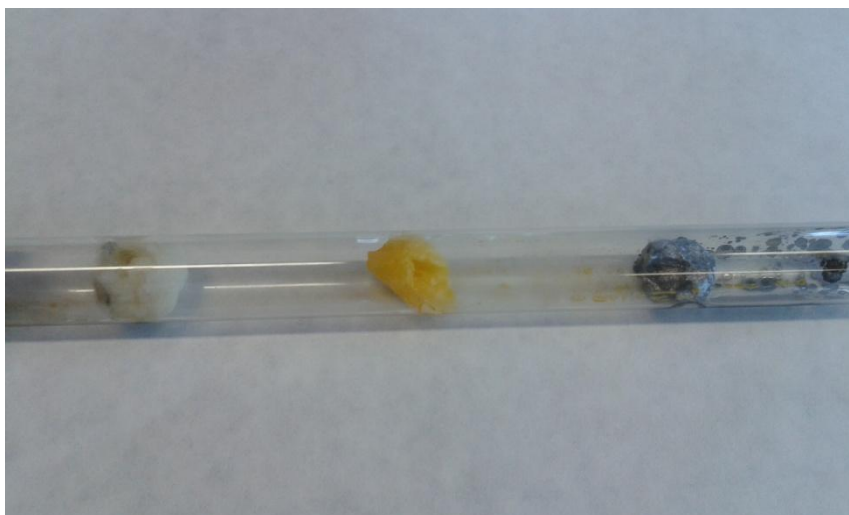
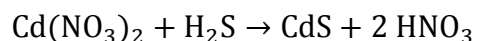
Vysvětlení:

Vosk ze svíčky (parafín) je směs uhlovodíků. Oxid hlinitý zde má funkci katalyzátoru, za jehož přítomnosti reagovala síra s uhlovodíky za vzniku sulfanu.

Roztok lakmusu se zbarví lehce růžově, neboť rozpouštěním sulfanu ve vodě vzniká slabá kyselina. Sulfan reaguje na dalších filtračních papírech (vatě) s dusičnany za vzniku barevných sulfidů. Reakcí dusičnanu olovnatého a sulfanu vznikl černý sulfid olovnatý PbS:

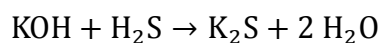


a reakcí dusičnanu kademnatého a sulfanu vznikl žlutý sulfid kademnatý CdS:



Obr. 15 Barevné změny na vatě s roztoky lakmusu, dusičnanu olovnatého a dusičnanu kademnatého

Hydroxid draselný zařazený na konec aparatury slouží k pohlcování nezreagovaného sulfanu za vzniku rozpustného sulfidu draselného:



4.5.3 Příprava a vlastnosti oxidu siřičitého^[13]

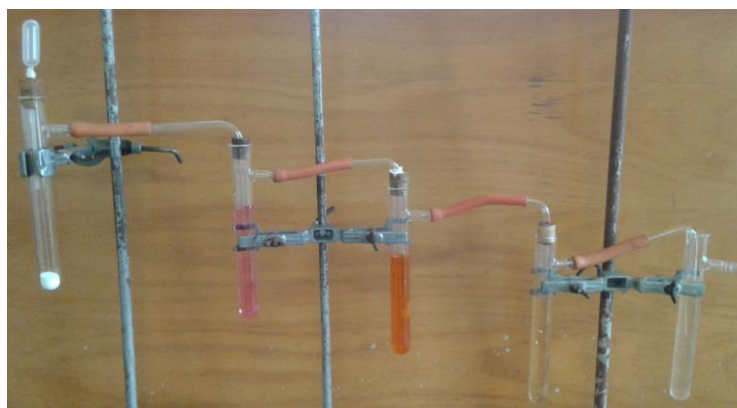
Cíl: Připravit oxid siřičitý a prokázat jeho redukční účinky.

Pomůcky: odsávací zkumavky, kapátko, zátky, skleněné trubičky, univerzální pH papírek

Chemikálie: 20% kyselina sírová H_2SO_4 , 98% kyselina sírová, disiřičitan disodný $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$, bromová voda, dichroman draselný $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, hydroxid draselný KOH, fuchsin

Pracovní postup:

Sestavte aparaturu podle obr. 16. Jednotlivé zkumavky naplňte asi do 1/3 postupně roztoky: fuchsin (slabě zbarvený), 10% roztok dichromanu draselného okyselený 1 cm^3 20% roztoku kyseliny sírové, bromová voda a 10% roztok hydroxidu draselného.

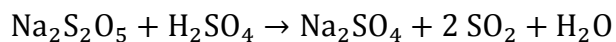


Obr. 16 Aparatura pro demonstraci vlastností oxidu siřičitého

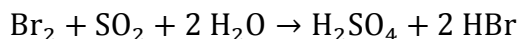
Do kapátka nasajte 98% roztok kyseliny sírové a pozvolna přikapávejte do zkumavky s 2 g disiřičitanu sodného. Pozorujte změny v jednotlivých zkumavkách a na jejich základě určete vlastnosti oxidu siřičitého.

Vysvětlení:

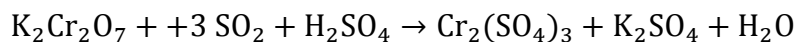
Reakcí disiřičitanu sodného s kyselinou sírovou vzniká oxid siřičitý, síran sodný a voda:



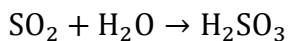
Roztok fuchsinu v první zkumavce se odbarvil, neboť vzniklý oxid siřičitý redukoval organické barvivo. Těto vlastnosti se využívá v průmyslu například k bělení. Bromová voda se také odbarvila následkem redukce bromu na bromovodík a oxidace oxidu siřičitého na síran:



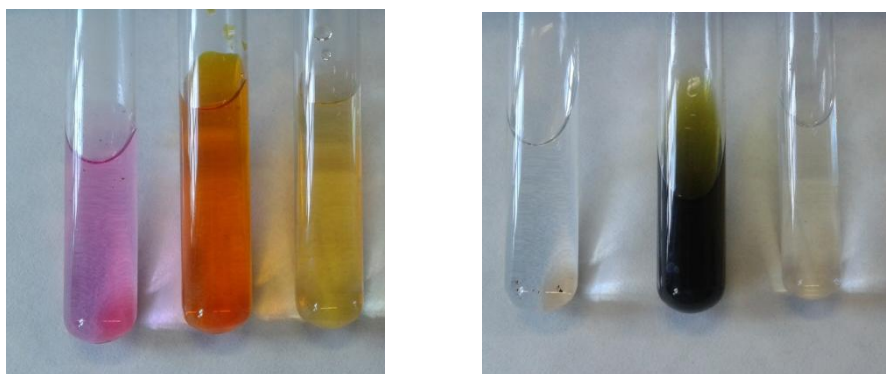
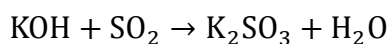
V druhé zkumavce přešel žlutooranžový roztok na zelený. Dichroman se v kyselém prostředí redukoval na chromitou sůl a oxid siřičitý opět oxidoval na síran:



Roztok lakmusu zčervenal. Oxid siřičitý reaguje s vodou za vzniku kyseliny siřičité.



Nadbytečný oxid siřičitý byl na konci aparatury pohlcován roztokem hydroxidu draselného za vzniku siřičitanu:



Obr. 17 Porovnání barevných změn ve zkumavce s roztokem fuchsinu, dichromanu draselného a bromové vody

4.5.4 Kontaktní způsob oxidace oxidu siřičitého na oxid sírový^[11, 15]

Cíl: Seznámit žáky s podmínkami kontaktní oxidace oxidu siřičitého na oxid sírový používané při výrobě kyseliny sírové.

Pomůcky: vývěva, promývačky, těžkotavitelná trubice, vata

Chemikálie: 98% kyselina sírová, sirný květ, oxid chromitý, destilovaná voda

Pracovní postup:

Sestavte aparaturu podle obr. 18. Do přední části těžkotavitelné trubice umístěte vypočítané množství práškového pyritu. Do zadní části umístěte smotek skelné vaty s oxidem chromitým (který lze připravit tepelným rozkladem dichromanu amonného, příp. draselného). Před těžkotavitelnou trubici zařaďte promývačku naplněnou zhruba z 1/5 98% kyselinou sírovou. Na konec aparatury připojte promývačku naplněnou asi z 1/5 vodou a na konec promývačku s 98% kyselinou sírovou.



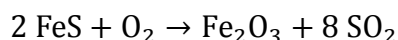
Obr. 18 Aparatura pro kontaktní oxidaci oxidu siřičitého na oxid sírový

Nejprve zahřívejte prostor v trubici se sirným květem A druhým kahanem zahřívejte prostor s oxidem chromitým. Celou aparaturu připojte buďto na přívod kyslíku (vzduchu) na začátek aparatury nebo na vývěvu na konec aparatury. Poté regulujte přívod kyslíku (vzduchu) tak, aby v první promývačce procházela asi bublinka za vteřinu.

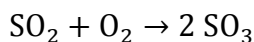
Vysvětlení:

V tomto improvizovaném zařízení probíhají podobné pochody, jako při průmyslové výrobě kyseliny sírové kontaktním způsobem. Pražením pyritu (případně síry) vzniká nejdříve oxid siřičitý, který se při kontaktu s katalyzátorem oxiduje na oxid sírový. Ten je pohlcován v promývače s vodou.

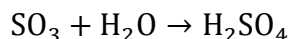
V přední části těžkotavitelné trubice vzniká oxid siřičitý:



Za zvýšené teploty dochází za přítomnosti katalyzátoru k oxidaci na oxid sírový:



Oxid sírový lze pozorovat jako bílý dým v aparatuře a v promývače s vodou. Ten se špatně rozpouští ve vodě za vzniku kyseliny sírové:



Při průmyslové výrobě se proto oxid sírový pohlcuje do kyseliny sírové, ve které je dobře rozpustný.

Vznik kyseliny sírové je proto nutné dokázat. Roztok z promývačky na konci aparatury rozdělte na 2 části. Do první přidejte roztok lakmusu. Zčervenání dokazuje přítomnost kyseliny - tou může být i kyselina siřičitá. Je proto nutné provést důkaz síranových aniontů. Ke druhé části roztoku přidejte asi 5 cm³ 5% roztoku chloridu barnatého. Vzniklá sraženina je důkazem přítomnosti síranového aniontu. Tuto sraženinu ale tvoří i siřičitan. Ten je ale rozpustný v kyselině chlorovodíkové.

4.6 Chlor

Při pokusech s chlorem je třeba dbát na jeho jedovatost. Je proto nutné pokusy provádět v digestoři a unikající plyny případně zneškodnit.

Typickou vlastností chloru je jeho velká slučivost s mnohými kovovými i nekovovými prvky. Toto slučování je tak prudké, že probíhá po vybuzení reakce téměř vždy za současného vyvíjení tepla světla. Z technického hlediska je významná schopnost odbarvování barviv a dezinfekční účinky. Tyto vlastnosti můžete lze demonstrovat některým z následujících pokusů. ^[11]

4.6.1 Příprava chloru^[11]

Cíl: Připravit chlor oxidací kyseliny chlorovodíkové.

Pomůcky: frakční baňka, dělicí nálevka, válec, digestoř

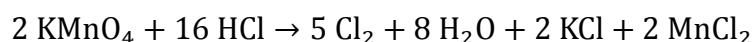
Chemikálie: manganistan draselný KMnO_4 , 24% kyselina chlorovodíková HCl

Pracovní postup:

Do frakční baňky dejte asi 1,4 g pevného manganistanu draselného. Poté postupně kapejte z dělicí nálevky alespoň 6 cm^3 24% kyseliny chlorovodíkové. Vznikající žlutozelený plyn štiplavého zápachu ved'te do válce, který zakryjte lepenkou s otvorem. Pozorujte barevné změny ve frakční baňce a ve válci. Vzniklý plyn identifikujte navlhčeným jodoškrobovým papírkem.

Vysvětlení:

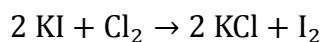
Manganistan je silné oxidační činidlo a oxiduje tak kyselinu chlorovodíkovou na chlor. Fialový manganistan se redukuje až na téměř bezbarvý chlorid manganatý:





Obr. 19 Válec naplnění chlorem

Chlor působí na jodoškrobový papírek (KI a škrobový maz) a vytěsňuje jod, který barví škrob modře:



4.6.2 Příprava chloru a chlorové vody^[13]

Cíl: Připravit chlorovou vodu rozpouštěním chloru ve vodě.

Pomůcky: frakční baňka, dělicí nálevka, promývačky, digestoř

Chemikálie: chlorové vápno $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, 24% kyselina chlorovodíková HCl

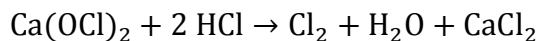
Pracovní postup:

Frakční baňku (250 cm^3) naplňte asi 10 g **čerstvého** chlorového vápna a dělicí nálevku alespoň 25 cm^3 24% kyseliny chlorovodíkové. První promývačku naplňte asi z 1/3 vodou a druhou stejným množstvím hydroxidu draselného. Dbejte na to, aby spoje byly co nejkratší (pokud možno "sklo na sklo") a nejlépe polyethylenové hadičky.

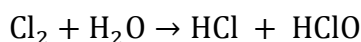
Roztok kyseliny chlorovodíkové pomalu přikapávejte do frakční baňky. Aparatura se pomalu plní žlutozeleným plynem (použijte bílý list papíru jako pozadí). Pozorujte změny v první promývačce.

Vysvětlení:

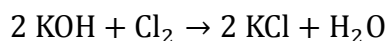
Chlorové vápno (chlornan vápenatý) je silné oxidační činidlo a oxiduje tak kyselinu chlorovodíkovou na chlor:



Chlor se částečně rozpouští ve vodě v první promývačce a pozvolně reaguje za vzniku kyseliny chlorné a chlorovodíkové (bílý dým v promývačce):



Nadbytečný chlor byl na konci aparatury pohlcován roztokem hydroxidu draselného za vzniku chloridu draselného:

**Poznámka:**

V aparatuře se během reakce vyvíjí také tlak, který může způsobovat, že nelze kyselinu z dělicí nálevky dále přikapávat. Pokud tak nastane, za vývod z frakční baňky zařaďte T-trubicí, ze které ved'te hadičku do dělicí nálevky. Zbytek aparatury je stejný. Toto uspořádání zajišťuje vyrovnání tlaku a plynulou práci s dělicí nálevkou.

4.6.3 Spalování sodíku v chloru^[11]

Cíl: Připravit chlorid sodný přímou syntézou.

Pomůcky: frakční baňka, dělicí nálevka, válec spalovací lžička, zkumavka

Chemikálie: sodík, destilovaná voda, 1% AgNO₃

Pracovní postup:

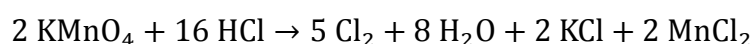
Frakční baňky dejte asi 1,4 g pevného manganistanu draselného. Poté postupně přikapávejte z dělicí nálevky alespoň 6 cm³ 24% kyseliny chlorovodíkové. Vznikající žlutozelený plyn štiplavého zápachu ved'te do válce, který zakryjte lepenkou s otvorem.

Kousek (asi o velikosti hrachu) nezoxidovaného sodíku (případně okrájejte) zahřejte na spalné lžičce, vytřené křídou, dokud se neroztaví. Pak spalnou lžičku rychle vsuňte hluboko do **suchého** válce naplněného chlorem. Pozorujte průběh děje ve válci.

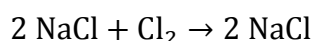
Po dohoření sodíku spláchněte stěny válce destilovanou vodou. Část roztoku přelijte do zkumavky a přilijte 1 cm³ 1% roztoku AgNO₃.

Vysvětlení:

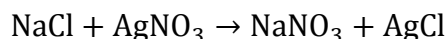
Manganistan je silné oxidační činidlo a oxiduje tak kyselinu chlorovodíkovou na chlor:



Sodík se ve válci s chlorem vznítí a hoří jasným žlutým plamenem za vzniku bílého dýmu. Na stěnách válce se usazuje jemný bílý prášek chloridu sodného:



Po přilítí 1% roztoku AgNO₃ se vytvoří sraženina chloridu stříbrného:



4.6.4 Dezinfekční účinky chlorové vody^[13]

Cíl: Demonstrovat oxidační účinky sloučenin chloru.

Pomůcky: zkumavky, zapáchající voda z vázy

Chemikálie: čerstvá chlorová voda

Pracovní postup:

Asi 10 cm³ zapáchající vody rozdělte do dvou zkumavek. Do jedné nalijte asi 2 cm³ čerstvé chlorové vody a pak protřepejte. Asi ve 30 minutových intervalech srovnávejte čichem zápach v obou zkumavkách.

Vysvětlení:

Zápach ve zkumavce s chlorovou vodou postupně mizí. Důvodem vznikající atomární kyslík, který hubí mikroorganismy. Těchto vlastností se využívá k dezinfekci pitné vody (v kombinaci s ozonem).

Poznámka:

Pokus lze také zkombinovat s pozorováním pod mikroskopem. Například zkoumejte kapku rybníční vody, kde po ověření přítomnosti živých organismů přikápněte pod krycí sklíčko kapku chlorové vody a pozorujte změny.

4.6.5 Reakce chloru s halogenidy^[13]

Cíl: Porovnat reaktivnost halogenů a prokázat, že halogen s nižší relativní atomovou hmotností vytěsňuje halogen umístěn ve skupině pod ním.

Pomůcky: zkumavky

Chemikálie: chlorová voda, fluorid sodný NaF, bromid sodný NaBr, jodid draselný KI, škrobový roztok

Pracovní postup:

Do tří zkumavek postupně nalijte 2 cm³ 5% roztok fluoridu sodného, bromidu sodného a jodidu sodného. Do roztoku jodidu draselného přikápněte několik kapek škrobového roztoku. Do zkumavek přilijte asi 2 cm³ čerstvé chlorové vody. Sledujte průběh reakcí ve zkumavkách.

Vysvětlení:

Ve zkumavce s fluoridem není pozorovatelná žádná změna, kdežto ve zkumavce s bromidem sodným vznikl žlutohnědý brom a z jodidu se vyloučil jod, který zbarvuje roztok v přítomnosti škrobu modře. Tímto jste prokázali, že halogen s nižší relativní atomovou hmotností má schopnost vytěsnit halogen s vyšší relativní atomovou hmotností.

4.6.6 Příprava chlorovodíku^[11]

Cíl: Připravit chlorovodík reakcí kyseliny sírové a chloridu.

Pomůcky: frakční baňka, dělicí nálevka, univerzální pH papírek, vata

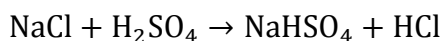
Chemikálie: chlorid sodný NaCl, 50% kyselina sírová H₂SO₄

Pracovní postup:

Do frakční baňky nalijte roztok NaCl (10 g ve 6 cm³ vody). Válec pro jímání plynu utěsněte vatou. Přes okraj válce přiložte navlhčený pH papírek. Z dělicí nálevky přikapávejte 50% kyselinu sírovou. Pozorujte průběh reakce ve frakční baňce. Jakmile pH papírek zčervená, je válec naplněn. Vzniklý chlorovodík dokažte přiložením navlhčeného filtračního papírku amoniakem.

Vysvětlení:

Chlorid sodný reagoval s kyselinou sírovou za vzniku plynného chlorovodíku a hydrogensíranu sodného:



4.6.7 Chlorovodíková fontána^[17]

Cíl: Demonstrovat rozpustnost plynného chlorovodíku ve vodě.

Pomůcky: odsávací zkumavka, zátka, kapátko, baňka s kulatým dnem (500 cm³)

Chemikálie: hydroxid sodný NaOH, 96% kyselina sírová H₂SO₄, fenolftalein

Pracovní postup:

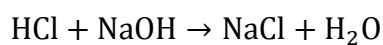
Do kádinky si připravte 5% roztok hydroxidu sodného s několika kapkami fenolftaleinu.

Do odsávací zkumavky nalijte roztok NaCl (10 g ve 6 cm³ vody). Pomocí kapátka umístěného v zátce přikapávejte 96% kyselinu sírovou.

Vznikající plyn zavádějte do suché baňky (500 cm³, s kulatým dnem). Naplněnou baňku (detekujte přeložením navlhčeného indikátorového papírku u ústí baňky) uzavřete zátkou s trubičkou, která má zúženou špičku. Poté baňku ponořte hrdlem do připravené kádinky. Pozorujte průběh reakce.

Vysvětlení:

Růžový roztok hydroxidu z kádinky pomalu stoupal do baňky a pak začal prudce stříkat podobně jako vodotrysk. Důvodem byla vysoká rozpustnost plynného chlorovodíku ve vodě. Reakcí kyseliny a zásady se roztok neutralizoval a odbarvil.



4.7 Vybrané organické sloučeniny

Velmi často se nejjednodušší uhlovodíky připravují v laboratoři dekarboxylací alkalických solí karboxylových kyselin alkalickým hydroxidem. Obecně má vzniklý uhlovodík o jeden atom uhlíku méně, než sůl původní karboxylové kyseliny. Bayerovo činidlo a bromová voda neposkytují pozitivní reakci s nasycenými uhlovodíky.

Alkeny (např. ethen) lze připravit reakcí s kyselinou sírovou, která má dehydratační účinky. Ethyn (acetylen) se v laboratoři nejčastěji připravuje reakcí acetylidu vápenatého s vodou. Nenasycené uhlovodíky dávají pozitivní reakci s Bayerovým činidlem a bromovou vodou.

Nižší uhlovodíky jsou hořlavé. Tyto vlastnosti lze prokázat některým z následujících pokusů.

4.7.1 Příprava methanu^[18]

Cíl: Připravit nasycený uhlovodík dekarboxylací alkalické soli karboxylové kyseliny alkalickým hydroxidem

Pomůcky: porcelánová miska, třecí miska s tloučkem, skleněná tyčinka, zkumavky 25 cm³, varná baňka 250 cm³, gumové zátky, skelná vata

Chemikálie: bezvodý octan sodný CH₃COONa, oxid vápenatý CaO, hydroxid sodný NaOH, bromová voda, Bayerovo činidlo

Pracovní postup:

V případě, že nemáte k dispozici bezvodý octan sodný, vyžehněte krystalický octan sodný v porcelánové misce. Octan se v krystalové vodě rozpustí a po jejím odpaření ztuhne.

Po vychladnutí již bezvodý octan sodný rozetřete v třecí misce. Poté 8 g octanu sodného a směs 6 g oxidu vápenatého a 19 g hydroxidu sodného rozetřete v třecí misce, nasypete do frakční baňky, tu uzavřete a pak zahříváte. Vznikající methan jímejte do zkumavek naplněných vodou, které potom zazátkujete. Důkaz na přítomnost vzniklého methanu proveďte jeho zapálením. Do zkumavek s methanem přidejte 5 cm³ bromové vody, případně 5 cm³ Bayerova činidla, zazátkujete a protřepejte.

Vysvětlení:

Octan sodný reagoval s hydroxidem sodným za vzniku methanu a uhličitanu sodného:



Přidáním bromové vody nebo Bayerova činidla se využívá k důkazu násobné vazby. V tomto případě se žlutohnědé zbarvení bromové vody (i Bayerova činidla) nezmění, neboť methan je nasycený uhlovodík.

4.7.2 Ohnivá koule^[20]

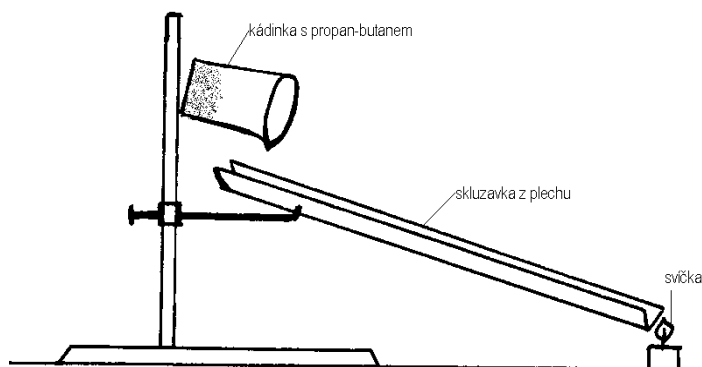
Cíl: Demonstrovat vlastnosti propan-butanové směsi.

Pomůcky: kádinka 1 000 cm³, zkumavka, plechový žlábek, stojan, svíčka

Chemikálie: propan-butanová směs (náplň do zapalovačů)

Pracovní postup:

Skluzavku (žlábek) vyrobenou z tenkého plechu (hliníkového) dlouhý asi 50 cm umístěte šikmo do stojanu. Pod jeho spodní část umístěte hořící svíčku. Do zkumavky nastříkejte asi 2 cm³ kapalného propan-butanu a změřte jeho teplotu. Sledujte děj ve zkumavce. Propan-butan ze zkumavky přelijte do větší kádinky (1 000 cm³). Až se všechno vypaří, přiložte kádinku k horní části skluzavky a opatrně vylévejte plynný obsah kádinky do žlábků.



Obr. 20 Skluzavka z plechu

Vysvětlení:

Propan-butan nastříkaný ve zkumavce má teplotu přibližně -10 až -15 °C. Po přelití do kádinky se během krátké chvíle všechn vypaří. Je těžší než vzduch, proto zůstal v kádince a po vylití jeho páry klesaly žlábkem až k plameni svíčky, které poté ihned vzplanou a plamen se šíří zpět ke kádince.

4.7.3 Příprava ethenu^[19]

Cíl: Připravit ethen dehydratací ethanolu a prokázat přítomnost násobnou vazbu.

Pomůcky: varná baňka 100 cm³, gumová zátka, skleněná trubička, zkumavky,

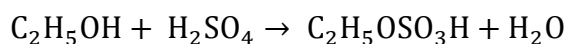
Chemikálie: ethanol C₂H₅OH, 98% kyselina sírová, bromová voda, Bayerovo činidlo

Pracovní postup:

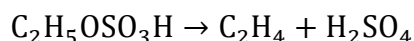
Ve frakční baňce opatrně smíchejte ethanol o objemu 5 cm³ a 10 cm³ 98% kyseliny sírové. Tuto směs poté zahřívějte na pískové lázni. Unikající plyn nejprve jímejte nad vodou do prázdné zkumavky. Zapalte plyn ve zkumavce. Poté zavádějte plyn pomocí skleněné trubičky do druhé zkumavky s bromovou vodou a do třetí s Bayerovým činidlem.

Vysvětlení:

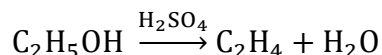
Ethanol reagoval s kyselinou sírovou za vzniku kyseliny ethyl-sírové:



Kyselina ethyl-sírová je nestálá a při teplotě nad 140 °C se rozložila na ethen a kyselinu sírovou:



Souhrnně lze dehydrataci ethanolu zapsat takto:



Po zavedení ethenu do zkumavky s bromovou vodou došlo k adici bromu a vymizení oranžové zbarvení. Zaváděním plynu do zkumavky s Bayerovým činidlem opět dojde k odbarvení fialového roztoku. Manganistanový aniont zoxidoval místo násobné vazby a tím se sám zredukoval na oxid manganičitý.

4.7.4 Příprava ethynu (acetylenu)^[18]

Cíl: Připravit ethyn a demonstrovat jeho hořlavost.

Pomůcky: porcelánová miska, nálevka, digestoř

Chemikálie: acetylid vápenatý CaC_2 , destilovaná voda, fenolftalein

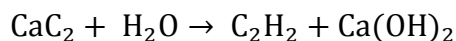
Pracovní postup:

Na porcelánovou misku vložte malý kousek acetylidu vápenatého a překlopte ho nálevkou vhodné velikosti. Poté stříčkou přidejte malé množství vody. Pomocí hořící špejle zapalte plyn u ústí nálevky.

Po skončení pokusu kápněte do porcelánové misky několik kapek fenolftaleinu.

Vysvětlení:

Acetylid vápenatý reagoval s vodou za vzniku ethynu a hydroxidu vápenatého:



Po zapálení hořící špejlí ethyn hoří. Různá míra znečištění acetylidu může způsobit nepříjemný zápach.



Obr. 21 Hoření acetylenu

Vzniklý hydroxid vápenatý způsobil po přidání fenolftaleinu fialové zbarvení roztoku v misce.

Upozornění:

Při dohořívání ethynu může dojít k malé explozi a následnému převržení nálevky a porcelánové misky. Je proto nutné dbát zvýšené opatrnosti.

4.7.5 Hořící bankovka^[20]

Cíl: Prokázat hořlavost par alkoholů.

Pomůcky: bankovka, laboratorní kleště, skleněná vana, odměrný válec (100 cm³)

Chemikálie: ethanol C₂H₅OH, voda

Pracovní postup:

Do skleněné vany si připravte roztok ethanolu a vody v poměru 1:1. Do tohoto roztoku namočte celou bankovku. Kleštěmi bankovku vyjměte, zapalte a rychle s ní mávejte.

Vysvětlení:

Zapálená bankovka neshoří. Ve skutečnosti hoří pouze páry ethanolu a přítomná voda chladí bankovku a brání tak jejímu vznícení.

5 Závěr

Cílem práce bylo vyhledat, utřídit a systematicky sestavit soubor úloh zaměřené na přípravu a reakce plynných prvků a sloučenin. Tyto úlohy byly vyhledány v uvedených zdrojích.

Návody jsou utříděny do tematických okruhů a to podle prvku, z něhož dané plynné sloučeniny vznikají. V práci jsem uvedl návody, které se týkají prvků vodík, uhlík, dusík, kyslík, síra, chlor. Tyto prvky a jejich sloučeniny patří mezi nejčastěji využívané ve výuce chemie, a to jako například demonstrační pokus ve vyučovací hodině, ale také jako experiment v laboratorním cvičení. Každý tematický celek daného prvku obsahuje návody, které jsou zaměřeny na přípravu plynných prvků a sloučenin. Dále jsou v této práci úlohy, pomocí nichž se dají demonstrovat a prokázat určité vlastnosti daných plynných sloučenin.

Každý návod obsahuje název pokusu, cíl pokusu, seznam potřebných pomůcek a chemikálií, vlastní návod postupu a na závěr vysvětlení podstatných dějů a chemických reakcí.

Pokusy byly ověřeny v laboratorních podmínkách a jsou proto uvedeny pomůcky a chemikálie, které autor využil. Tyto návody nejsou striktní, proto je samozřejmě nutné hledět na vybavení konkrétní laboratoře a uvážit, jaké pomůcky a možnosti jsou k dispozici.

6 Seznam použité literatury a internetové zdroje

- [1] SVOBODA, Emanuel a Roman BAKULE. Molekulová fyzika. 1. vyd. Praha: Academia, 1992, 275 s. ISBN 80-200-0025-9.
- [2] Rámcově vzdělávací programy [online], dostupné z <http://www.msmt.cz/vzdelavani/skolstvi-v-cr/skolskareforma/ramcove-vzdelavaci-programy> [staženo 30. 6. 2016]
- [3] PACHMANN, Eduard a Eduard HOFMANN. *Obecná didaktika chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1981. Učebnice pro vysoké školy (Státní pedagogické nakladatelství).
- [4] HALBYCH, Josef, Vladimír NOVOTNÝ a Hana ČTRNÁCTOVÁ. *Didaktika školního chemického pokusu*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1985.
- [5] PACHMANN, Eduard. *Technika a didaktika školních chemických pokusů*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1982.
- [6] TARÁBEK, Pavol a Petra ČERVINKOVÁ. *Odmaturuj! z fyziky: Průvodce středoškolským učivem fyziky*. 2. vyd. Brno: Didaktis, 2006, 224 s. ISBN 80-7358-058-6.
- [7] KOLÁŘOVÁ, Helena, Radek ŠULC a Vít ŠEDIVÝ. *Základy fyzikální chemie*. 1. vyd. Praha: Vydavatelství ČVUT, 2002, 159 s. ISBN 80-010-2634-5.
- [8] HÁLA, Eduard a Arnošt REISER. *Fyzikální chemie* 1. 2. vid. Praha: Academia, 1971, 428 s.
- [9] SÝKOROVÁ, Dagmar a Libor MASTNÝ. *Návody pro laboratoře z anorganické chemie*. Vyd. 2. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2001. ISBN 80-7080-452-1.
- [10] GREENWOOD, N. N., František JURSIK a Alan EARNSHAW. *Chemie prvků*. Praha: Informatorium, 1993. ISBN 80-85427-38-9.
- [11] ŠVEHLÍK, Zdeněk a Marta SPURNÁ. *Praktické cvičení z didaktiky chemie*. 3. upr. vyd. Olomouc: Vydavatelství Univerzity Palackého, 1989.
- [12] ČTRNÁCTOVÁ, Hana. *Chemické pokusy pro školu a zájmovou činnost*. Praha: Prospektrum, 2000. ISBN 80-7175-071-9.
- [13] BENEŠ, Pavel a Jitka MACHÁČKOVÁ. *200 chemických pokusů*. Praha: Mladá fronta, 1977. Edice Jak, sv. 60.

- [14] Hoření Mg na vzduchu [online], dostupné z <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=112> [cit. 30. 6. 2016]
- [15] TRTÍLEK, Josef, Viktor HOFMANN a Jiří BOROVIČKA. *Školní chemické pokusy*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1973. Knižnice metodické literatury pro učitele.
- [16] RICHTR, Václav, David RIEGER, Lukáš VÁLA, Jitka ŠTROFOVÁ, Milan KRAITR. Příprava ozonu pro školní i laboratorní využití. 2015 [online], dostupné z http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2015_10_799-803.pdf [staženo 30. 6. 2016]
- [17] Chlorovodíková fontána [online], dostupné z <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=19> [cit. 30. 6. 2016]
- [18] JANKŮ, Zdeněk. *Školní pokusy z organické chemie*. Praha: Karolinum, 2008. ISBN 978-80-246-1555-4.
- [19] PACÁK, Josef. *Chemie pro 2. ročník gymnázií*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1985. Učebnice pro střední školy.
- [20] ŠTROFOVÁ, Jitka. *Enviroexperiment - chemie pro SŠ*. V Plzni: Západočeská univerzita, 2012. ISBN 978-80-261-0174-1.
- [21] Kippův přístroj [online], dostupné z <http://www.kavalier.cz/fota/shopub/325-1.jpg> [staženo 30. 6. 2016]