

Univerzita Karlova v Praze
Přírodovědecká fakulta
Katedra učitelství a didaktiky chemie



Vybrané p-prvky v učivu chemie na středních školách (zpracování učiva ve formě prezentací)

Selected elements of p-block in education of chemistry at secondary schools

Diplomová práce

Bc. Veronika Valášková

Praha 2010

Vedoucí diplomové práce: Prof. RNDr. Hana Čtrnáctová, CSc.

Prohlašuji, že jsem předloženou diplomovou prací vypracovala samostatně, na základě uvedené literatury.

V Praze, dne 20.5.2010

.....
Veronika Valášková

Mé poděkování patří Prof. RNDr. Haně Čtrnáctové, CSc. za cenné odborné rady a připomínky, trpělivost a vstřícnost, kterou mi při tvorbě této práce věnovala.

Abstrakt

Předmětem této diplomové práce je praktické zpracování tématu p-prvky 13., 14. a 15. skupiny formou prezentací, zpracovaných v programu Microsoft PowerPoint. Tyto prezentace jsou určeny pro přímé využití v praxi při výuce chemie na středních školách. Součástí práce je též analýza kurikulárních dokumentů a vybraných učebnic a doplňkové komentáře pro učitele. Diplomová práce je zpracována v souladu s RVP G.

Klíčová slova

p-prvky, Microsoft PowerPoint, prezentace, bor, uhlík, dusík, výuka chemie na SŠ

Abstract

The main subject of this thesis is a practical elaboration of the subject „Boron, Carbon and Nitrogen Group of the p-block elements“ in form of presentations created using the Microsoft PowerPoint program. The presentations are designed to be used in practice, during the education of chemistry at secondary schools. The thesis also contains additional comments for teachers and an analysis of curricular documents and selected textbooks. It is elaborated in accordance with the RVP G programme.

Keywords

elements of p-block, PowerPoint, presentation, Boron, Carbon, Nitrogen, education of chemistry at secondary schools

Obsah

1. Úvod.....	1
2. Cíle práce	2
3. p-prvky v kurikulárních dokumentech.....	3
3.1 p-prvky v rámcových vzdělávacích programech.....	3
3.2 Katalog požadavků společné části maturitní zkoušky.....	3
3.3 Analýza vybraných gymnaziálních učebnic	7
4. Teoretický úvod – Tvorba PowerPointové prezentace	13
5. Manuál k PowerPointovým prezentacím na téma p-prvky.....	14
5.1 Cíl a hlavní charakteristiky výukových prezentací vzhledem k RVP G	14
5.2 Spuštění a ovládání prezentací	15
6. Praktická část – PowerPointové prezentace a doprovodný text.....	16
6.1 Triely	17
6.2 Tetrely.....	31
6.3 Pentely	49
7. Diskuse.....	67
8. Závěr	69

Seznam použitých zkratk

RVP G	rámcový vzdělávací program pro gymnázia
ŠVP	školní vzdělávací program
SŠ	střední školy
MS	Microsoft
PSP	periodická soustava prvků

1. Úvod

V souvislosti s vědeckým a technickým vývojem společnosti se mění i nároky a požadavky na vzdělávání ve školství, a to nejen v závislosti na požadavcích a potřebách současnosti, ale zejména budoucnosti.

Potřeba kvalitního vzdělávání nás nutí hledat nové, různorodé a motivující způsoby vyučovacího procesu na školách. Staré pomůcky jsou nahrazovány novými a na středních i základních školách se ve stále větší míře využívá informačních technologií. Tento trend umožňuje vytvářet zajímavější, atraktivnější a přitažlivější prezentaci osvojovaného učiva. Je to žádoucí především k podnícení zájmu a kvalitnějšímu a trvalejšímu osvojení učiva v málo oblíbených předmětech, jako je například chemie. Při výuce chemie se často používá abstraktních pojmů, které jsou žákům vzdálené. Právě použití informačních technologií (animace, interaktivní pomůcky, hry) napomáhá v procesu trvalého osvojení učiva. Jedním z nejčastějších způsobů využívání informačních technologií ve výuce chemie jsou prezentace v aplikaci Microsoft PowerPoint. Snadné ovládnutí a rozšiřující se počítačová gramotnost vytvořily z této aplikace snadno dostupnou a hojně využívanou pomůcku při přípravách na hodiny.

Avšak příprava prezentací pro každou jednotlivou hodinu při plném úvazku pedagoga je dosti náročná. Sama si tuto skutečnost jako začínající pedagog uvědomuji. Na jedné straně bych chtěla poskytnout žákům možnost výuky atraktivní formou, na druhou stranu zvládnutí takového formátu výuky je časově dosti náročné a to hlavně během prvních let působení na škole. Proto i já často pátrám po již zpracovaných prezentacích, které by byly pedagogům k dispozici. Kvalita těchto volně dostupných prezentací je různorodá. Z tohoto důvodu jsem velmi ráda přijala možnost navázat na práci Mgr. K. Vondráčkové [28] a vytvořit prezentace k učivu anorganické chemie (konkrétně 13., 14. a 15. skupina p-prvků) vhodné pro výuku na středních školách gymnazijního typu.

Výuka pomocí prezentací a dalších interaktivních pomůcek není jedinou možností, ale rozhodně patří mezi perspektivní způsoby výuky, které nemají za cíl klasický způsob nahradit, ale mohou jej výrazně zpestřit a obohatit.

2. Cíle práce

Hlavním cílem teoretické části práce bude analýza závazných kurikulárních dokumentů a vybraných gymnaziálních učebnic z hlediska daného tématu. Na základě výsledku analýzy budou stanoveny důležité pojmy z osvojovaného učiva. Ke všem prvkům z 13., 14. a 15. skupiny budou zpracovány pojmové mapy, ve kterých budou ukázány vztahy mezi pojmy, vybranými na základě analýzy, takovým způsobem, aby docházelo v co největší míře k vyvozování učiva na základě znalostí obecné chemie a předchozích znalostí z chemie anorganické. Poslední částí teoretické části diplomové práce bude teoretická analýza tvorby PowerPointových prezentací vhodných pro výuku na středních školách.

Vše výše uvedené bude východiskem k praktické části diplomové práce, a to vytvoření PowerPointových prezentací k tematickým celkům: Triely, Tetrely, Pentely, které budou přímo využitelné v praxi a budou v souladu se závaznými kurikulárními dokumenty. Dále budou vytvořené prezentace doplněny doprovodným textem, který objasní a vysvětlí pedagogům zobrazené učivo.

3. p-prvky v kurikulárních dokumentech

3.1 p-prvky v rámcových vzdělávacích programech

Rámcový vzdělávací program pro gymnázia (RVP G) a Rámcový vzdělávací program pro gymnázia se sportovní přípravou (RVP GSP) schválilo MŠMT dne 24. 7. 2007[29]. Rámcový vzdělávací program je nový učební dokument, který postupně nahrazuje stávající dokumenty, standardy a osnovy. Tyto programy jsou určeny pro čtyřletá gymnázia a vyšší stupeň víceletých gymnázií. Do 1. 9.2009 probíhalo dvouleté období, během něž si školy vypracovávaly své školní vzdělávací programy. Od tohoto data se na školách vyučuje podle nových učebních dokumentů. Téma „Anorganická chemie“ je zařazeno v Rámcových vzdělávacích programech pro gymnázia a gymnázia se sportovní přípravou do vzdělávacího oboru „Člověk a příroda“ v rámci chemie.

Očekávané výstupy:

Žák

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

Učivo:

- vodík a jeho sloučeniny;
- s-prvky a jejich sloučeniny;
- **p-prvky a jejich sloučeniny;**
- d- a f-prvky a jejich sloučeniny.

3.2 Katalog požadavků společné části maturitní zkoušky

Zpracoval: Centrum pro zjišťování výsledků vzdělávání.

Schválil: Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy dne 11.3.2008 pod č. j. 3249/2008-2/CERMAT [31].

Katalog poskytuje informace o požadavcích k maturitní zkoušce. Maturitní požadavky jsou definovány tak, aby si je mohli osvojit žáci bez ohledu na typ navštěvované školy i programového dokumentu, z něhož vychází vzdělávací program dané školy. Při zpracování

maturitních požadavků byla zohledněna i možnost, že se výsledky maturitní zkoušky z chemie stanou součástí přijímacích kritérií na vysoké školy.

Předpokládá se, že k maturitní zkoušce z chemie se přihlásí žáci, kteří mají o chemii zásadní zájem a směřují svá budoucí vysokoškolská studia do oborů, kde se vyžadují chemické znalosti a dovednosti.

Požadavky k maturitní zkoušce

Očekávané znalosti a dovednosti, které budou ověřovány v maturitní zkoušce z chemie, a které jsou dále konkrétně uvedeny v maturitních požadavcích, lze obecně rozdělit do tří kategorií:

Znalost s porozuměním

Žák dovede:

- používat správnou chemickou terminologii, symboliku a značení;
- identifikovat a správně používat chemické značky, názvy, vzorce a zápisy chemických rovnic;
- přiřadit k vybraným veličinám jejich jednotky, převést násobné i vedlejší jednotky na jednotky základní a naopak;
- vyjádřit reálnou situaci nebo její model pomocí poznatku chemie (popis částice, jevu, děje, pojmu, zákonitosti, metody);
- rozebírat a třídit údaje o chemických látkách, jevech a dějích, porovnávat je podle určitého kritéria (např. podle jejich obecných a specifických znaků) a určit vztahy mezi nimi;
- vysvětlit chemický jev nebo děj pomocí známých chemických zákonů a teorií a pomocí indukce, dedukce a dalších myšlenkových operací odvozovat z výchozích údajů a podmínek závěry.

Aplikace poznatků a řešení problémů

Žák dovede:

- používat získané poznatky pro řešení chemických problémů i při řešení konkrétních životních situací;
- posoudit chemické látky, jevy a děje, posuzovat souvislosti mezi nimi, rozpoznávat příčiny a následky;
- posoudit důsledky vlastností látek a průběhu chemických dějů z hlediska běžného života, hospodářské činnosti, ochrany a tvorby životního prostředí a bezpečnosti a ochrany zdraví;
- využít pro řešení chemické úlohy nebo problému poznatky z matematiky, fyziky, biologie a zeměpisu;
- zdůvodnit význam nových chemických poznatků pro společnost – nové materiály a výrobní postupy, využití ve zdravotnictví, průmyslu, zemědělství apod.

Práce s informacemi

Žák dovede:

- číst s porozuměním chemický text (na úrovni středoškolského učiva) a zpracovat z něho výstižné sdělení;
- vyhledávat a interpretovat informace v odborné chemické a technické literatuře (např. v chemických tabulkách, odborných časopisech, internetu, hromadných sdělovacích prostředcích apod.);
- správně vyhodnotit údaje z tabulek, grafů a schémat;
- zapsat a vyhodnotit empirické údaje, sestavit tabulku, graf nebo schéma (s využitím počítačové techniky);
- navrhnout jednoduchý chemický experiment, který modeluje určitý chemický jev nebo děj;
- vysvětlit, zapsat (nakreslit) a interpretovat podle popisu (obrázek, schéma) nebo pozorování průběh jednoduchého chemického experimentu;
- popsat za pomoci modelů složení a strukturu molekul, krystalů a přiřadit správný model s požadovanými parametry dané chemické látky;
- popsat podstatu různých chemických postupů a metod v praxi (chemizace všech oborů lidské činnosti, znečišťování a čištění vody a ovzduší) a vyjádřit vlastní názor na jejich využívání.

Maturitní zkouška z chemie bude ověřovat znalosti a dovednosti žáků, které jsou zde konkretizovány a rozčleněny podle běžného uspořádání tematických okruhů tak, aby byla pokryta výuka chemie v celém jejím rozsahu. Maturitní požadavky jsou formulovány pomocí aktivního slovesa, které navazuje na úvodní formulaci „Žák dovede“. Tato formulace pro lepší přehlednost není před konkrétními požadavky uváděna.

Pro mou diplomovou práci je relevantní bod 2 – Anorganická chemie (resp. části 2.1, 2.5, 2.6, 2.10):

2. Anorganická chemie

2.1 Názvosloví anorganických sloučenin

- užívat názvy a značky s-, p- a d-prvků;
- rozlišit vzorec stechiometrický (empirický), molekulový (souhrnný), funkční (racionální), strukturní (konstituční) a geometrický (konfigurační);
- určit oxidační číslo jednotlivých prvků v molekule nebo iontu a určit podle vzorce nebo názvu druh anorganické sloučeniny;
- tvořit vzorce a pojmenovat dvouprvkové (binární) sloučeniny: hydridy, sloučeniny nekovů s vodíkem, oxidy, sulfidy, halogenidy;
- pojmenovat a napsat vzorce hydroxidů, kyslíkatých kyselin, solí a hydrogensolí;
- pojmenovat a zapsat vzorec koordinační sloučeniny.

2.5 Prvky 15. skupiny

- zapsat chemickými značkami nebo vzorci a pojmenovat prvky 15. skupiny, amoniak, oxidy dusíku a fosforu, kyselinu dusičnou a fosforečnou a jejich soli a hydrogensoli;
- využít poznatky o složení a struktuře látek k určení fyzikálních a chemických vlastností dusíku a fosforu;
- uvést výskyt dusíku v atmosféře a fosforu ve formě fosforečnanů (např. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) a způsob získávání a využití dusíku a fosforu;
- využít poznatky o stavbě iontových, polárních a kovalentních látek k určení fyzikálních a chemických vlastností amoniaku, oxidů dusíku a fosforu, základních kyslíkatých kyselin a solí dusíku a fosforu;
- popsat výrobu a využití amoniaku a kyseliny dusičné;
- zapsat a vyčíslit chemické rovnice vyjadřující základní reakce prvků skupiny a jejich sloučenin (např.: reakce amoniaku s vodou, oxidace amoniaku, oxidace oxidu dusnatého, reakce zředěné a koncentrované kyseliny dusičné s kovy).

2.6 Prvky 14. a 13. skupiny

- zapsat chemickými značkami nebo vzorci a pojmenovat prvky 14. a 13. skupiny, jejich oxidy, kyslíkaté kyseliny, hydroxidy a soli;
- využít poznatky o složení a struktuře látek k určení fyzikálních a chemických vlastností nekovů (uhlík, bor), polokovů (křemík) a kovů (cín, olovo a hliník);
- uvést příklady alotropických modifikací uhlíku, výskyt uhličitánů v přírodě, výskyt oxidů, příp. sulfidů a dalších důležitých solí křemíku, cínu, olova a hliníku, způsob výroby a význam v praxi;
- využít poznatky o stavbě iontových, polárních a kovalentních látek k určení fyzikálních a chemických;
- vlastností oxidů uhlíku, křemíku, základních kyslíkatých kyselin, hydroxidů a solí prvků 14. a 13. skupiny;
- popsat využití a zpracování vápence, použití křemičitanů a SiO_2 pro výrobu skla, porcelánu a keramiky;
- zapsat a vyčíslit chemické rovnice vyjadřující základní reakce prvků skupiny a jejich sloučenin (např.: reakce hydroxidu hlinitého, objasnit jeho amfoterní charakter).

2.10 Prvky a anorganické sloučeniny v prostředí kolem nás (chemie kolem nás)

- zdůvodnit význam čistoty ovzduší a vody, uvést hlavní zdroje jejich znečištění a možnosti odstraňování nečistot a zplodin z vody a kouřových plynů;
- uvést a vysvětlit hlavní způsoby používání halogenů a jejich sloučenin, s nimiž se setkáváme v běžném životě (chlorování pitné vody, fluorizace vody, jodování soli, desinfekce jodovou tinkturou, fotografování);
- uvést a vysvětlit příčiny vzniku kyselých dešťů a posoudit možnost omezení tohoto jevu snížením koncentrace SO_2 v ovzduší;
- objasnit metodu odsiřování kouřových plynů pomocí vápenatých sloučenin, jejímž produktem je síran vápenatý;
- uvést hlavní příčiny znečišťování ovzduší výfukovými plyny a posoudit možnost omezení tohoto jevu při používání automobilových katalyzátorů;
- zdůvodnit význam výroby průmyslových hnojiv a jejich možné negativní účinky na životní prostředí;
- uvést hlavní způsoby využití křemíku a jeho sloučenin, s nimiž se setkáváme v běžném životě (polovodiče v elektrotechnice, výrobky ze skla, porcelánu a keramiky);
- posoudit význam a uplatnění drahých kamenů (diamant, odrůdy křemene a korundu);
- objasnit průběh krasových jevů v přírodě na základě různé rozpustnosti CaCO_3 a $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ve vodě;
- uvést a vysvětlit hlavní způsoby používání s \square prvků a jejich sloučenin, s nimiž se setkáváme v běžném životě (vápnění půdy, používání prostředků pro praní v tvrdé vodě, užívání preparátů obsahujících kalcium);
- uvést a vysvětlit hlavní způsoby získávání a výroby d \square prvků (problematika těžby rud a výroby kovů);
- objasnit existenci a přípravu radioaktivních prvků a různé způsoby jejich využití v energetice, v medicíně a ve farmakologii (problematika jaderných elektráren, radioterapie, skladování radioaktivního odpadu).

3.3 Analýza vybraných gymnaziálních učebnic

Chemie pro střední školy 1a, Eisner W. a kol. : Scientia, Praha, 1996, 166 stran. [9]

Chemie pro střední školy 1b, Eisner W. a kol. : Scientia, Praha, 1996, 176 stran. [10]

V úvodu této učebnice se autoři zabírají významem chemie. Poukazují zde nejenom na její velký význam v průmyslu a vědě, ale zdůrazňují každodenní přítomnost chemie a jejích výtvarků v našem životě. Celá učebnice je pak pojata v tomto duchu. Nejedná se o klasickou

učebnici chemie, kde po jménu prvku následuje výčet jeho vlastností, výskytu a sloučenin. Učivo není probíráno postupně podle periodické tabulky, ale je nám představováno v rámci tématických celků (např. Voda, Vzduch a hoření apod.). Samozřejmě jsou zde taktéž probírány vlastnosti prvků, avšak učebnici se daří vyhnout se zbytečné encyklopedičnosti.

Oba díly učebnice jsou si svým rozsahem podobné, obsahují 12 kapitol a shodně kolem 150 stran. Na začátku každé kapitoly je motivační stránka s fotografiemi a krátkým textem, který se vztahuje k danému tématu. Následuje několik podkapitol, kde jsou probírány jednotlivé úseky učiva. Omezují se na méně textu (kolem 30 vět na stránku), jsou však doprovázeny řadou tabulek, obrázků, fotografií, doprovodných pokusů a také úkolů a problémových úloh pro žáky. Odpovědi na úlohy lze nalézt v textu, učebnice neobsahuje klíč. Na konci knihy je kapitola s dodatky, ve které jsou zařazeny tabulky, instrukce k chování během laboratorních pokusů a nechybí ani malý exkurz do historie chemie.

P- prvky jsou probírány v rámci několika tématických celků. V prvním dílu učebnice jsou to kapitoly: 4. Vzduch a hoření, 5. Redukce a redoxní reakce a 9. Halogeny, ve druhém pak 2. Kyselé a alkalické roztoky, 3. Některé základní produkty chemického průmyslu, 5. Struktura a vlastnosti některých nekovů, 6. Anorganické sloučeniny uhlíku a 7. Křemen a křemičitany. Některé p-prvky však nejsou v žádné kapitole zmíněny.

Grafickým provedením učebnice na první pohled zaujme, a to nejen množstvím obsažených fotografií, ale též názorným členěním textu. Klíčové pojmy jsou zvýrazněny tučným písmem, důležité poznatky jsou shrnuty a zvýrazněny modrým písmem. Pokusy a úkoly jsou umístěny v šedých sloupcích při okraji stránky, ke každému náleží piktogram, který určuje, zda se jedná o úkol nebo učitelský či žakovský pokus. Tam, kde je to nezbytné, je též použit varovný symbol, upozorňující na možná nebezpečí při provádění pokusu.

Celkově bych učebnici hodnotila velmi kladně. Myslím si, že řada učebnic používaných na našich školách uvádí příliš mnoho poznatků, což se nesetkává s úspěchem jak při motivaci žáků, tak při konečném množství zapamatovaných faktů. Tato učebnice se snaží o propojení chemie i s ostatními předměty a zejména s běžným životem. Uchopení učiva tímto způsobem však také zvyšuje nároky na učitele. Nemusí také vyhovovat každému pedagogovi, zvláště pokud je zvyklý na klasické uspořádání výuky. Já však bych se touto učebnicí ráda inspirovala.

Chemie I. /obecná a anorganická/ pro gymnázia,

Flegr, V., Dušek B. : SPN, Praha, 2001, 120 stran. [11]

V předmluvě autoři předesílají, že jejich snahou bylo představit chemii především jako součást životní reality na naší planetě. Myslím se, že s touto myšlenkou by v současné době měli pracovat všichni autoři učebnic chemie.

Učebnice je rozdělena na 5 kapitol: 1. Složení a struktura látek, 2. Chemické reakce, 3. Základy anorganické chemie, 4. Analytická chemie včera a dnes, 5. Laboratorní cvičení. Ty jsou dále členěny na podkapitoly. Na začátku každého celku najdeme krátký obecný úvod. V textu i na konci kapitol jsou uváděny úlohy a úkoly pro žáky. Některá řešení lze objevit v textu, náročnější úlohy jsou vyřešeny na konci učebnice.

P- prvky jsou probírány v rámci třetí kapitoly. Ta je členěna na tři podkapitoly: 3.1. Nekovy, 3.2. Polokovy, 3.3 Kovy. V nich jsou jednotlivé prvky charakterizovány z chemického i fyzikálního hlediska, uvádí se nejčastější výskyt, reakce a sloučeniny. Často se pracuje s periodickou tabulkou, jednotlivé celky jsou v ní znázorněny. Všechny prvky jsou v učebnici alespoň zmíněny. V textu se objevují informace o konkrétním využití jednotlivých prvků (žárovky, zápalky, prášek do pečiva atd.). Některé informace jsou více rozvedeny v příloze. Někdy však chybí odkaz na dohledání informací v příloze.

Z grafického hlediska je učebnice přiměřeně zajímavá. Text je poměrně hustý, v dostačující míře doprovázen obrázky, schémata, fotografiemi a tabulkami. Významné informace jsou v textu zvýrazněny tučným písmem. Doplňující informace jsou odlišeny menším písmem. Na konci kapitol se nachází shrnutí, zvýrazněné modrým písmem.

Učebnice jako taková poskytuje dostatek informací pro žáka střední školy. Předsevzetí autorů mohlo být dle mého názoru naplněno lépe, příkladů „chemie běžného života“ uváděno více a ty obsažené mohly být více vysvětleny. Autory nicméně chválím a jejich výtvar rovněž.

Chemie pro střední školy, Banýr J. a kol. : SPN, Praha, 1995, 160 stran. [1]

Učebnice je členěna do 5 hlavních kapitol. První kapitola se věnuje výkladu základů chemického děje, poté následují další kapitoly : 2. Anorganická chemie, 3. Organická chemie, 4. Biochemie, 5. Analytická biochemie.

P- prvky jsou probírány v části anorganická chemie a to v nejprve v podkapitole 2.2. Vodík, kyslík a jejich vzájemné sloučeniny, dále 2.3. Nepřechodné prvky nekovového charakteru, 2.4. Nepřechodné prvky kovového charakteru.

V úvodu podkapitoly 2.3. Nepřechodné prvky nekovového charakteru, jsou tyto nejprve obecně charakterizovány. Poté jsou sledovány změny vlastností podle periodické tabulky. Následně jsou probírány charakteristiky, vlastnosti, výskyt, výroba, reakce a sloučeniny prvků 15. (pouze dusík a fosfor), 16. (pouze síra), 17. a 18. skupiny. 14. skupina je probírána také jen z části (uhlík a křemík). Ostatní prvky jsou zmíněny pouze okrajově.

Podkapitola 2.4. Nepřechodné prvky kovového charakteru se v úvodu zabývá hlavně obecnými vlastnostmi kovů, výrobou apod. Vedle prvku 1. a 2. skupiny zahrnuje také prvky 13. a 14. skupiny (pouze cín a olovo). Prvky se probírají stejným stylem jako v podkapitole 2.3.

Do textu jsou zařazeny návody k chemickým pokusům a také řada úloh k procvičení probírané látky.

Graficky je učebnice upravena přehledně. Text je poměrně hustý, v menší míře doprovázen obrázky, schémata i tabulkami. Významné informace jsou v textu zvýrazněny tučným písmem jen zřídka. Doplnující informace jsou odlišeny menším písmem. Fotografie nejsou zastoupeny téměř vůbec. Učebnice je provedena pouze v modré a černé barvě. Úlohy a pokusy jsou označeny piktogramy. Při okrajích výkladového učiva jsou jako marginálie uvedeny pojmy, sloužící k rychlé orientaci v textu.

Pojetím je učebnice obsahově dostačující, myslím však, že by bylo záhodno rozvést více příklady z běžného života a snažit se je uvádět v souvislosti s probíranou látkou častěji. Toto pojetí včetně grafické úpravy může být pro žáky málo motivující. Oproti tomu řada návodů pro laboratorní práce a pokusy dává možnost žákům pochopit chemické principy v praxi.

Chemie I. /obecná a anorganická/ pro gymnázia, Vacík, J. a kol: SPN, Praha, 1995, 248 stran. [26]

Učebnice je rozdělena na 10 hlavních kapitol. Dále obsahuje ještě část s návody k laboratorním pracím. Zabývá se jak problematikou obecné chemie, tak i výkladem chemie anorganické.

P- prvkům je věnována samostatná kapitola. Výjimku tvoří kyslík, který je společně s vodíkem probírán odděleně. Uváděny jsou v tomto pořadí : 18., 17., 16., 15., 14. a 13. skupina. Nejprve jsou uváděny vlastnosti související s obecnými trendy v příslušné skupině. Dále pak vlastnosti, výskyt a nejvýznamnější sloučeniny prvků. Objevují se jen nejdůležitější informace, text k jednotlivým skupinám je poměrně krátký. Méně známé prvky jsou vynechány vůbec. Výkladový text je doprovázen úkoly, klíč v učebnici není. Obrázků a

schémat je malé množství. Doplnující informace a problémové úlohy jsou vyznačeny menším písmem, případně značkou otazníku.

Graficky je učebnice nezajímavá, černobílý text je jen zřídka doprovázen nákresem či tabulkou. Zpracování p-prvků v této učebnici bych hodnotila jako dobré, není vyžadována detailní znalost všech prvků. Toto pojetí však může být i přes věcnou správnost málo motivující.

Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl: Olomouc, 1998, 240 stran. [15]

Učebnice se věnuje třem celkům učiva. V první části je to obecná chemie, v druhé jsou probírány poznatky z chemie nepřechodných prvků. Poslední část poskytuje ucelený přehled názvosloví anorganických sloučenin.

P- prvky jsou probírány postupně, dle periodické tabulky prvků. Každé skupině je věnována jedna kapitola. Učivo je předkládáno dle stejného schématu jako v podobných učebnicích. Nejdříve je tedy uveden výskyt prvku, jeho výroba, vlastnosti a použití. Dále chemické reakce, jimž prvek podléhá. Jsou uvedeny také jeho sloučeniny včetně jejich charakteristik. Text je poměrně podrobný, doprovázený řadou rovnic. Otázky a úkoly se v této části učebnice nenacházejí.

Graficky je učebnice velmi dobře členěna. V menší míře je text doplněn obrázky, schémata a tabulkami, fotografie nejsou začleněny. Při okrajích výkladového učiva jsou jako marginálie uvedeny pojmy, sloužící k rychlé orientaci v textu. Doplnkové informace jsou odlišeny malým písmem. Důležité pojmy jsou zvýrazněny tučným písmem.

Pro žáky může být často až příliš akademické, chybí příklady chemických jevů, které by byly žákům známy i z běžného života. Reprezentuje obvyklé pojetí výuky na středních školách.

Přehled středoškolské chemie, Vacík, J. a kol: SPN, Praha, 1993, 365 stran. [27]

Tato učebnice je koncipována jako ucelený soubor informací určený pro opakování žákům. Taktéž by měla sloužit jako zdroj jednotných informací pro pedagogy a studující chemie. V šesti oddílech učebnice jsou shrnuty poznatky odpovídající učivu a pojetí výuky středoškolské chemie v devadesátých letech dvacátého století.

Učebnice je rozčleněna do šesti oddílů. Úvod, v němž jsme seznámení se stručnou historií chemie a rozdělením jednotlivých chemických odvětví, Obecná chemie, která nám nabízí

poznatky o stavbě a struktuře látek a chemických reakcích. Dále následují oddíly Anorganická chemie, Organická chemie, Základy biochemie a Osobnosti významné pro rozvoj chemie.

P- prvky jsou probírány v oddílu Anorganická chemie. V úvodní části jsme nejprve seznámeni se základními pojmy. Systematická část je probírána dle struktury elektronového obalu. Prostor věnovaný jednotlivým prvkům je poměrný k jejich významnosti. Nejprve jsou uváděny informace týkající se výskytu, využití, vlastností a výroby prvků, dále jsou probírány sloučeniny prvků. V textu se často uvádějí příslušné rovnice, otázky a úkoly se nevyskytují.

Graficky učebnice působí dobře, k rozlišení jednotlivých částí textu se využívá hlavně různých velikostí písma, důležité pojmy jsou zvýrazněny tučným písmem. Z barev převládá černá, někdy doplněna oranžovou. Obrázků a schémat je poskrovnu, což je vzhledem k množství probíraného učiva pochopitelné. Fotografie nejsou zařazeny vůbec.

Text je poněkud zhuštěný, uvádí jen to nejdůležitější. Nezapomíná však ani na konkrétní a běžná upotřebení chemických prvků a sloučenin. Myslím, že jako kvalitní a ucelený zdroj informací může tato učebnice posloužit velmi dobře. Je však nutné, aby studující měl již některé znalosti a schopnost pracovat s textem.

Závěr

Při analýze vybraných gymnaziálních učebnic jsem sledovala několik kritérií. Z jejich srovnání (viz tabulka 1) vyšla nejlépe učebnice Eisner, W. a kol.: Chemie pro SŠ. Splňuje řadu požadavků, na které chci brát zřetel. Proto jsem se rozhodla čerpat některé poznatky a formáty z této učebnice a inspirovat se jí. Avšak nejvíce rozšířenou na našich středních školách je učebnice Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia, proto budu během tvorby prezentací pracovat i s touto publikací a využívat ji především k porovnání obsahu osvojovaného učiva.

Na základě analýzy učebnic chemie pro střední školy jsem vybrala pojmy z vybraného celku učiva, které budu ve svých prezentacích zpracovávat. Ty budou uvedeny v pojmových mapách, kde budou demonstrovány jejich souvislosti a naznačen způsob vyvozování učiva na základě znalostí z obecné chemie.

Tabulka 1: Porovnání učebnic chemie pro střední školy

	Banýr, J. a kol.: Chemie pro SŠ	Eisner, W. a kol.: Chemie pro SŠ	Fleml, V., Dušek, B.: Chemie I pro gymnázia	Mareček, A., Honza, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia	Vacík, J. a kol.: Chemie I. /obecná a anorganická/ pro gymnázia
Struktura učiva	nekovy, kovy	prvky jako součást vybraných témat	nekovy, polokovy, kovy	řazeno podle periodické tabulky prvků	řazeno podle periodické tabulky prvků
Poznatky ze současné chemie	ne	ano	ano	ne	ne
Poznatky z běžného života	ne	ano	ano	ne	ne
Otázky, úkoly, LP	ano	ano	ano	ne	ano
Grafika – členitost textu	ano	ano	ano	ano	ne
Grafika černobílá	ano	ano	ano	ano	ne
Grafika barevná	ne	ano	ano	ne	ne

4. Teoretický úvod – Tvorba PowerPointové prezentace

Prezentace se staly hojně využívaným prostředkem osvojování učiva ve školní praxi. Aby však prezentace byla skutečně efektivní, je potřeba zamyslet se před samotnou tvorbou nad následujícími aspekty [38]:

- obsah, rozsah a uspořádání učiva;
- možnosti grafického zpracování učiva;
- způsoby motivace žáků;
- zajištění aktivizace žáků;
- práce učitele s prezentacemi.

Podrobným popisem zásad a postupů při tvorbě PowerPointových prezentací se zabývají práce RNDr. K. Urbanové [23] a Mgr. K. Vondráčkové[28].

Z toho důvodu zde nebudu rozepisovat teoretické postupy při tvorbě prezentací a všechny obecné zásady, jimiž jsem se při tvorbě prezentací řídila, shrnu pouze do tabulky (viz tabulka 2).

Tabulka 2: Formát prezentace

Formát vlastního textu	
písmo	jeden typ - Calibri
velikost písma	velikost 18 až 24
barevné zvýraznění v textu	ano
barva písma	odlišná od pozadí
Barevná schémata	
barevnost pozadí	jednotná barva vhodná pro dlouhodobé pozorování (světlejší barvy)
Obsahová náplň	
text	stručná, ale přesná formulace
Názorné prvky	
obrázky, fotografie, modely, tabulky, schémata a jednoduché animace	ano
pohyblivé, složitější animace	pouze v motivační části
členění textu	pomocí schémat

5. Manuál k PowerPointovým prezentacím na téma p-prvky

5.1 Cíl a hlavní charakteristiky výukových prezentací vzhledem k RVP G

Hlavním smyslem výukových prezentací je přiblížit žákům učivo anorganické chemie, zapojit co nejvíce praktických příkladů, využít možnosti aplikace Microsoft PowerPoint a napomoci pochopení vlastností prvků a sloučenin na základě jejich struktury. Prezentace mají být využity jako doplněk ke klasické učebnici.

Hlavní charakteristiky výukových prezentací jsou shrnuty v tabulce 3.

Tabulka 3: Hlavní charakteristiky výukových prezentací.

Stupeň a období vzdělávání	druhý ročník čtyřletého gymnázia šestý ročník osmiletého gymnázia
Vzdělávací oblast	Člověk a příroda
Vzdělávací obor	Chemie
Tématický celek	Chemie prvků
Učivo	p-prvky a jejich sloučeniny
Očekávané výstupy	<ul style="list-style-type: none">- využívá názvosloví anorganické chemie při popisu sloučenin;- charakterizuje významné zástupce prvků a jejich sloučeniny, zhodnotí jejich surovinové zdroje, využití v praxi a vliv na životní prostředí;- předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin;- využívá znalosti základů kvalitativní a kvantitativní analýzy k pochopení jejich praktického významu v anorganické chemii.
Mezioborové přesahy a vazby	fyzika, biologie
Organizace řízení učební činnosti	frontální
Nutné pomůcky	dataprojektor, počítač, promítací plátno

5.2 Spuštění a ovládání prezentací

Výukové prezentace jsou vytvořeny v programu Microsoft PowerPoint. Prezentaci otevřeme pro úpravy stisknutím pravého tlačítka myši a zvolením příkazu Otevřít. Dalším způsobem je poklepnutím dvakrát levým tlačítkem myši na soubor. Spuštění prezentace provedeme stisknutím klávesy F5. Další část textu, obrázek či animace se objeví po stisknutí levého tlačítka myši.

V prezentaci se také objevuje text, a to v podobě hesel nebo celých vět. Někteří pedagogové text v prezentacích vítají jako vhodný a strukturovaný zápis připravený pro žáky, dle jiných pedagogů je naopak nevhodný a působí rušivě, neboť žáci text bezmyslenkovitě opisují a nevěnují pozornost výkladu [25]. Já se přikláním spíše k první skupině, domnívám se, že text připravený pro žáky v rozumné míře v prezentaci nevádí.

Aby se žákům usnadnila orientace v prezentacích, jsou v nich použity piktogramy, které vybízejí k určité činnosti:



sledovat prezentaci



odpovídat, diskutovat



zapisovat si

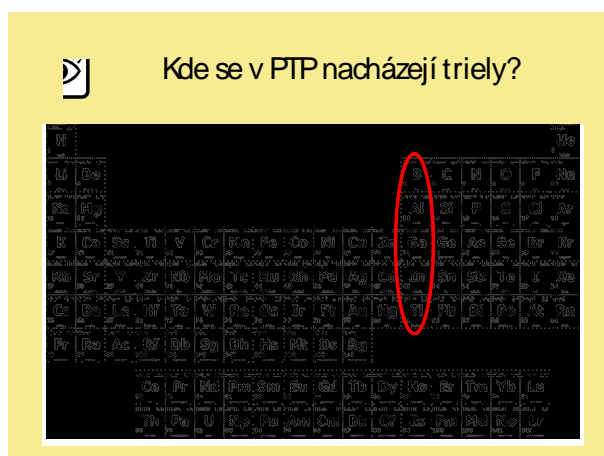
6. Praktická část – PowerPointové prezentace a doprovodný text

V této části diplomové práce předkládám tři vytvořené prezentace. Obrázky jednotlivých snímků jsou doplněny doprovodným textem. Tento není určen pro žáky, je pouze opěrným materiálem pro učitele. Shrnuji v něm údaje obsažené v jednotlivých snímcích a doplňuji další zajímavosti, případně vysvětlení předváděných jevů, animací, schémat apod.

Všechny vícevrstvé animace zde nejsou uvedeny. Příslušný popis k těmto nezobrazeným animacím však bude uveden u jednotlivých snímků.

Na začátku kapitol, týkajících se jednotlivých prvků, je vždy uvedena pojmová mapa. Jak již bylo uvedeno, byla vytvořena na základě teoretické analýzy učebnic a kurikulárních dokumentů. Pojmová mapa slouží jako východisko při tvorbě prezentací, sleduje vztahy mezi pojmy a nastiňuje postup při jejich vzájemném vyvozování.


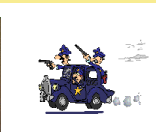


6.1 Triely



Mezi prvky skupiny boru patří bor, hliník, gallium, indium, thallium.

☞ Co se dnes dozvíme?

- Co dělá bor v jaderné elektrárně.
- Alobal je staniol?
- Jak bor chrání životy.
- Boj proti HIV i rakovině – naděje v boru.



Motivační část.

Na tomto snímku jsou zmíněny zajímavosti z následujícího učiva doprovázené atraktivními obrázky. Obrázek zcela vpravo je virus HIV.

Podívejme se na periodickou tabulku

V kolikáté skupině se nacházejí triely?

Prvky skupiny boru se nacházejí ve 13. skupině

A periodic table of elements with several groups highlighted in pink. Groups 1, 2, 13, 14, 15, 16, and 17 are marked at the top. The elements in group 13 (B, Al, Ga, In, Tl) are also highlighted.

První úloha.

Žákům je zadána otázka, v které skupině se nacházejí triely. Žáci se pokusí odpovědět sami s pomocí periodické tabulky prvků. Dalším krokem je zobrazení nápovědy a na závěr je doplněno správné řešení.

Podívejme se na periodickou tabulku

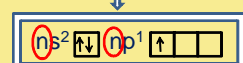
Jaká je konfigurace valenční sféry trielů?

13. skupina → počet valenčních elektronů je: **3**

Triely patří mezi: prvky

Valenční elektrony budou tedy zaplňovat orbitály: **s, p**

Triely mají konfiguraci valenční sféry:




$n = 2, 3, 4, 5, 6$, protože triely se nacházejí ve 2. až 6. periodě
Jakých hodnot bude nabývat n a proč?

A diagram of the periodic table. The 13th group (B, Al, Ga, In, Tl) is highlighted in pink. The s, p, d, and f blocks are also shown. A red oval highlights the 13th group elements.

Druhá úloha.

Žáci jsou postupnými a názornými kroky vedeni k řešení. Nejprve z umístění v periodické tabulce prvků zjistí počet valenčních elektronů. Následně doplní, které orbitály valenční elektrony obsazují. S těmito informacemi jsou žáci schopni zapsat elektronovou konfiguraci valenční sféry.

Všechny prvky skupiny boru mají elektronovou konfiguraci valenční vrstvy $ns^2 np^1$. Mají tedy ve své valenční vrstvě tři elektrony. V základním stavu je jeden valenční elektron nespárovaný, z toho vyplývá, že triely jsou jednovazné. Excitací jednoho elektronu z orbitalu ns do orbitalu np lze však zvýšit počet nespárovaných elektronů na tři. V excitovaném stavu jsou atomy trielů trojvazné. Elektronegativita trielů je poměrně nízká.

 Jaké je nejčastější oxidační číslo trielů?

Triely mají konfiguraci valenční sféry: $ns^2 \downarrow \uparrow \quad np^1 \uparrow \quad \square$

Triely mohou elektrony **odevzdávat** \Rightarrow **oxidovat se**

\Rightarrow počet možných odevzdaných elektronů je: **3**

\Downarrow

maximální kladné oxidační číslo je: **III**

Třetí úloha.

Žáci mají zapsanou konfiguraci valenční sféry z předchozí úlohy. Sledují, kolik elektronů může prvek z 13. skupiny odevzdat (oxidovat se). Dle těchto znalostí mohou stanovit nejvyšší kladné oxidační číslo trielů.

 Jaké je skupenství prvků v 13. skupině?


bor pevná látka thalium pevná látka
 hliník pevná látka indium pevná látka
 gallium pevná látka

S
I
g




Čtvrtá úloha.

Žáci mají doplnit skupenství k jednotlivým prvkům ze 13. skupiny. Návodou je jim periodická tabulka s barevně odlišeným pozadím pro jednotlivá skupenství. Odpovědi se zobrazují postupně.

 Jsou tyto prvky kovy, polokovy nebo nekovy?


bor polokov
 hliník kov thalium kov
 gallium kov indium kov

alkalické kovy
 kovy alk. zemin
 kovy
 polokovy
 nekovy



Pátá úloha.

Žáci mají doplnit kovový charakter k jednotlivým prvkům ze 13. skupiny. Náповědou je jim opět periodická tabulka prvků s barevně odlišeným pozadím a doprovodnou legendou. Odpovědi se zobrazují postupně.

 **Zapamatujme si**

Prvky 13. skupiny se nazývají **p¹ prvky**.
Jejich atomy mají ve valenčních orbitalech **3 elektrony** konfigurace **ns² np¹**
Mají shodný počet elektronů, ale podstatně se liší v mnoha vlastnostech.
V přírodě se **volně** nevyskytují – pouze sloučeniny.
Ve skupině **stoupá** kovový charakter prvků.


Bor	Nekov
Hliník	Polokov
Gallium	Kov
Indium	
Thallium	

Ačkoliv mají všechny prvky ve skupině ve své valenční vrstvě shodný počet elektronů, podstatně se liší ve svých vlastnostech. S rostoucím protonovým číslem roste kovový charakter prvků: bor je nekov, ostatní prvky jsou kovy. Tento trend se objevuje i v jiných skupinách periodické soustavy. První prvek vykazuje většinou nekovové vlastnosti (je křehký, nevodivý atd.). Ve střední části skupin nalézáme prvky, které se vyskytují v kovových i nekovových modifikacích. Dole pak jsou prvky s vlastnostmi kovů (kujnost, tažnost aj.). Jedním z možných vysvětlení stoupání kovového charakteru ve skupině je vzrůstající velikost atomů. Zvyšuje se tak vzdálenost mezi jádrem a valenčními elektrony a zároveň se zvyšuje počet energeticky využitelných orbitalů.

Triely mají ve sloučeninách kladná oxidační čísla I a III. Pouze bor ve sloučeninách s kovy (boridy) má záporné oxidační číslo -III.

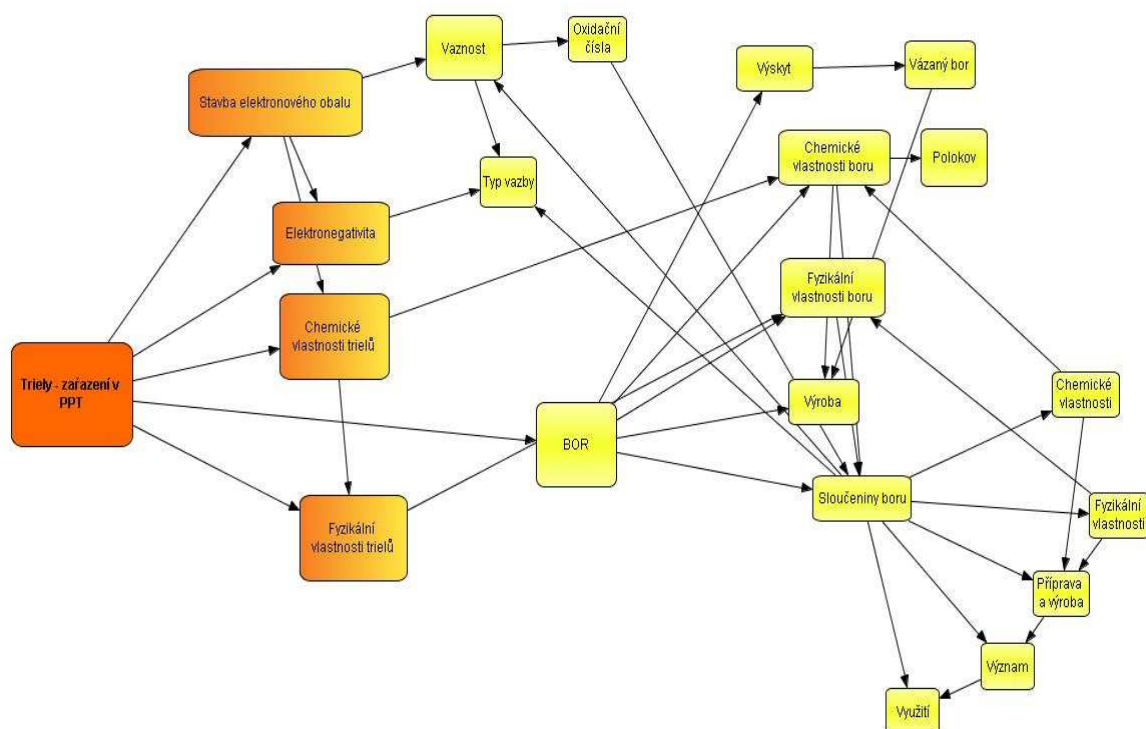
Těkavé sloučeniny prvků 13. skupiny barví charakteristicky plamen.

Bor	Hliník
zelená	bílá
Gallium	Indium
fialová	modrá
Thallium	
zelená	


 **Využití:**
..pyrotechnické účely...

Těkavé sloučeniny prvků 13. skupiny barví charakteristicky plamen. Toho se využívá například v zábavní pyrotechnice.

Bor




Obrázek 1: Pojmová mapa - bor



Bor

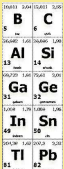
5
B
10,81

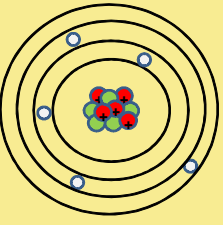
Elektronová konfigurace $2s^2 \uparrow\downarrow 2p^1 \uparrow \square \square$



Chemickými vlastnostmi se podobá křemíku
→(diagonální podobnost)

Pevná, tvrdá, černá látka s kovovým leskem,
málo reaktivní







Bor je pátým prvkem periodické soustavy a jeho elektronová konfigurace v základním stavu je $[\text{He}] 2s^2 2p^1$. Elektronegativita boru je 2,0. Krystalický bor má šedočernou barvu. Je jediným nekovem ve 13. skupině periodické tabulky. Chemická povaha boru je ovlivněna především malým rozměrem atomu a vysokou ionizační energií. V mnoha svých vlastnostech

se podobá křemíku (diagonální podobnost). Z elektronového uspořádání (viz výše) vidíme, že pro kovalentní vazby jsou dostupné tři elektrony. Avšak bor má k dispozici čtyři valenční orbitály. Taková situace se někdy označuje jako elektronová deficeience. Umožňuje boru přijímat elektronové páry a chovat se tak jako Lewisova kyselina. Toto uspořádání také propůjčuje boru schopnost vytvářet víceřadové vazby (viz borany).

Chemická reaktivita boru závisí na jeho čistotě, velikosti částic a na teplotě. Za laboratorní teploty reaguje bor pouze s fluorem a na povrchové vrstvě i s kyslíkem. K ostatním prvkům je netečný. Za vyšších teplot se však přímo slučuje se všemi nekovy vyjma H, Ge, Te a vzácných plynů. Spalování na vzduchu poskytuje oxid boritý a nitrid boritý.



Bor



ikosaedr B₁₂

Elementární bor se v přírodě nevyskytuje.
Lze jej připravit redukcí oxidu boritého kovovým hořčíkem nebo hliníkem.

$$\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} \longrightarrow 2\text{B} + 3\text{MgO}$$

Vyskytuje se v několika alotropických modifikacích –
základní jednotka – ikosaedr B₁₂

Kovový bor patří mezi **velmi tvrdé látky** –
dosahuje hodnoty 9,3 v Mohsově stupnici tvrdosti.

Tvrdost	Minerál
1	masek
2	sůl kamená
3	vápenec (kalci)
4	kazit (fluorit)
5	apatit
6	živec
7	křemen
8	topaz
9	korund
10	diamant

Ve vesmíru i na Zemi je bor poměrně vzácný. Vyskytuje se pouze ve sloučeninách, téměř výhradně v boritanových minerálech a borosilikátech.

Výroba

Izolace boru z jeho sloučenin probíhá pomocí těchto metod:

1. Redukcí oxidu boritého kovy za vysoké teploty.

Jedná se o tzv. metalotermickou reakci, při níž dochází k redukcí oxidu připravovaného prvku silně elektropozitivním kovem. Tato reakce je silně exotermická. Produkt reakce je obecně amorfni a znečištěný vysokotajícími nečistotami, jako jsou boridy kovů.

2. Elektolytickou redukcí roztavených boritanů

Jedná se o poměrně levný způsob výroby, výstupem je ale jen práškový, ne zcela čistý bor.

3. Redukcí těkavých sloučenin boru vodíkem.

Příkladem může být reakce bromidu boritého s vodíkem na žhavém tantalovém vlákne. Touto metodou se získává velmi čistý krystalický bor.

4. Tepelným rozkladem hydridů a halogenidů boru.

Bor je pevná látka, známá v několika alotropických modifikacích. Základní strukturální jednotkou těchto modifikací je ikosaedr (B_{12}). Velmi symetrická molekula – všechny atomy boru jsou na povrchu dvanáctistěny (čáry na schématu nepředstavují vazby, jedná se pouze o geometrické spojnice). Bor je velice tvrdá (tvrdost se udává větší než 9. stupeň v Mohsově stupnici tvrdosti), žáruvzdorná látka s vysokou teplotou tání, malou hustotou a velmi malou elektrickou vodivostí.

 **Bor - výskyt**

V přírodě se nevyskytuje **volně**.

 [1] minerál borax


Největší světová naleziště surovin boru leží v USA, Peru, Tibetu a Turecku



 [2]

Součiny jsou v malém množství obsaženy i v mořské vodě, či minerálních pramenech

Největší světová ložiska boritanových minerálů nacházíme zejména v místech dřívější sopečné činnosti. Jedná se například o průmyslová ložiska v Kalifornii, Turecku, Tibetu a Peru.

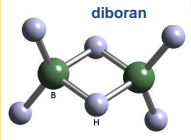
 **Borany**

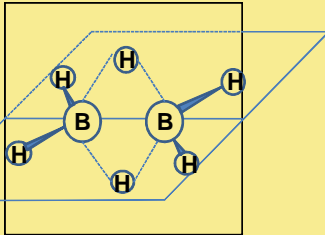
Součiny boru s vodíkem.

Obecný vzorec B_nH_{n+4} nebo B_nH_{n+6} .

Velmi reaktivní, samozápalné látky.

Vícecenterní vazby

 diboran



Borany jsou sloučeniny boru s vodíkem. Jak již bylo uvedeno, bor má ve své valenční vrstvě tři valenční elektrony, ale čtyři valenční orbitály. V hypotetické molekule BH_3 by tedy byl přítomen prázdný (vakantní orbital) p_z , kolmý na rovinu, v níž by se nacházely atomy vodíku. Existence molekuly BH_3 je z energetického hlediska velmi nevýhodná, proto dochází k podstatně výhodnějšímu uspořádání a vzniká molekula B_2H_6 , která má dvojnásobný počet atomů. V molekule diboranu je každý atom tetraedricky obklopen čtyřmi atomy vodíku, přičemž dva z nich jsou společné oběma atomům boru (spojení atomů boru v diboranu zprostředkovávají dva atomy vodíku). V molekule diboranu tedy existují dva typy vazeb.

Čtyři atomy vodíku ležící ve stejné rovině jsou vázány sigma vazbami. Zbývající dva atomy vodíku, které tvoří spojovací článek mezi atomy boru, jsou vázány elektrodeficitními vazbami. Systém tří atomů BHB je vzájemně poután pouze prostřednictvím dvou elektronů. To je důvodem, proč je toto spojení označováno jako třicenterní dvouelektrodová vazba. K uskutečnění této vazby poskytl jeden elektron atom vodíku, druhý pak jeden z atomů boru.




Borany

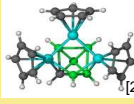


Výzkum - ÚACh AV ČR

- raketové palivo zelený drak (green dragon) - dřívě
- vrstvy proti korozi
- léčba rakoviny, HIV.
- polovodiče



Michael Londesborough
vědec, popularizátor
www.ceskatelevize.cz/program/port



[2]



[3]

Roku 1912 připravil německý chemik Alfred Stock reakcí boru s vodíkem poprvé nové sloučeniny – hydridy boru. Borany jsou předmětem výzkumu v Ústavu anorganické chemie AV ČR už od roku 1961 [35]. Původní výzkum směřoval k nalezení nového paliva pro rakety. Při spalování však vznikal oxid boritý, který ucpával trysky motorů. Také výroba byla příliš drahá. Borany našly využití v jiných oblastech, například při léčení nádorových onemocnění (jeden ze dvou izotopů boru, bor 10, má schopnost zachytit pomalé neutrony. Aktivní látka, obsahující tento bor, se koncentruje pouze v pacientově nádorové tkáni – zachytí pomalé neutrony a nádorové buňky zničí). Další sloučenina boru – karboran – dokáže blokovat HIV proteázu. Mezi vědce studující bor v Řeži u Prahy patří i M. Londesborough. Podílí se na řadě populárně vědeckých pořadů dostupných ze stránek České televize [36].



Kyslíkaté sloučeniny boru



Borax - $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_7(\text{OH})_2] \cdot 8\text{H}_2\text{O}$

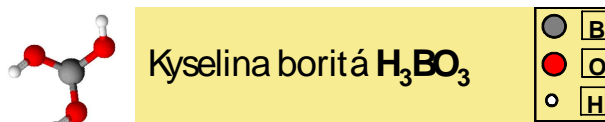
Použití

příprava glazur



smaltu

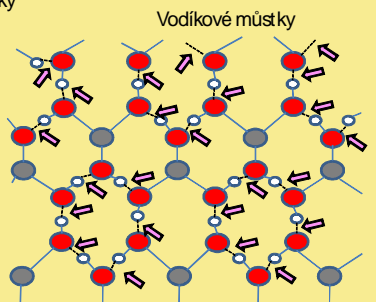






Kyselina boritá H_3BO_3

Sabá, antiseptické účinky
Borová voda

Vodíkové můstky

[2]

Kovový bor se využívá v letecké a raketové technice. Sloučeniny boru mají řadu využití v průmyslu i v domácnosti. Jsou například součástí pracích prášků, uplatňují se při výrobě žáruvzdorných skel, smaltů, herbicidů a v kosmetice.



Oxid boritý B_2O_3

výroba speciálních borosilikátových skel – Pyrex
(vysoká tepelná a chemická odolnost)



Kuchyňské nádobí [1]

Dýmky



Chemické nádobí [3]



excellent-pipes [2]



Součineny boru

Karbid boru



[1]

Fidící tyče v jaderných elektrárnách – pohlcování nadbytečných neutronů



[2]

výroba neprůstřelných vest, ochranné štíty bojových letadel, nože




[3]

Nitrid boritý

velmi tvrdý brusný materiál



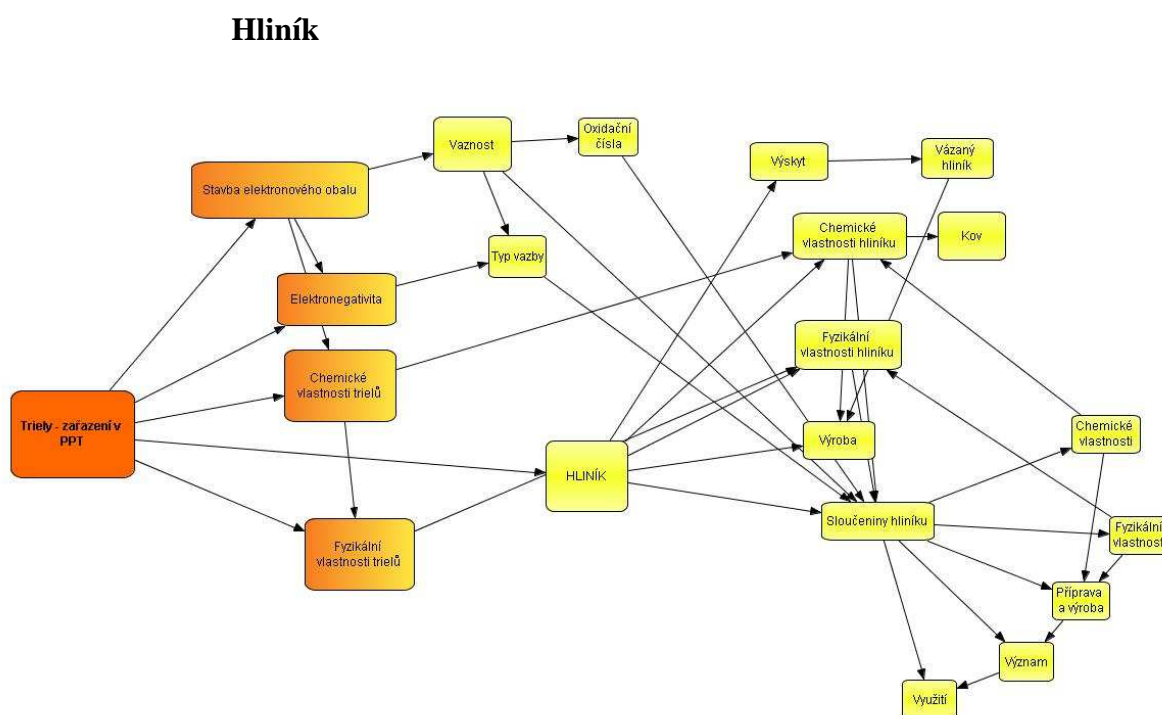
[5]

Boridy jsou sloučeniny boru s kovy. Zahrnují skupinu více než 200 podvojných sloučenin, které vykazují rozmanitost stechiometrií i strukturních typů, např. M_5B až MB_{66} (M = atom kovu). Boridy bohaté na kov jsou mimořádně tvrdé, chemicky netečné, netěkavé a

žárovzdorné materiály. Některé z nich mají lepší elektrickou a tepelnou vodivost než kovy, od kterých jsou odvozeny, například TiB_2 má vodivost 5krát větší než kovový Ti.

Boridy nalézají řadu využití jako materiál na turbínové lopatky, raketové trysky, vysokoteplotní reakční nádoby, elektrody aj.

Boridy kovů, zejména karbid boru, se využívají ve velkém rozsahu na neutronové štíty a kontrolní tyče v jaderném průmyslu. Karbid boru je černá, velmi tvrdá a chemicky značně odolná látka. Další uplatnění nachází při výrobě neprůstřelných vest, ochranných štítů bojových letadel. Používá se též k obložení brzd a spojek a ve formě brusných zrn a prášků pro broušení a leštění kovů.



Obrázek 2: Pojmová mapa – hliník



Hliník



13
Al
26,98

Aluminium od řeckého slova *alumen* = hořká sůl

Stříbrolesklý, lehký kov, velká tepelná i elektrická **vodivost**.

Na vzduchu stálý – pokrývá se vrstvičkou oxidu.

Ve svých sloučeninách pouze v mocenství Al^{3+}

Třetí nejrozšířenější prvek na Zemi - asi 8,3 %.

Hliník je odolný vůči korozi, protože souvislá vrstva oxidu hlinitého, kterou se povrch kovu na vzduchu pokryje, brání další oxidaci. Umělé zesílení této vrstvy anodickou oxidací se nazývá eloxování.

Hliník - výskyt






hlinítkřemičtanové minerály

- kryolit (hexafluorhlinitan sodný Na_3AlF_6)
- bauxit
- korund Al_2O_3


Tvrдость	Minerál
1	masek
2	sůl kamenná
3	vápenec (kalcit)
4	kazivec (fluorit)
5	apatit
6	živec
7	křemen
8	topaz
9	korund
10	diamant



Vzácnými odrůdami korundu jsou **drahokamy rubín a safír**

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

Hliník - výroba



Bauxit – základní surovina.

↓

Rozemele se, smísí s vápencem a hydroxidem sodným.

↓

Izolován oxid hlinitý.


↓

Elektrolýza taveniny směsí Al_2O_3 a kryolitu (Na_3AlF_6).

↓

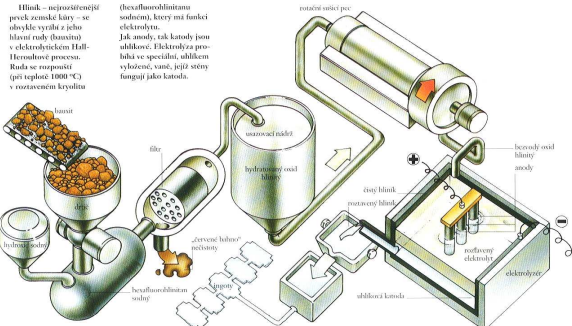
$2\text{Al}_2\text{O}_3$ (v Na_3AlF_6) + $3\text{C} \rightarrow 4\text{Al}$ (l) + 3CO_2

Hliník - výroba



Hliník – nejrozšířenější prvek zemské kůry – se obvykle vyrábá z jeho hlavní rudy (bauxitu) s elektrolytickým Hall-Hérouldovým procesem. Ruda se rozpouští (či vylučuje 1000°C) v roztaveném kryolitu

(hexafluorhlinitanu sodném), který má funkci elektrolytu. Jak anody, tak katody jsou obilkové. Elektrolyza probíhá ve speciální, odličené výlohou, vaně, její stěny tvoří jako katoda.



Průmyslově se hliník vyrábí elektrolýzou taveniny směsi oxidu hlinitého Al_2O_3 ($w = 18,5 \%$) a kryolitu, tj. hexafluorohlinitanu sodného $\text{Na}_2[\text{AlF}_6]$ ($w = 81,5 \%$) při teplotě asi $950 \text{ }^\circ\text{C}$. Kryolit působí jako tavidlo (snižuje teplotu tání směsi). Rozsahem výroby patří hliník mezi kovy na druhé místo za železo.

Hliník - využití

- lehké slitiny
- kuchyňské nádobí
- allobal
- CD

aluminotermie

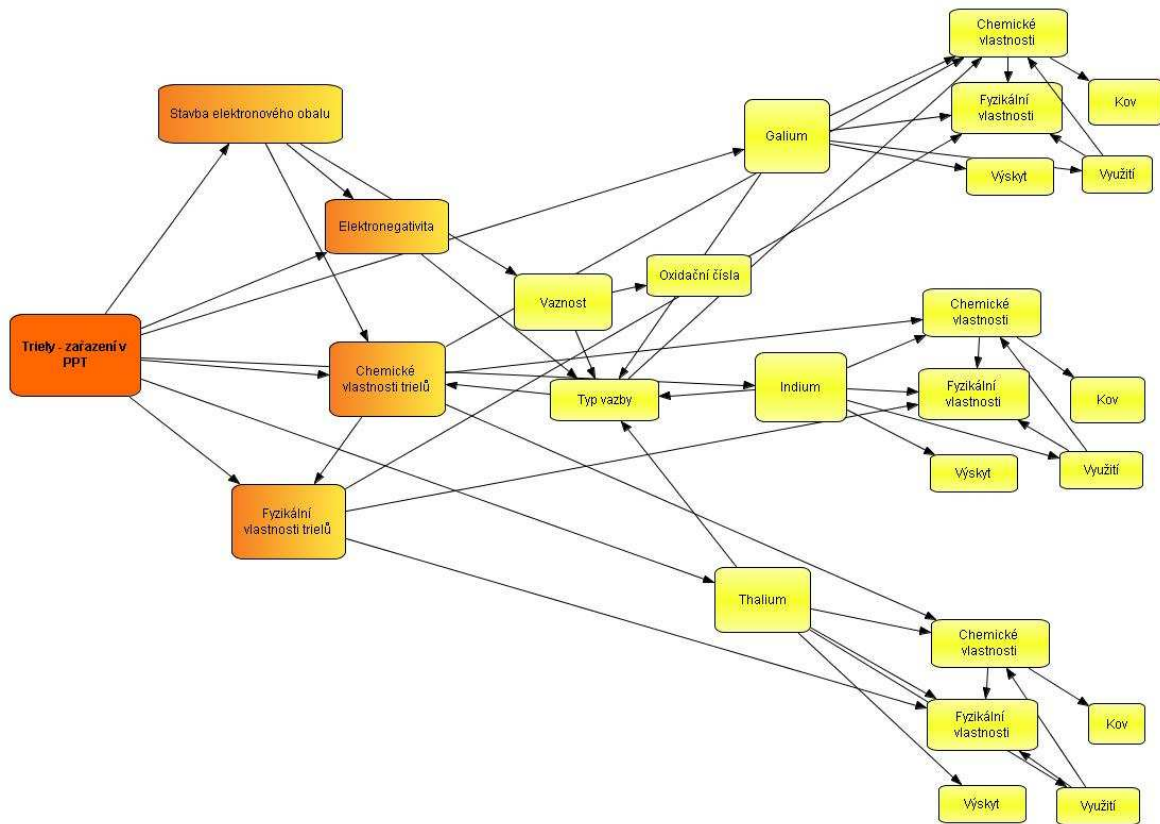
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$$

Hliník je stříbrolesklý, měkký kov s nízkou hustotou. Je výborným vodičem tepla a elektrického proudu, kujný a tažný. Tenké folie (allobal) našly uplatnění v domácnostech. Mnoho lidí nazývá allobal nesprávně staniolem (dříve se podobné fólie vyráběly z cínu). Allobal je z jedné strany lesklý a z druhé matný. Při jeho výrobě se z důvodu úspory místa skládají dva pláty na sebe. Po protažení válce vychází spodní a horní strana vyleštěná. Ale vnitřní povrchy sendviče se tisknou na sebe - hliník proti hliníku. Protože hliník je výrazně měkkší než ocel, jejich struktury do sebe lehce pronikají a zanechají tak drsnější matný povrch.


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

Hliník je také složkou tzv. termitu – směs práškového hliníku a oxidu železitého při hoření vyvine teplotu až 3000°C , využívá se při svařování ocelových součástí velké tloušťky (železniční kolejnice), či jako náplň protipancéřových kumulativních náloží [20].

Gallium, Indium, Thallium




Obrázek 3: Pojmová mapa - gallium, indium, thallium



Gallium


Stříbrolesklý měkký kov.



v přírodě- jako příměs ve **sferitu** (ZnS)

užití

- křemenné vysokotepečné teploměry (měření teplo do 1200 C)
bod tání 29,8 C
- polovodiče
- slitiny (na zubní plomby)



Gallium doprovází hliník a zinek v jejich rudách. Je to stříbrolesklý, měkký kov. Bod tání je pouze 29,8°C. Velmi čisté gallium se používá v polovodičových technologiích (laserové diody) a jako náplň do křemenných teploměrů, určených pro měření teplot do 1200°C.

Indium

49
In
 114,81

Stříbrolesklý **měkký** kov.
 V přírodě jako příměs v rudách zinku.
 Užití – výroba polovodičů.
 Indiová zrcadla.



Indium je obsaženo jako příměs v rudách zinku. Bývá součástí nízkotajících slitin, používá se k výrobě polovodičů a indiových zrcadel. Tato mají výrazně lepší vlastnosti než zrcadla stříbrná.

Thallium

81
Tl
 204,38

Stříbrolesklý měkký kov.
 V přírodě- doprovází rudy Al a Zn
 Součiny jsou **jedovaté** – užití při deratizaci.
 Výroba infračervených detektorů.




Výbojka plněná parami thalia



Thallium bývá součástí galenitu PbS. Stříbrolesklý měkký kov, s nízkým bodem tání, používá se při výrobě infračervených detektorů. Je jedovatý, čehož se někdy využívá i k travičským účelům.

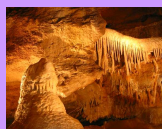
Co vás zaujalo?





Co se dnes dozvíme?

- Jak vznikají krápníky.
- Jak se těží diamanty.
- Co je to cyankáli.
- Proč je důležité třídít sklo.
- Jakou medaili dostala Martina Sáblíková.
- Z čeho jsou náboje.



Motivační část.

Na tomto snímku jsou zmíněny zajímavosti z následujícího učiva doprovázené atraktivními obrázky.



Podívejme se na periodickou tabulku


V kolikáté skupině se nacházejí tetrelly?

Prvky skupiny uhlíku se nacházejí ve 14. skupině

1.																	18.																																	
H	He																	Ar	Kr																															
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	Xe																
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	Xe	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mendelevium	Nobelium	Lr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mendelevium	Nobelium	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hf	Ta	W	Re	Os	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn




První úloha.

Žákům je zadána otázka, v které skupině se nacházejí tetrelly. Žáci se pokusí odpovědět sami s pomocí periodické tabulky prvků. Dalším krokem je zobrazení nápovědy a na závěr je doplněno správné řešení.

 Podívejme se na periodickou tabulku

Jaká je konfigurace valenční sféry tetrelů?

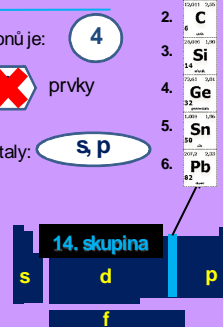
14. skupina \Rightarrow počet valenčních elektronů je: **4**

Tetrely patří mezi:  **p**   prvky

Valenční elektrony budou tedy zaplňovat orbitály: **s, p**

Tetrely mají konfiguraci valenční sféry:


$ns^2 \uparrow\downarrow \quad np^2 \uparrow \uparrow$



Druhá úloha.

Žáci jsou postupnými a názornými kroky vedeni k řešení. Nejprve z umístění v periodické tabulce prvků zjistí počet valenčních elektronů. Následně doplní, které orbitály valenční elektrony obsazují. S těmito informacemi jsou žáci schopni zapsat elektronovou konfiguraci valenční sféry.

Prvky 14. skupiny mají 4 valenční elektrony. Elektronová konfigurace valenční sféry prvků 14. skupiny je tedy ns^2np^2 .

 Prvky se mohou $\begin{cases} \text{redukovat} \\ \text{oxidovat} \end{cases}$

Podívejme se na rovnici: $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 3CO + 2Fe$

Uhlík je ve svém základním stavu, jeho oxidační číslo je: **0**

Uhlík v oxidu uhelnatém má oxidační číslo: **II**

$C^0 \rightarrow C^{II}$

Uhlík se $\begin{cases} \text{redukoval} \\ \text{oxidoval} \end{cases} \Rightarrow$ odevzdal elektrony

Třetí úloha.

Žáci vycházejí z rovnice. Sledují změnu oxidačního čísla uhlíku a určí, zda se tento prvek oxidoval nebo redukoval. Připomeneme oxidačně redukční pochody.

Uhlík se → **oxidoval** ⇒ odevzdal elektrony

Podívejme se na rovnici: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 3\text{CO} + 2\text{Fe}$

Železo v oxidu železitém má oxidační číslo: **III**

Železo je ve svém základním stavu, jeho oxidační číslo je: **0**

$\text{Fe}^{\text{III}} \rightarrow \text{Fe}^0$

Železo se **redukovalo** ⇒ přijalo elektrony

Uhlík se **oxiduje**, jiné prvky **redukuje**

Uhlík je **redukční činidlo**

Třetí úloha.

Připomeneme si, že uhlík se při reakci oxidoval (první část úlohy). Žáci sledují změnu oxidačního čísla u železa. Prvek se redukoval. Žáci vlastními slovy vysvětlí, proč je uhlík redukčním činidlem a jak příslušný děj probíhá

Jaké je skupenství prvků ve 14. skupině?

uhlík pevná látka

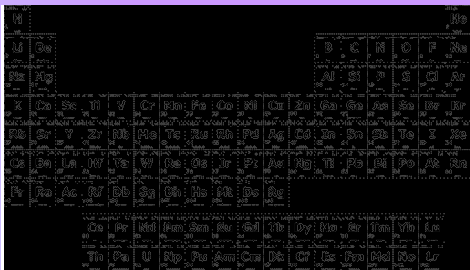
křemík pevná látka olovo pevná látka

germanium pevná látka cín pevná látka

S

I

g



Čtvrtá úloha.

Žáci mají doplnit skupenství k jednotlivým prvkům ze 14. skupiny. Náповědou je jim periodická tabulka s barevně odlišeným pozadím pro jednotlivá skupenství. Odpovědi se zobrazují postupně. Všechny prvky 14. skupiny jsou za normálních podmínek pevné látky.

Jsou tyto prvky kovy, polokovy nebo nekovy?

uhlík nekov

křemík polokov olovo kov

germanium polokov cín kov


alkalické kovy

kovy alk. zemin

kovy

polokovy

nekovy



Pátá úloha.

Žáci mají doplnit kovový charakter k jednotlivým prvkům z 14. skupiny. Náповědou je jim opět periodická tabulka prvků s barevně odlišeným pozadím a doprovodnou legendou. Odpovědi se zobrazují postupně. S rostoucím atomovým poloměrem vzrůstá kovový charakter prvků. Uhlík je nekov, křemík a germanium polokovy, cín a olovo jsou typické kovy.

Kolika vazné jsou tetrelý?

Zapište plnou elektronovou konfiguraci uhlíku.

Uhlík má 6 protonů, 6 elektronů.

V první slupce elektronového obalu se zaplňují orbitály s

V druhé slupce elektronového obalu se zaplňují orbitály s, p

Elektronová konfigurace uhlíku v základním stavu:

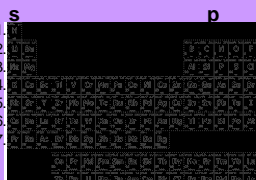
$1s^2 2s^2 2p^2$

1s² 2s² 2p²

Elektronová konfigurace v excitovaném stavu:

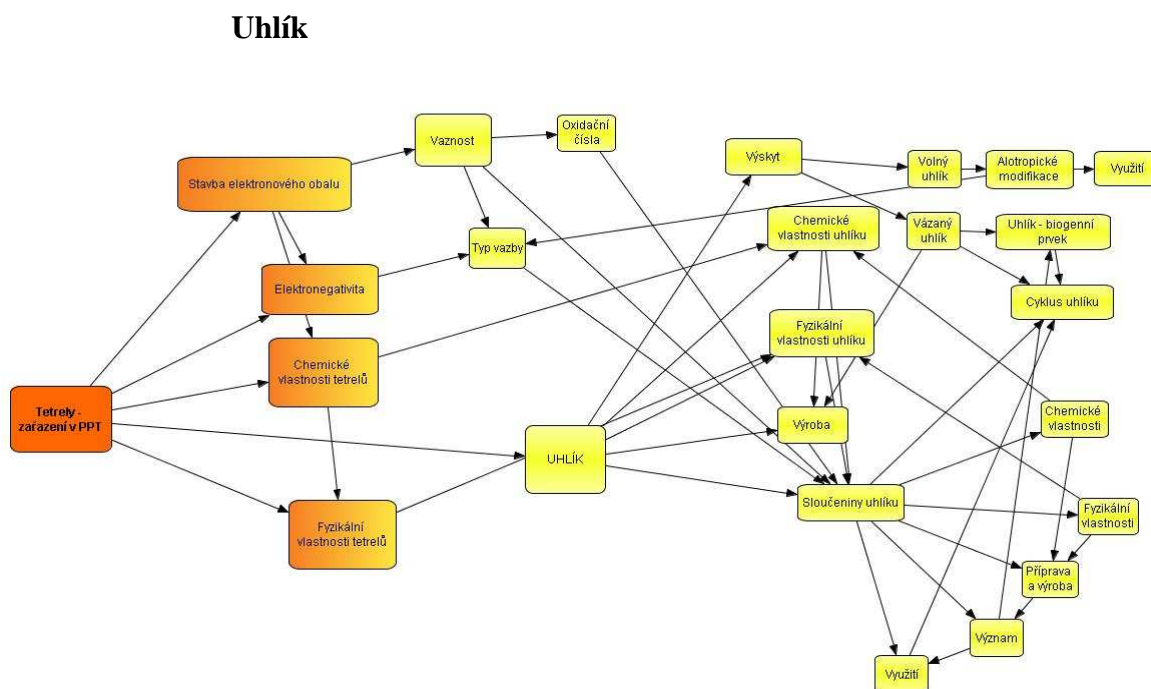
1s² 2s¹ 2p³

Závěr: Uhlík je maximálně 4 vazný



Šestá úloha.

Během této úlohy žáci využijí znalosti elektronové konfigurace tetrelů a odvodí vaznost uhlíku. S rostoucím atomovým poloměrem klesá ve sloučeninách stálost oxidačního čísla IV a stoupá stálost oxidačního čísla II. Uhlík je vždy čtyřvazný.



Obrázek 4: Pojmová mapa – uhlík



Uhlík

6
C
 12,01

Elektronová konfigurace $2s^2 \uparrow\downarrow$ $2p^2 \uparrow \uparrow \square$

Má schopnost **řetězit** se a tvořit **násobné** vazby.


S jinými prvky reaguje až při **vyšších** teplotách.

Uhlík je maximálně **čtyřvazný**.

Uhlík je **nekov**.



Uhlík je typický nekov. Je čtyřvazný a může tvořit násobné vazby. Z toho vyplývá jeho schopnost řetězit se a tvořit tak mnoho nejrůznějších sloučenin. Většinu těchto sloučenin studuje organická chemie.




Výskyt uhlíku

Volný

- grafit (tuha)
- diamant

Vázaný

- vápenec CaCO_3
- magnesiit MgCO_3
- siderit - FeCO_3
- dolomit - $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$



Bohaté na uhlík jsou látky fosilní: uhlí, ropa, zemní plyn.
 CO_2 je v atmosféře kolem 0,03 %
 Biogenní prvek.

Uhlík byl využíván již v pravěku (dřevěné uhlí, saze), ale jako prvek je znám až od druhé poloviny osmnáctého století. V přírodě se vyskytuje volně ve formě grafitu a diamantů. Vázaný v oxidech a uhličitanech. Je hlavní stavební jednotkou veškeré živé hmoty. Cyklus uhlíku v přírodě: sedimenty, atmosféra, spalování fosilních paliv.

diamant X grafit

	Diamant	Grafit
barva	bezbarvý nebo různých barevných odstínů	šedý a černý
lesk	vysoký, nekovový	kovový
průhlednost	čirý, silně láme světlo	neprůhledný
tvrdost	patří k nejtvrdějším nerostům	patří k nejměkčím nerostům
hustota (g/cm^3)	3,5	2,2
elektrická vodivost	nevodič	dobrý vodič
krystalická soustava	krychlová	šesterečná

Elementární uhlík se vykytuje ve třech alotropických modifikacích – jako grafit, diamant a fullereny.



Diamant

Vazby mezi atomy velmi pevné.
Nejtvrďší přírodní látka.
Největší tepelná vodivost ze všech známých látek.

Využití:

- přírodní - šperky (nejdražší drahokam) – Jžní Afrika
- největší nalezený diamant (25.1.1905) byl Cullinan (3106 karátů = 621,2 gramu)
- syntetické - řezání, vrtání a leštění

V diamantu je každý atom uhlíku kovalentně poután se 4 sousedními atomy ve vrcholech tetraedru. Vazby mezi uhlíkovými atomy jsou velmi pevné. Váha diamantů se udává v karátech, největším doposud nalezeným diamantem byl Cullinan, který v surovém stavu při nálezu v Jihoafrické republice dosáhl váhy 3 106 karátů (karát = 0,2 g). Tento diamant je zasazen do žezla britské královny. Diamanty se používají pro svou tvrdost a výbornou tepelnou vodivost (nikdy se nepřehřejí) v nejrůznějších řezných nástrojích. Pro vysokou cenu bývají diamanty vyráběny synteticky.

Důsledky těžby diamantů – diamantový důl Mirnyj (Rusko).



Grafit



Vrstevnatá struktura
Van der Waalsovy síly

Využití

- redukční činidlo
- elektrody – výroba hliníku
– výroba oceli
- tužky
- jaderné reaktory – moderátor neutronů – grafitové tyče
- tavicí kelímky v metalurgických provozech

Pro grafit neboli tuhu je charakteristická vrstevnatá struktura. Každý z atomů uhlíku je velmi pevně vázán se třemi sousedními atomy ležícími s ním v jedné rovině. Kolmo k vytvořené rovině jsou orientovány p_z orbitály všech uhlíkových atomů, ve kterých se nacházejí zbývající valenční elektrony. Vzniká tak velmi rozsáhlý delokalizovaný π systém, v němž se mohou elektrony volně pohybovat (příčina černošedého zbarvení tuhy, její neprůsvitnosti, kovového lesku a elektrické vodivosti). Jednotlivé vrstvy uhlíkových atomů, uspořádaných do

šestiúhelníků, jsou vzájemně poutány pouze slabými van der Waalsovými silami. Mohou se po sobě posouvat (tuha píše).

 **Fullereny**

Nově objevené – další modifikace uhlíku.
Kulovitý tvar, mimořádně odolné vůči vnějším fyzikální vlivům.

Uměle se připravují pyrolýzou organických sloučenin laserem.

Využití v nanotechnologiích.

NCza objev v r. 1996

Třetí modifikace uhlíku nazvaná buckminsterfullereny nebo zkráceně fullereny byla připravena uměle. Jedná se o molekuly, složené z pěti nebo častěji šestičlenných kruhů atomů uhlíku. Prostorově jsou tyto molekuly uspořádány do kulovitého tvaru a jsou mimořádně odolné vůči vnějším fyzikálním vlivům. Prozatím nejstabilnějším známým fullerenem je molekula, obsahující 60 uhlíkových atomů (viz obrázek [1]). Za objev a studium vlastností fullerenů byla v roce 1996 udělena Nobelova cena Robertu F. Curlovi, Richardu E. Smalleymu a Haroldu W. Krotoovi. Chemií fullerenů se v současné době zabývá řada renomovaných pracovišť.

 **Průmyslově využívané formy uhlíku**

Saze  [1]
Gumárenský průmysl, plasty.

 **Aktivní uhlí**  [3]
Výroba filtrů (plynové masky, filtrace vzduchu).

Koks  [4]
Redukční činidlo, výroba oceli.

Saze neboli technický uhlík vznikají při nedokonalém spalování uhlíku. Využívají se jako plnidlo při výrobě pneumatik a pryže. Aktivní uhlí je pórovitá forma uhlíku s velkým povrchem. Slouží k absorpci plynných látek například ve filtrech ochranných masek nebo v lékařství, při nemocech trávicího traktu (živočišné uhlí). Koks se vyrábí z černého uhlí. Sloučí jako redukční činidlo například při výrobě železa ve vysoké peci.

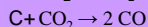
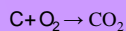


Součineniny uhlíku s kyslíkem

- Oxid uhelnatý CO

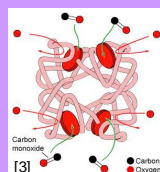
Bezbarvý plyn.

Vzniká spalováním uhlíku za nedostatečného přístupu vzduchu (např. ze spalovacích motorů, kouření).



Redukční vlastnosti.

Jedovatý – váže se s hemoglobinem.



Oxid uhelnatý je bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch, nedráždivý. Vzniká spalováním uhlíku za nedostatečného přístupu kyslíku. Skutečný průběh reakce spočívá ve tvorbě oxidu uhličitého, který je následně redukován dosud nezreagovaným uhlíkem na oxid uhelnatý.

Oxid uhelnatý je velmi reaktivní látka, která má redukční vlastnosti. Je značně jedovatý a nebezpečí otravy zvyšuje skutečnost, že je bez zápachu. Jeho jedovatost je způsobena silnou afinitou k hemoglobinu (krevnímu barvivu), s nímž vytváří karboxyhemoglobin, čímž znemožňuje přenos kyslíku v podobě oxyhemoglobinu z plic do tkání. Vazba oxidu uhelnatého na hemoglobin je přibližně třístokrát silnější než kyslíku a proto jeho odstranění z krve trvá mnoho hodin až dní. Při větším zasažení hrozí smrt vnitřním zadušením. Toto je podstatou jednoho ze škodlivých vlivů kouření. Otrava CO může nastat v uzavřených prostorech (např. při vdechování výfukových plynů ze spalovacích motorů). Člověka otráveného oxidem uhelnatým je nutno vynést na čerstvý vzduch, nechat jej vdechovat vzduch obohacený kyslíkem. Při větším zasažení je nevyhnutelná transfuze krve. Běžná plynová maska před účinky oxidu uhelnatého nechrání.



Součineniny uhlíku s kyslíkem

- Oxid uhličitý CO₂

Bezbarvý, těžší než vzduch.

Pevný = suchý led (chladiivo).

Zkapalněný - ocelové lahve označené černým pruhem.

Použití:

- výroba močoviny, organických kyselin, uhličitánů
sněžové hasicí přístroje, šumivé nápoje



Oxid uhličitý je bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, 1,5krát těžší než vzduch. Pevný oxid uhličitý („suchý led“) se používá jako chladivo („kouř“ – pevný oxid uhličitý při teplotě $-78,5^{\circ}\text{C}$ sublimuje). Zkapalněný se přepravuje v ocelových lahvích označených červeným pruhem (využití jako náplň do sněhových hasicích přístrojů). Sněhové se nazývají proto, že kapalný oxid uhličitý při vypouštění z tlakové lahve tuhne a je vypuzován v podobě vloček podobných sněhu.



Oxid uhličitý



Vznik

- └ přirozeně – dýchání, rozklad organického materiálu
- └ lidskou činností - spalování organických látek


$\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}, \text{CH}_4$

- ⇒ skleníkové plyny
- ⇒ globální oteplování
- ⇒ snížení emisí





Vzniká přímým slučováním uhlíku s kyslíkem (spalováním). Oxid uhličitý je také produktem dýchání většiny živých organismů, kde je spolu s vodou konečným produktem metabolické přeměny živin obsažených v potravě. Dále vzniká např. při kvašení či tlení organické hmoty. Oxid uhličitý patří mezi tzv. skleníkové plyny. Kjótský protokol je protokol k Rámcové úmluvě OSN o klimatických změnách. Průmyslové země se v něm zavázaly snížit emise skleníkových plynů o 5,2%. Platí do roku 2012. Byl sjednán v roce 1997 v japonském městě Kjóto. USA kjótský protokol neratifikovaly. V současné době by měla být přijata nová mezinárodní smlouva o snižování emisí (nezdařilo se v Kodani, 2009).



Oxid uhličitý

Rozpuštěním CO_2 ve vodě vzniká H_2CO_3 .

Velmi nestálá slabá kyselina, existuje pouze v malé míře v roztoku.

Ve vodě disociace na:

$$\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$$

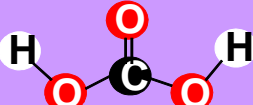
(hydrogenuhlíčitany) – ve vodě rozpustné

$$\text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$$

(uhlíčitany) – ve vodě nerozpustné

Deriváty kyseliny uhličitě

- └ Močovina $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
- └ Fosgen COCl_2 - bojová chemická látka



Rozpuštěním oxidu uhličitého ve vodě vzniká kyselina uhličitá. Je to slabá dvojsytná kyselina, existující v malé míře pouze v roztoku. Kyselina uhličitá tvoří dvě řady solí. Ve

vodě nerozpustné uhličitany (krom uhličitánů alkalických kovů) a hydrogenuhličitany, které jsou ve vodě rozpustné.

Mez nejvýznamnější deriváty kyseliny uhličitě patří její diamid (močovina) a dichlorid (fosgen).

 **Uhličitany**

- Hydrogenuhličitan sodný NaHCO_3
- Uhličitan sodný Na_2CO_3
- Uhličitan draselný K_2CO_3 (potaš)
- Hydrogenuhličitan vápenatý $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
dočasná tvrdost vody, krasové jevy
- Uhličitan vápenatý - CaCO_3
 - vápenec (výroba páleného vápna)
 - vápenné schránky, vodní kámen
 - krasové jevy





Mezi hydrogenuhličitany patří např. NaHCO_3 – jedlá soda, uhličitany pak jsou například K_2CO_3 (potaš), Na_2CO_3 (soda).

Vzájemná přeměna mezi uhličitanem vápenatým a hydrogenuhličitanem vápenatým je podstatou krasových jevů. Vápenec je vodou obohacenou oxidem uhličitým přeměňován na rozpustný hydrogenuhličitan. Při opačné reakci vznikají krápníky (nerozpustný CaCO_3).

 **Sloučeniny**

- Uhlovodíky
 - sloučeniny uhlíku s vodíkem
 - organická chemie
 - zdroje – ropa, zemní plyn
- Sloučeniny uhlíku s halogeny
 - freony

Více v organické chemii.







Sloučeniny uhlíku s vodíkem se označují jako uhlovodíky. Uhlovodíky a deriváty uhlovodíků se zabývá organická chemie.



Křemík

14
S
28,08

Druhý nejrozšířenější prvek v zemské kůře.
Modrošedá, lesklá, velmi tvrdá krystalická látka.
Málo reaktivní.
Polovodič.



[1]

Sožení zemské kůry



■ kyslík	49,2 %
■ křemík	25,7 %
■ hliník	7,5 %
■ železo	4,7 %
■ vápník	3,4 %
■ sodík	2,6 %
■ draslík	2,4 %
■ hořčík	1,9 %
■ vodík	0,9 %
■ ostatní prvky	1,7 %

Křemík je druhým nejhojnějším prvkem v zemské kůře. Je typickým polokovem a slouží jako základní materiál pro výrobu polovodičových součástek (jeho měrný odpor s rostoucí teplotou klesá). Křemík je modrošedá, lesklá, krystalická látka se strukturou podobnou struktuře diamantu.



Výskyt křemíku

IV

- pouze ve formě oxosloučenin – oxidační číslo?
- žula, opuka, rula, svor – horniny s obsahem křemenu
- písek, pískovec

Křemen = oxid křemičitý

- křišťál
- ametyst
- růženín
- záhněda
- citrín



[5]



[3]



[1]



[4]



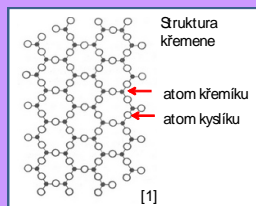
[2]

V čisté podobě se křemík v přírodě nevyskytuje, setkáváme se pouze s jeho sloučeninami. Křemík je základní složkou velké většiny hornin tvořících zemskou kůru - příkladem mohou být pískovcové horniny, žula, opuka a další. V přírodě nejrozšířenější modifikací oxidu křemičitého je křemen. Nejčastěji se vyskytuje ve formě písku a bývá zpravidla znečištěn. Větší průzračné krystaly křemene se nazývají křišťál a užívají se pro výrobu optických přístrojů. Různě zbarvené odrůdy křemene se nazývají ametyst (fialový), růženín (růžový), záhněda (hnědý), citrín (žlutý) apod. Jejich zbarvení je dáno přítomností malého množství cizorodých prvků.



Součineniny křemíku s kyslíkem

- Oxid křemičitý SiO_2
Pevná látka, velmi stálá.
Polymerní.
Technické suroviny – horniny.
Křemenné sklo.
- Kyseliny křemičité
Známé ve formě vodných roztoků.
- Křemičitany
Silikagel - sušidlo



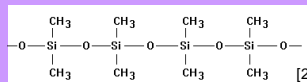
[2]

Oxid křemičitý je polymerní, pevná, těžko tavitelná sloučenina. V oxidu křemičitém je každý atom křemíku vázán se čtyřmi atomy kyslíku, které jsou kolem něj rozmístěny ve vrcholech pravidelného tetraedru. Vzájemná poloha tetraedrů umožňuje vznik různých modifikací oxidu křemičitého. K nejvýznamnějším patří křemen, trydimit a cristobalit.

Kyselina křemičitá vzniká okyselením vodných roztoků alkalických křemičitanů nebo hydrolyzou halogenidů křemičitých. Delším stáním nebo zahřátím se přeměňuje v rosolovitý gel. Jeho vysušením lze získat amorfní tvrdý silikagel, který má díky své pórovitosti velmi dobré adsorpční vlastnosti.



- Silany
Součineniny křemíku s vodíkem.
Tvoří stejně jako alkany řadu obecného vzorce $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$
Mnohem méně stabilní než alkany.
- Silikony (polysiloxany)
Polymerní.
Mimořádně tepelně odolné a hydrofobní.
Využití jako nátěrové hmoty, mazací oleje, izolační materiál, implantáty.



[1]

Silany nemohou vytvářet dvojné a trojné vazby, jak je možné v případě uhlovodíku. Pestrost silanů je tedy mnohem menší. Další významný důvod je síla vazby mezi dvěma atomy křemíku, která je přibližně poloviční, než u vazby C-C. V důsledku toho jsou molekuly o vysokém počtu vazeb Si-Si nestálé a velmi snadno se rozkládají. Silany jsou velmi reaktivní a na vzduchu samozápalné. Uplatňují se především jako výchozí sloučeniny pro výrobu složitějších křemíkatých látek, např. pro výrobu čistého polovodičového křemíku.

Siloxany jsou sloučeniny, které obsahují v molekule vazbu Si-O-Si. Tato chemická skupina je velmi stabilní a může proto být připraven prakticky nekonečný řetězec o složení $\text{---(O-Si-O-Si-O)---}$, zbylé dvě volné vazby křemíkového atomu mohou být obsazeny např. skupinami -HO

nebo nejčastěji organickými ligandy jako $-CH_3$ a dalšími. Podle počtu siloxanových skupin i jejich ligandů mohou být výslednými produkty jak kapalné, tak pevné látky. Polysiloxany mají značné využití jako hydraulické kapaliny, mazací prostředky nebo jako termicky odolné silikonové kaučuky.



Křemík nachází využití hlavně v polovodičovém průmyslu, jako součást technických stavebních materiálů a při výrobě solárních kolektorů. Z biologického hlediska patří křemík mezi biogenní prvky, i když jeho obsah v tkáních živých organismů není příliš vysoký. U člověka hlavně v kostech a zubech, u rostlin se s křemíkem setkáváme například v přesličkách a žahavých chloupkách kopřiv.



Významné využití křemíku představuje výroba skla. Spotřebovává se ve formě sklářského písku (křemen). Ten se smíchá s uhličitanem vápenatým a uhličitanem sodným. Tato směs, nazývaná sklářský kmen, se zahřátím na teplotu 1400 - 1500°C roztaví. Ze skloviny se odstraní bublinky plynů přidávkem čeřících látek. Po odstranění plynů se tavenina ochladí na pracovní teplotu a může být zpracována.

Sklo





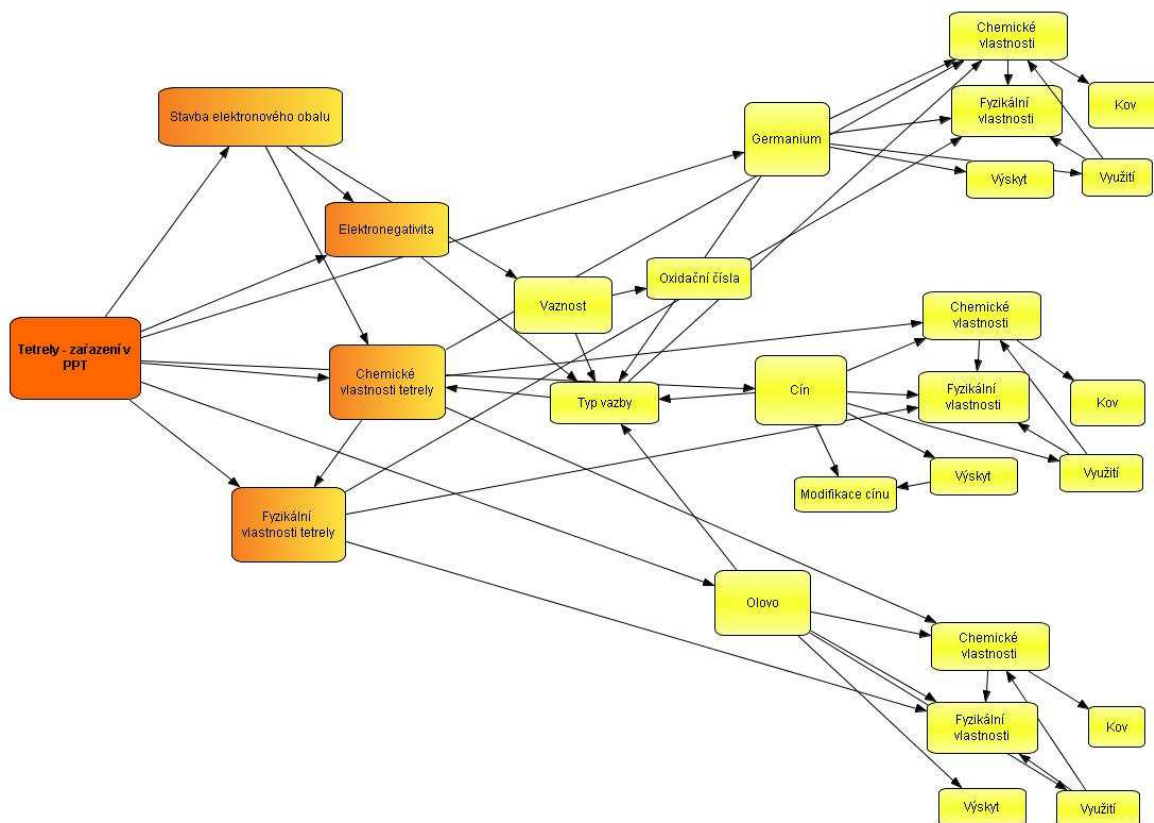
- Druhy skla
 - skla přírodní x umělá
 - flintové – výroba čoček a hranolů optických přístrojů
 - křemenné – odolné vůči teplotám a chemickým látkám
 - vodní – impregnace
 - olovnaté
- Sklářský průmysl
 - první sklárny – 13. století




Vlastnosti skla je možné do určité míry měnit prostřednictvím změn ve složení sklářského kmene.

Sklářský průmysl má u nás dlouhodobou tradici. Sodnodraselné sklo (český křišťál) je známo od středověku.

Germanium, Cín, Olovo






Obrázek4: Pojmová mapa - germanium, cín, olovo

 **Germanium** **32**
Ge
72,59

Vzácný polokovový prvek.

Využití

- polovodičový průmysl
50. léta minulého století – první tranzistory (nahrazován křemíkem,)
- světlovodná optika – zvyšuje index lomu materiálu - **noktovizory**

 [2]
 [1]
 [3]

Germanium je šedobílá, lesklá, křehká, v přírodě se zřídka vyskytující látka (stopově v zinečnatých rudách). Používá se na výrobu polovodičových součástek, noktovizorů (přístrojů pro noční vidění).

 **Cín** **50**
Sn
118,69

Měkký kov, kujný, tažný, odolný vůči korozi.

ruda – kasiterit SnO_2 (cínovec)

šedý cín – dlouhodobé působení nižších teplot → **cínový mor**

 [1]
 [2]
 [3]

Cín se těží jako cínová ruda kasiterit (cínovec) SnO_2 . Je to stříbrolesklý měkký kov, tažný a kujný, který lze válcovat do tenké folie (staniol). Cín je odolný proti působení vzduchu, vody, zředěných kyselin a hydroxidů, proto jsou pocínované předměty odolné proti korozi (potravinové konzervy). Cín může podléhat „cínovému moru“, tj. procesu, při kterém cínové předměty uchované v chladu ztrácejí svůj lesk a postupně se rozpadají v šedý prášek.

 **Využití**

už od 3. tis. př.n.l.

- výroba uměleckých předmětů, nádobí
- pájky
- potravinářství - pocínování konzerv
- cínové fólie – staniol (dnes levnější alobal)
- bronz (Cu + Sn) – doba bronzová
- dřelovina

 [1]
 [2]

 [4]
 [3]

Cín se používá k pocínování železných plechů (bílý plech), k výrobě slitin, např. bronzů (Sn + Cu), a jako pájecí kov (Sn + Pb) s nízkou teplotou tání. Cín slouží k výrobě soch a jiných uměleckých a liturgických předmětů. V minulosti se využíval k výrobě nádobí. Je zdraví neškodný a v dnešní době se používá na pocínování vnitřní strany konzerv.



Olovo

82
Pb
 207,20

Měkký, kujný kov, nízký bod tání.
 Ruda – galenit PbS
 Na vzduchu se pokrývá vrstvou PbO.
Toxický prvek.

Výroba:



[1]

$$2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$$

$$\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$$



[2]

Nejvýznamnější sloučeninou olova je galenit PbS, ze kterého se olovo také vyrábí. Olovo je šedobílý kujný kov, který lze válcovat na plechy. Na vzduchu se pokrývá oxidem olovnatým (chrání ho před další oxidací). Nerozpouští se ve zředěných kyselinách, rozpouští se v kyselině dusičné. Snadno vytváří slitiny a je reaktivnější než cín.



Využití



[2]

- elektrické akumulátory **PbO**
- olovnaté sklo – křišťál **PbO₂**
- střelivo
- olovená běloba, chromová žluť
- pájky (slitiny olova s cínem)
- dřívě aditivum do benzínu – tetraethylolovo
(zvýšení oktanového čísla)
- odstínění rentgenového záření



[1]

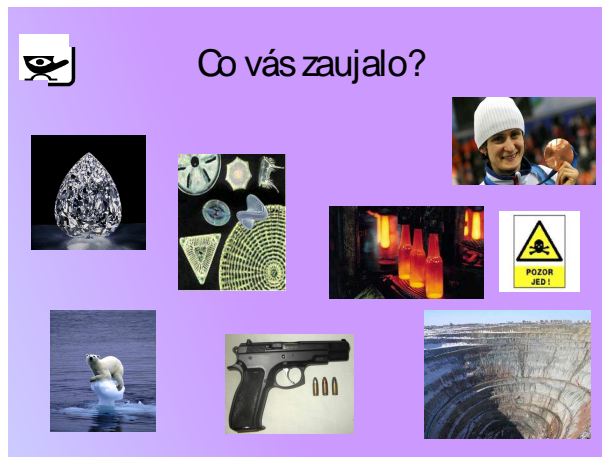


[4]



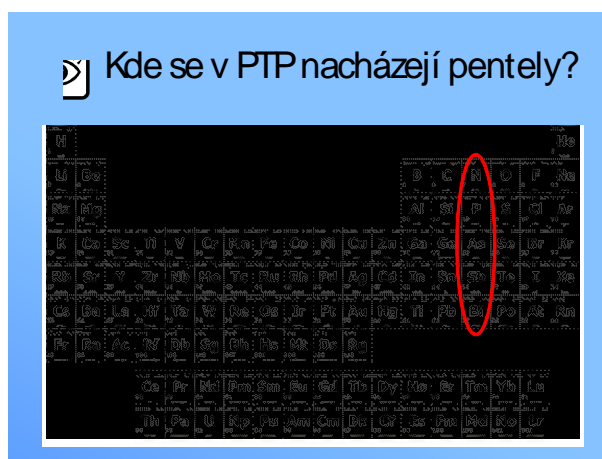
[3]

Nejvíce olova se spotřebuje při výrobě akumulátorů a na výrobu organokovové sloučeniny – tetraethylolova Pb(C₂H₅)₄, které se donedávna i u nás používalo jako antidekonační přísada do automobilového benzínu [18]. V současnosti je však nahrazováno jinými látkami pro svou toxicitu. Olovo se též používá v různých slitinách. Jelikož je nepropustné pro rentgenové a radioaktivní záření, používá se olovo jako ochrana obsluhy na radiologických pracovištích a v jaderné technice.




Na tomto snímku se znovu objevují důležité obrázky z prezentace. Žáci by měli přiřazovat obrázky k probraným prvkům a diskutovat o zajímavostech, které se během hodiny (hodin) dozvěděli.






6.3 Pentely



Mezi pentely patří dusík, fosfor, arsen, antimon a bismut.


 Co se dnes dozvíme?

- Co je to kámen mudroů.
- Čm hnojíme kytičky.
- Co obsahuje kola.
- Co to je kostík.
- Který jed je neznámější.



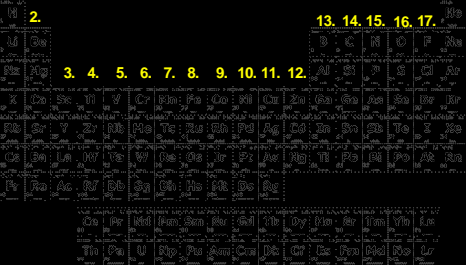
Motivační část.

Na tomto snímku jsou zmíněny zajímavosti z následujícího učiva doprovázené atraktivními obrázky.

 Podívejme se na periodickou tabulku


V kolikáté skupině se nacházejí pentely?

Prvky skupiny dusíku se nacházejí ve 15. skupině





První úloha.

Žákům je zadána otázka, v které skupině se nacházejí pentely. Žáci se pokusí odpovědět sami s pomocí periodické tabulky prvků. Dalším krokem je zobrazení nápovědy a na závěr je doplněno správné řešení.

 Podívejme se na periodickou tabulku

Jaká je konfigurace valenční sféry pentelů?

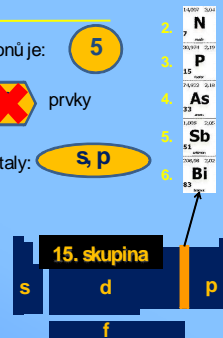
15. skupina → počet valenčních elektronů je: **5**

Pentely patří mezi:  **p**  prvky

Valenční elektrony budou tedy zaplňovat orbitály: **s, p**

Pentely mají konfiguraci valenční sféry:


$ns^2 \uparrow\downarrow \quad np^3 \uparrow \uparrow \uparrow$





Druhá úloha.

Žáci jsou postupnými a názornými kroky vedeni k řešení. Nejprve z umístění v periodické tabulce prvků zjistí počet valenčních elektronů. Následně doplní, které orbitály valenční elektrony obsazují. S těmito informacemi jsou žáci schopni zapsat elektronovou konfiguraci valenční sféry.

Prvky 15. skupiny mají 5 valenčních elektronů. Elektronová konfigurace valenční sféry prvků 15. skupiny je tedy ns^2np^3 .

 Jakých oxidačních čísel nabývají pentely?

Prvky se mohou  redukovat  oxidovat

Pentely mají konfiguraci valenční sféry: $ns^2 \uparrow\downarrow \quad np^3 \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

Pentely se mohou redukovat → přijímat elektrony


→ počet možných přijatých elektronů je: **3**

↓

maximální záporné oxidační číslo: **-III**

Třetí úloha.

Na základě struktury elektronového obalu mají žáci odvodit oxidační čísla pentelů. Připomeneme oxidačně redukční děje. Během úlohy je názorně ukázáno, kolik elektronů mohou pentely přijmout.


 Jakých oxidačních čísel nabývají pentely?

Pentely mají konfiguraci valenční sféry: $ns^2 \uparrow\downarrow \quad np^3 \uparrow \uparrow \uparrow$

Pentely se mohou oxidovat \rightarrow odevzdávat elektrony

\rightarrow počet možných odevzdaných elektronů je: **5**


maximální kladné oxidační číslo: **V**

koncovky pro oxidační čísla jsou:

I	-ný
II	-natý
III	-itý
IV	-ičitý
V	-e/ičný


Třetí úloha.

Na základě struktury elektronového obalu mají žáci odvodit oxidační čísla pentelů. Připomeneme oxidačně redukční děje. Během úlohy je názorně ukázáno, kolik elektronů mohou pentely odevzdat. Je zřejmé, že pro prvky s 5 elektrony ve valenční sféře je možné odevzdat až pět elektronů. Další část úlohy je věnována opakování koncovek pro příslušná oxidační čísla.


 Jsou tyto prvky kovy, polokovy nebo nekovy?


dusík plyn
 fosfor pevná látka
 arsen pevná látka
 bismut pevná látka
 antimon pevná látka

s
l
g



Čtvrtá úloha.

Žáci mají doplnit skupenství k jednotlivým prvkům z 15. skupiny. Náповědou je jim periodická tabulka s barevně odlišeným pozadím pro jednotlivá skupenství. Odpovědi se zobrazují postupně. Dusík je za normálních podmínek plyn, fosfor, arsen, antimon a bismut jsou pevné látky.


 Jaké je skupenství prvků v 15. skupině?

dusík nekov bismut kov
 fosfor polokov arsen polokov antimon polokov


alkalické kovy

kovy alk. zemin

kovy

polokovy

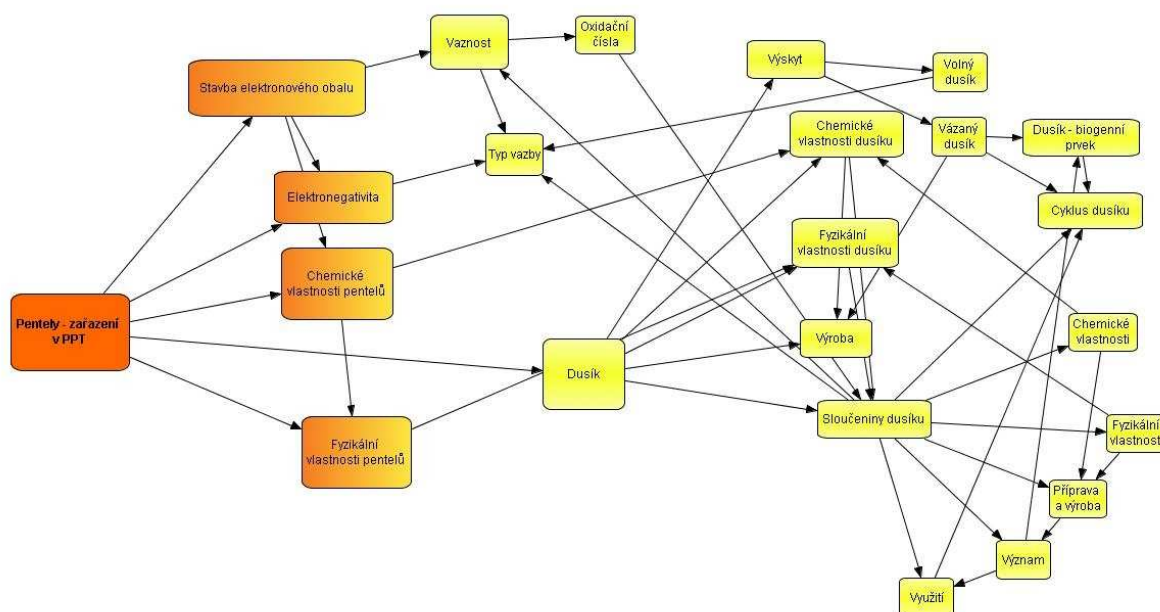
nekovy



Pátá úloha.

Žáci mají doplnit kovový charakter k jednotlivým prvkům z 14. skupiny. Nápovědou je jim opět periodická tabulka prvků s barevně odlišeným pozadím a doprovodnou legendou. Odpovědi se zobrazují postupně. S rostoucím atomovým poloměrem vzrůstá kovový charakter prvků. Dusík a fosfor jsou typické nekovy, arsen a antimon jsou polokovy, bismut je kov.

Dusík



Obrázek 7: Pojmová mapa - dusík

Dusík

Elektronová konfigurace $2s^2 \uparrow\downarrow 2p^3 \uparrow\uparrow\uparrow$

Oxidační čísla od **-III** do **V**

Vysoká hodnota elektronegativity → vodíkové vazby

Atomární dusík je **velmi** reaktivní.
 Molekulární dusík je **málo** reaktivní.
 Vyskytuje se ve všech skupenstvích.

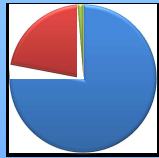


Ve valenční vrstvě dusíku se nachází pět elektronů. Nejvyšší kladné oxidační číslo, kterého může ve sloučeninách dosáhnout, je rovno V a nejnižší -III. Dusík má vysokou hodnotu elektronegativity (3,0), díky které se může podílet na tvorbě vodíkových můstků. Je to bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu. Jeho bod tání je -210°C , bod varu -193°C .

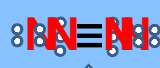
Výskyt dusíku

- Volný
 - ↳ v atmosféře – molekuly N_2
- Vázaný
 - ↳ anorganické sloučeniny
 - ↳ chilský ledek
 - ↳ draselný ledek
 - ↳ biogenní prvek
 - ↳ bílkoviny

Sožení vzduchu



■ Dusík 78 %
 ■ Kyslík 21 %
 ■ Ostatní plyny



Dusík se v přírodě vyskytuje volný i vázaný. Ve vzduchu dusík představuje 78 objemových %. Molekuly dusíku jsou tvořeny dvěma atomy, vzájemně poutanými trojnou vazbou, která je velmi pevná a je příčinou velmi malé reaktivity molekulárního dusíku. I přes to je dusík vázán v celé řadě přírodních sloučenin. Dusík je také součástí všech živých organismů, patří proto mezi významné biogenní prvky (rostliny jej přijímají kvůli svému růstu a nevyučují ho, živočichové jej využívají k tvorbě bílkovin a vylučují ho v podobě močoviny nebo amoniaku).

 **Dusík N₂**



Příprava: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Důkaz dusíku

Výroba: destilací zkapalněného vzduchu

Přepravuje se v ocelových lahvích se zeleným pruhem.



Nejvýhodnější laboratorní příprava čistého dusíku se provádí zahříváním koncentrovaného roztoku dusitanu amonného (video se spustí po klepnutí). Dusík se dnes prakticky výlučně vyrábí frakční destilací zkapalněného vzduchu.

 **Dusík N₂**

Použití:

- Výroba sloučenin: amoniak, kyseliny, hnojiva
- Ochranný plyn (např. při přečerpávání hořavin, balení potravin)
- Kapalný dusík -195°C – kryogenní médium



Nitrogen [2]



[4]



[4]





LEČBA MRAŽENÍ
-110°C až -160°C [3]

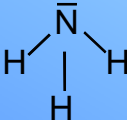
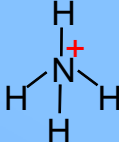



[1]

Plynný dusík nalézá využití jako inertní atmosféra např. v prostředí, kde hrozí nebezpečí výbuchu, nebo kde je nežádoucí vlhkost (optické přístroje), při výrobě integrovaných obvodů, nerezové oceli a používá se k plnění obalů výrobků, aby nedošlo k jejich zmačkání a zvlhčení - například sáčky s brambůrkami. Kapalný dusík se využívá v řadě kryogenních procesů, při nichž je třeba udržet prostředí na značně nízké teplotě. Příkladem je např. uchovávání tkání nebo spermií a vajíček v lázni z kapalného dusíku.




 **Amoniak NH₃** 

Dřívější název **čpavek**.
 Bezbarvý, štiplavě páchnoucí, **dráždivý** plyn.
 Vzniká **rozkladem** rostlinného a živočišného materiálu.

 \Rightarrow Volný elektronový pár .
 Zásaditý charakter.
 Tvorba donor-akceptorních vazeb
 $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ 



 [1]


Bezbarvý, snadno zkapalnitelný plyn. Amoniak má charakteristický štiplavý zápach, leptá sliznice. Má poměrně vysoký bod tání a varu, což je dokladem existence vodíkových můstků mezi jeho molekulami. V molekule amoniaku je na atomu dusíku volný elektronový pár, který se může účastnit donor-akceptorních vazeb.

 **Amoniak NH₃** 


Příprava
 $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

Výroba
 Haber-Boschova syntéza
 druhá největší výroba v chemickém průmyslu u nás i ve světě.

 [3] $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \xrightarrow{\text{Fe, 450 } ^\circ\text{C, 20 MPa}} 2\text{NH}_3(\text{g})$  [2]

Využití
 Výroba kyseliny dusičné, průmyslových hnojiv, chladicí médium, čistící prostředky, antimikrobiální činidlo.  [1]

Amoniak se používá se jako hnojivo a surovina pro výrobu dalších anorganických a organických sloučenin. Průmyslově se vyrábí Haber-Boschovou syntézou, tedy vysokokatalyzovanou syntézou prvků. Amoniak se využívá jako palivo, chladivo, při výrobě kyseliny dusičné, při výrobě dusíkatých hnojiv. Využívá se také jako antiseptikum v potravinářství (v říjnu 2009 oznámil The New York Times, že americká firma Beef Products Inc., která z hovězího masového separátu (obsahujícího 50-70 % tuku) vyrobí cca 3000 tun libového masa týdně odstraňováním tuku (zahříváním a odstředováním), následně dezinfikuje výsledný produkt amoniakem).

Amonné soli

Bezbarvé, krystalické látky.

Salmiak – chlorid amonný NH_4Cl
Při pájení kovů, v lékařství (tablety na bolest v krku)

Dusičnan amonný NH_4NO_3
Průmyslové hnojivo

Další sloučeniny dusíku

Amidy	Imidy	Nitridy	Azidy
N^{3-}	N_3^-	NH^{2-}	NH_2^-

Amonné soli jsou pevné krystalické látky, které ve své struktuře obsahují amonný kationt NH_4^+ . Příkladem amonných solí je chlorid amonný (salmiak) používaný při pájení kovů, výrobě baterií a v lékařství, a dusičnan amonný, který je významným průmyslovým hnojivem. Mezi další bezkyslíkaté sloučeniny dusíku patří amidy (NH_2^-), imidy (NH^{2-}), nitridy (N^{3-}) a azidy (N_3^-).

Oxidy dusíku

Oxid dusný N_2O
Narkotizační účinky – rajský plyn.

Oxid dusnatý NO

Oxid dusičitý NO_2
Červenohnědý, jedovatý plyn.

Oxidy dusíku
↓
Kyselé deště

Emise v milionech tun ročně

znečišťovač	doprava	domácnosti	průmysl	elektrárny
oxid uhernatý 9,3	~8.5	~0.5	~0.2	~0.1
oxid dusíku 3,1	~2.5	~0.5	~0.1	~0.05
oxid siřičitý 3,0	~1.5	~1.0	~0.5	~0.05
uhlovodíky 1,6	~0.5	~0.5	~0.5	~0.1
prach 0,7	~0.3	~0.2	~0.2	~0.05

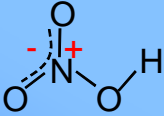
Dusík tvoří s kyslíkem několik oxidů.

Oxid dusný nazývaný také rajský plyn je bezbarvý plyn, slabého zápachu a nasládlé chuti, který byl v dřívějších dobách používán jako narkotikum při chirurgických operacích.

Oxid dusnatý je bezbarvý plyn, velmi jedovatý, který při kontaktu s kyslíkem oxiduje na dusičitý. Ve vodě je velmi málo rozpustný a řadí se mezi inertní oxidy. Je to důležitý meziprodukt při výrobě kyseliny dusičné.

Oxid dusičitý je hnědočervený, silně jedovatý plyn charakteristického zápachu, který za pokojové teploty dimeruje na bezbarvý N_2O_4 . Oxid dusičitý je posledním meziproduktem při výrobě kyseliny dusičné a snadno se rozpouští ve vodě za vzniku kyseliny dusité a kyseliny dusičné. Oxid dusičitý se podílí na vzniku kyselých dešťů.


Kyselina dusičná HNO₃

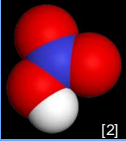


Nejdůležitější z oxokyselin dusíku.

Sliná kyselina.

Světlem se rozkládá – uchovávání v tmavých lahvích.






[2]

Výroba

$$4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$$

$$3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$$



[1]

Nejstálejší a nejdůležitější kyselinou dusíku je kyselina dusičná. V současné době se kyselina dusičná vyrábí katalytickou oxidací amoniaku. Vznikající oxid dusnatý reaguje se vzdušným kyslíkem na oxid dusičitý a ten pak reaguje s vodou za vzniku kyseliny dusičné. Poslední ze tří uvedených rovnic je pouze sumárním vyjádřením složitějšího děje.

Kyselina dusičná HNO₃

- Sliné oxidační činidlo
- Xantoproteinová reakce
- Směs HNO₃ a HCl 1:3 – lučavka královská

Kyselina dusičná HNO_3 → dusičnany → MNO₃

Kyselina dusitá HNO_2 → dusitany → MNO₂



[1]



[2]



[3]



[4]

Kyselina dusičná se nejčastěji prodává ve formě 65% vodného roztoku. Má značné využití například při výrobě výbušnin, barviv, léčiv, dusičnanů.



Kyselina dusičná vystupuje v celé řadě reakcí jako oxidační činidlo. Bílkoviny jejím působením žloutnou – xantoproteinová reakce. Směs kyseliny dusičné s kyselinou chlorovodíkovou se nazývá lučavka královská. Tuto sloučeninu objevil alchymista Geber (kolem roku 800). Sloučenina, která dokázala rozpouštět zlato, se zdála být krokem k základnímu cíli alchymie – kameni mudrců pro transmutaci kovů. Obrázek [3] zobrazuje chemika Georga de Hevesyho, který za druhé světové války rozpustil v lučavce královské dvě zlaté Nobelovy ceny svých kolegů. Uchránil je tak před nacisty a po válce zlato z roztoku opět vysrážel.

Dusičnany, dusitany

Dusičnan draselný (ledek) KNO_3
Těžba v Indii, Číně.

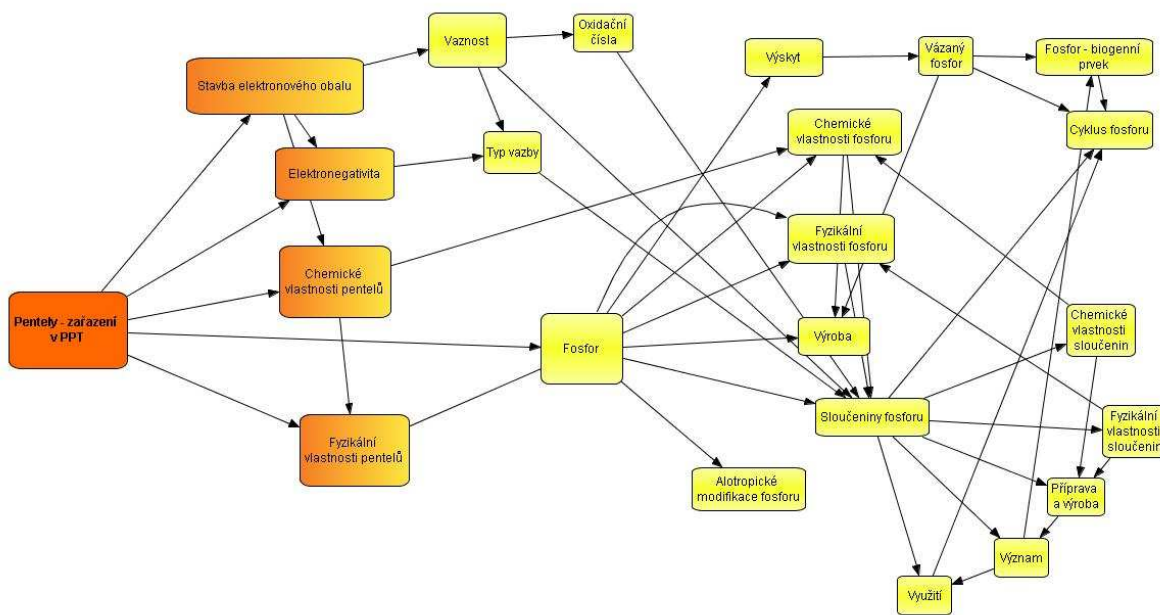
Dusičnan sodný (chilský ledek) NaNO_3
Těžba - poušť Atacama
Ledková válka (1879 – 1883)
Dříve: příprava střelného prachu, výroba HNO_3
Minerální hnojivo, trhavina

Dusičnan stříbrný AgNO_3
Fotografický průmysl
„pekelný kámen“ – odstranění bradavic

Dusičnany jsou rozpustné ve vodě, při vyšších teplotách mají oxidační vlastnosti. Přírodní dusíkatá hnojiva jsou například hnůj nebo močůvka.

Fosfor



Obrázek 8: Pojmová mapa – fosfor

Fosfor

Elektronová konfigurace $3s^2 \uparrow\downarrow 3p^3 \uparrow\uparrow\uparrow$

Oxidační čísla od +V do -III

Na rozdíl od dusíku netvoří fosfor **vodíkové můstky**.
Nízká elektronegativita

Fosfor je **nekov**

Latinský název *Phosphorus*:
phos - světlo a *phoros* – nesoucí → světloňoš.
Zastaralý název **kostík**.



Název prvku pochází z řeckého phos-phoros , což bychom do češtiny mohli přeložit jako světloňoš.

Výskyt

Elementární fosfor se vyskytuje ve 3 alotropních modifikacích

bílý červený černý



Biogenní prvek

- Kostí, zuby
- Nukleové kyseliny
- ATP
- Fosfolipidy, koenzymy NAD a NADP


Minerál apatit



V přírodě se setkáme pouze se sloučeninami fosforu. Elementární fosfor se vyskytuje ve 3 alotropních modifikacích – bílý, červený a černý fosfor.


Nejdůležitějším minerálem s obsahem fosforu je směsný fosforečnan vápenatý – apatit. Apatit slouží jako základní surovina pro výrobu fosforu a především jeho sloučenin. Je složkou kostí a zubů živočichů. Fosfor se vyskytuje ve všech živých organismech na Zemi, je především uložen v kostech a zubech, ale je i složkou důležitých organických molekul jako DNA a RNA, energetických přenašečů (ADP, ATP) a je obsažen ve většině tuků. Fosfor je tedy jedním z nejdůležitějších biogenních prvků.


BÍLÝ FOSFOR (molekuly P_4) 

 měkký, lehce se krájí, ve vodě nerozpustný

prudce jedovatý → hubení hlodavců

velmi reaktivní

na vzduchu samozápalný 

  
Popáleniny způsobené fosforovou pumou

Bílý fosfor je nejreaktivnější modifikací fosforu. Jeho molekuly jsou složeny ze čtyř atomů spojené jednoduchou vazbou do tetraedru. Bílý fosfor je měkká látka, kterou lze snadno krájet nožem. Uchovává se ve vodě, neboť na vzduchu se samovolně vzněcuje. Bílý fosfor je velmi jedovatý. Těto vlastnosti se využívá pro hubení hlodavců. Schopnost samovznícení bílého fosforu při styku se vzduchem se v polovině minulého století využívalo k výrobě samozápalných leteckých pum a dělostřeleckých granátů.

ČERVENÝ FOSFOR 

 amorfní, s polymerní strukturou

nejedovatý

méně reaktivní

výroba zápalek

surovina pro přípravu sloučenin fosforu

Červený fosfor vzniká zahřátím bílého v inertní atmosféře. Červený fosfor není na rozdíl od bílého jedovatý a je podstatně méně reaktivní. Molekuly červeného fosforu mají podobu řetězců. Přestože není samovznětlivý, je červený fosfor schopen vzplanout při silnějším lokálním zahřátí, vyvolaném např. mechanickým třením. Díky této vlastnosti je červený fosfor dodnes základní surovinou pro výrobu běžných kuchyňských zápalek. Zároveň se tyto vlastnosti uplatní při výrobě různých pyrotechnických potřeb – zápalky, roznětky a další. Červený fosfor je výchozí sloučeninou pro přípravu téměř všech sloučenin obsahujících fosfor.

ČERNÝ FOSFOR

- krystalická, tmavě šedá látka, s kovovým leskem
- má vrstvenou polymerní strukturu
- nejstabilnější, nejméně reaktivní
- užití – při výrobě polovodičů





Černý fosfor je velmi stálý a svými fyzikálními vlastnostmi připomíná spíše kovy. Má kovový lesk, je tepelně i elektricky dobře vodivý a má vrstevnatou strukturu.

Díky svým kovovým vlastnostem se nejvíce využívá v elektrotechnice při výrobě polovodičů.

Součineniny fosforu s vodíkem



Fosfan PH_3

Bezbarvý, nepříjemně páchnoucí plyn.

Jedovatý.

Redukční vlastnosti.

Čistý je ve vzduchu samozápalný.






Fosfan PH_3 je jedovatý plyn s česnekovým zápachem.

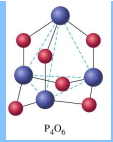
Oxidy

Oxid fosforitý P_4O_6

 Bílá krystalická látka → vzniká spalováním fosforu.

Velmi jedovatý.

Kyselý – s vodou poskytuje roztok kyseliny fosforité.



P_4O_6

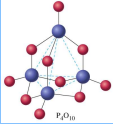
Oxid fosforečný P_4O_{10}

Bílá, sněhu podobná sloučenina → vzniká spalováním fosforu.


Tvořena dimerními molekulami.

Dehydratační schopnost → vysoušení látek.

Po osvětlení zeleně světélkuje.



P_4O_{10}



Oxid fosforečný se vyskytuje ve formě dimerních molekul jako P_4O_{10} a je to bílá, silně hygroskopická krystalická látka. Připravuje se spalováním bílého fosforu za dostatečného

přístupu vzduchu. Reakcí s vodou vznikají různé formy fosforečných kyselin. V praxi se používá pro sušení plynů, protože velmi ochotně a rychle absorbuje i stopy vodních par.

Kyseliny

Kyselina fosforitá H_2PO_3
 Hygroskopické účinky.
 Redukční činidlo.

Kyselina trihydrogenfosforečná H_3PO_4
 Bezbarvá, krystalická látka.
 Velmi využívaná



- potravinářství (E338)
- antikorozní úprava kovů
- výroba hnojiv, léčiv, pracích prostředků
- přísada do roztoku peroxidu vodíku

➔ FOSFOREČNANY

Kyselina trihydrogenfosforečná H_3PO_4 je středně silná, trojsytná minerální kyselina. V pevném stavu je to bezbarvá krystalická látka, silně hygroskopická.

FOSFOREČNANY

Kyselina trihydrogenfosforečná H_3PO_4
 Trojsytná kyselina

→ DIHYDROGENFOSFOREČNANY MH_2PO_4

→ HYDROGENFOSFOREČNANY $\text{M}_2\text{H}_1\text{PO}_4$

→ FOSFOREČNANY M_3PO_4

Fosforečnan vápenatý $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
 Průmyslové hnojivo.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HPO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

superfosfát

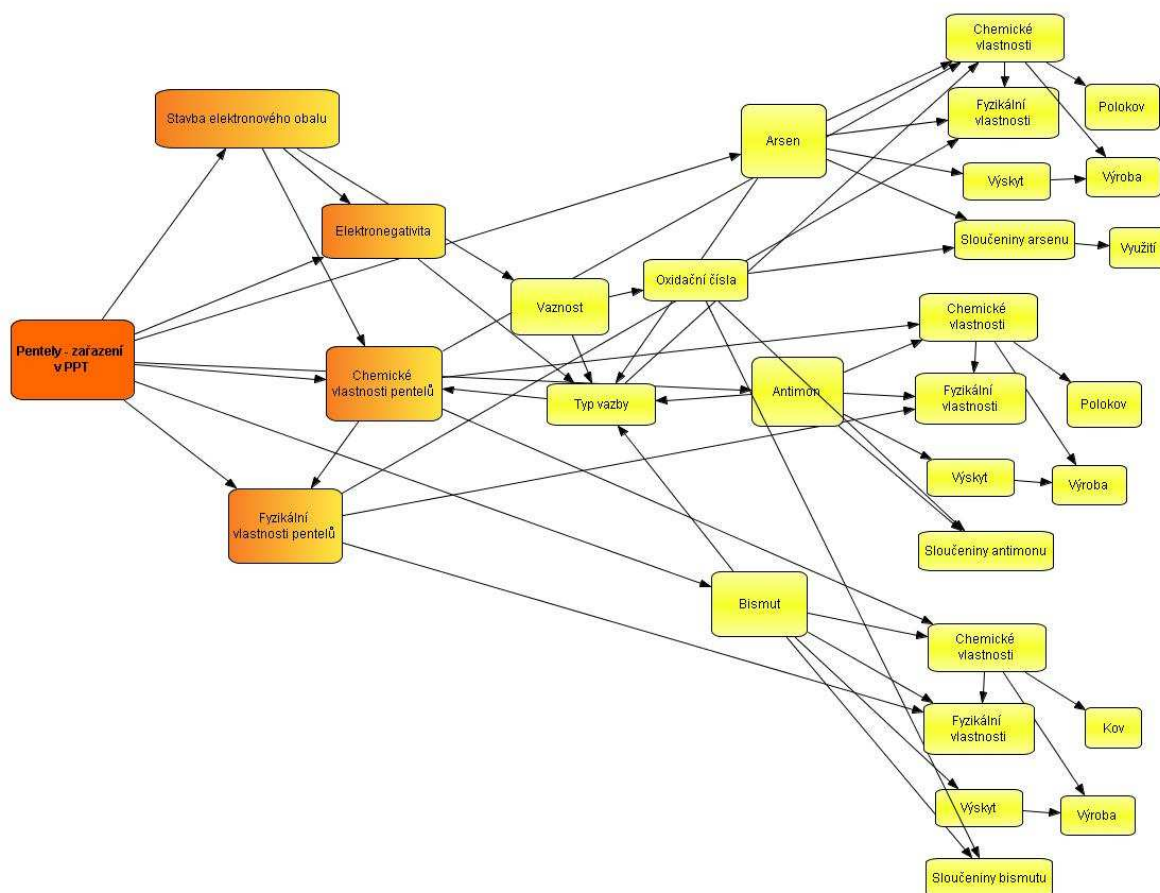
Fosforečnan sodný $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$
 Změkčovačlo vody.

eutrofizace vod

Kyselina trihydrogenfosforečná tvoří celkem 3 řady solí - fosforečnany $(\text{PO}_4)^{3-}$, hydrogenfosforečnany $(\text{HPO}_4)^{2-}$ a dihydrogenfosorečnany $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{-}$.

Fosforečnany jsou důležitá rostlinná hnojiva, uplatňují jako součást prášků na praní nebo prostředků na mytí nádobí v automatických myčkách pro změkčení vody (Na_3PO_4). Fosfor v povrchových vodách je živinou pro řasy a sinice. Jejich přemnožení je příčinou tzv. eutrofizace vod.

Arsen, antimon, bismut



Obrázek 9: Pojmová mapa - arsen, antimon, bismut



Arsen

33
As
 74,92



Kovově šedá, ocelově lesklá, křehká krystalická látka.
Známý už 5. století.
Jedovatý - používán lékaři i traviči, hubení škůdců.

Arsan AsH_3

↓

Marshova zkouška.





Marie Lafarge



Arsen je v zemské kůře poměrně vzácný. Je kovově šedý, krystalický, s vrstevnatou strukturou. Jedovatost arsenu byla známá již v 5. stol. př. n. l. Nejznámějším jedem je oxid arsenitý (arsenik). V 19. století bylo možné jeho zakoupení na předpis - využíval se jako jed na krysy. Zneužití bylo časté, bohužel se nedalo prokázat. S testem přišel až britský chemik James Marsh v roce 1836. Tento test byl zviditelněn o čtyři roky později v případě Marie

Lafarge, která pomocí arseniku otrávila svého manžela. Arsenik však není jedem dávne minulosti. Judy Buenanová byla popravena na Floridě 30. 3. 1998 právě za travičství pomocí arseniku.

 **Antimon** **51**
Sb
121,75

Šest alotropických modifikací.
Stalý je kovový – šedý antimon.
Polokov.
Antimonit – kosmetický prostředek z biblických dob.

Antimon je stříbrolesklý polokov. Znáám je už od starověku, kdy byl používán jako léčidlo. Další použití našel antimon jako součást různých slitin, například liteřiny, slitiny pro výrobu tiskařských liter (75 % olova, 15 % cínu a 10 % antimonu).

 **Bismut** **83**
Bi
208,98

Křehký bílý kov.
Nízká toxicita – náhrada olova (střelivo, pájky).
Použití - výroba barviv a keramických materiálů. Alifatický krystal bismutu

Slitina s manganem – bismanol
permanetní magnety

Bismut je dalším kovem známým už od starověku. Nahrazuje toxické olovo při výrobě střeliva nebo jako složka pájek. Využívá se hlavně jako součást slitin (například slitina s manganem, známá pod názvem bismanol, se využívá pro výrobu velmi silných permanetních magnetů.



Na tomto snímku se znovu objevují důležité obrázky z prezentace. Žáci by měli přiřazovat obrázky k probraným prvkům a diskutovat o zajímavostech, které se během hodiny (hodin) dozvěděli.

7. Diskuse

Diplomová práce je rozdělena na dvě části – teoretickou a praktickou. V úvodu první části jsem se zabývala studiem kurikulárních dokumentů, v nichž jsou obsaženy základní vědomosti a dovednosti, které by si měli žáci středních škol osvojit. Vzhledem k poměrně obecnému charakteru současně platných dokumentů, byla dalším krokem analýza vybraných učebnic, abych získala konkrétní představu o obsahu a rozsahu učiva, které by mělo být v rámci tématu p-prvky 13., 14., a 15. skupiny PSP osvojeno. Celkem bylo analyzováno pět učebnic (Přehled středoškolské chemie nelze považovat za učebnici, v analýze vystupoval jako srovnávací prvek k obsahu učiva) a byl vytvořen návrh obsahu učiva jednotlivých témat.

Dále jsem hledala způsob, jak názorně ukázat logické souvislosti mezi jednotlivými částmi a pojmy vybraného učiva. Cílem bylo především zajistit, aby docházelo v co největší míře k vyvozování poznatků, nikoliv k jejich pouhému předávání jako nezvratných faktů. Na základě tohoto požadavku jsem vytvořila pojmové mapy – konkrétní mapy jsou uvedeny v praktické části práce, které tyto vztahy naznačily. Uvedla jsem v nich souvislosti mezi jednotlivými částmi učiva a naznačila směr možného vyvozování učiva. Vytvořila jsem celkem devět pojmových map. Prvky, kterým je ve středoškolských učebnicích věnován větší prostor, jsou zpracovány do samostatných pojmových map (bor, hliník, uhlík, křemík, dusík, fosfor). Prvky náležející do jedné skupiny, které nejsou probírány příliš podrobně, jsou zahrnuty v rámci jedné pojmové mapy (pojmová mapa pro galium, indium a thallium, pojmová mapa pro germanium, cín a olovo a pojmová mapa pro arsen, antimon a bismut). V každé pojmové mapě lze vymezit několik oblastí úzce souvisejících pojmů (z umístění v periodické tabulce prvků lze vyvodit fyzikální a chemické vlastnosti prvků; ze struktury elektronového obalu a elektronové konfigurace jsou odvozeny vlastnosti jako vaznost, oxidační číslo; údaje o výskytu vedou k úvaze nad způsoby výroby a využití daných prvků a sloučenin apod.). Takto vytvořené pojmové mapy byly východiskem pro další zpracování vybraného učiva.

V další části práce jsem se zaměřila na výběr formy zpracování učiva anorganické chemie. Jako vhodnou jsem zvolila prezentaci v programu Microsoft PowerPoint. Tuto formu jsem zvolila z důvodu snadné dostupnosti vzhledem k masivnímu rozšíření příslušného hardwaru i softwaru do škol, pro snadné ovládání této aplikace a také pro to, že jde o formu žáky dobře přijímanou a za určitých okolností motivující. Dle mého názoru má však klasická forma

výuky obohacená o aktivizační metody v procesu vzdělávání své nezastupitelné místo. Přílišným používáním PowerPointových prezentací se žák dostává do pozice pasivního posluchače a i učitel je ve výkladu omezen rozsahem a zaměřením prezentace. Také motivační funkce prezentací se jejich častým zařazováním do výuky oslabuje. Přesto je správně vytvořená prezentace učiteli dobrým pomocníkem.

Ve druhé, praktické části, se věnuji zpracování učiva ve formě prezentací, vytvořených programem Microsoft PowerPoint. Během řešení diplomové práce jsem vytvořila tři prezentace pro vybrané tři skupiny periodické soustavy prvků. Prezentace věnující se prvků 13. skupiny obsahuje 27 snímků, prezentace pro 14. skupinu obsahuje 37 snímků, prezentace pro 15. skupinu obsahuje 33 snímků. Během tvorby prezentací jsem postupovala, jak už bylo uvedeno výše, dle pojmových map. Na začátku každé prezentace je motivační část, dále jsou připraveny úlohy a na ně navazuje samotná výuková část, ke které jsou připraveny i doprovodné texty pro vyučujícího s vysvětlivkami, komentářem a doplňujícími informacemi.

V prezentacích je použito množství obrazového materiálu. Jedná se o fotografie, které jsem čerpala z různých internetových zdrojů a některé sama pořizovala. Jsou to především fotografie reálií z běžného života, popisovaných jevů, objevitelů významných sloučenin nebo výrob, ilustrace zajímavostí apod. Další ze způsobů vizualizace učiva představují filmové záznamy přípravy a důkazu dusíku, která jsou převzata z internetu. Aplikovány jsou také modely molekul, vytvořené v programu ChemSketch nebo přímo v programu MS PowerPoint. U dusíku a fosforu jsem připravila obrázky cyklu prvků v přírodě s pomocí programu SMART Ideas. Mimo tyto grafické prvky jsou v prezentacích použity další, vytvořené přímo v aplikaci MS PowerPoint. Patří sem grafy (kruhové, sloupcové) demonstrující například zastoupení plynů v atmosféře, podíly jednotlivých činností člověka na znečištění ovzduší a další. Také jsem tvořila schémata, ať už celá vyhotovená v Powerpointu (například schéma vzniku krasových jevů, schéma zastoupení prvků v zemské kůře, výroba a využití kyseliny dusičné), nebo dotvářená ze stažených obrázků (například schéma příčin eutrofizace vod, schéma vzniku kyselých dešťů).

Tyto prezentace, vznikající během řešení mé diplomové práce, jsem průběžně ověřovala při své pedagogické praxi. Řízeným rozhovorem se žáky jsem získala zpětnou vazbu, která vypovídala o správnosti naznačené cesty. Při opakování učiva jsem se přesvědčila, že si žáci učivo trvaleji osvojili a dokázali již jednou probrané postupy používat i v dalších úsecích učiva. Přesto se v mé práci objevují některé body, které jsou mi inspirací pro další práci. Týká se to zejména logického sledu informací, který by měl být ještě v určité míře přehodnocen a precizován. Pro případné pokračování práce by bylo nejvhodnější ověřit výstupy mé

diplomové práce na vybraných školách, vyhodnotit a zpracovat výsledky a na základě analýzy získaných dat dotvořit prezentace tak, aby mohly být v co největší míře využity středoškolskými pedagogy a v co nejširším měřítku napomohly žákům k osvojení učiva a vzbuzení zájmu o atraktivní obor, jakým chemie nesporně je.

8. Závěr

Aplikace MS PowerPoint byla původně určena pouze pro prezentaci v rámci firemního prostředí. Snadné ovládání a dostupnost z ní však učinily hromadně využívanou aplikaci i ve školním systému. Řada žáků připravuje své referáty právě v této aplikaci a pro mnoho učitelů se staly prezentace opěrným bodem a vhodným doplněním jejich výukových hodin. Proto je oběma skupinám využívání prezentací blízké.

V průběhu řešení mé diplomové práce – p-prvky v učivu středoškolské chemie - jsem vytvořila komplet tří prezentací, zpracovávajících učivo 13., 14. a 15. skupiny prvků periodické tabulky prvků. Nejprve jsem na základě analýzy kurikulárních dokumentů a středoškolských učebnic vybrala strukturu učiva, které jsem následně uvedla do logických souvislostí pomocí pojmových map. Samotné prezentace pak byly komentovány přímo v textu, abych usnadnila orientaci v nich a vysvětlila všechny pojmy a grafické prvky, které jsou v nich zařazeny. Věřím, že se mi podařilo vytvořit dobrou pomůcku pro učitele středních škol, která jim usnadní přípravu na hodinu a žáky dovede k trvalejšímu a snadnějšímu osvojení učiva.

Použitá literatura:

1. BANÝR, J. a kol. : Chemie pro střední školy. SPN, Praha, 1995.
2. BÍLEK, M., RYCHTERA, J.: Chemie na každém kroku. MOBY DICK, Praha, 2000.
3. BÍLEK, M. a kol.: Vybrané aspekty vizualizace učiva přírodovědných předmětů. Miloš Vognar – M&V, Hradec Králové, 2007.
4. BRYSON, B.: Stručná historie téměř všeho. Pragma, Praha, 2003.
5. ČTRNÁCTOVÁ, H. a kol.: Katalog požadavků ke společné části maturitní zkoušky platný od školního roku 2009/2010 – chemie. MŠMT ČR, Praha, 2008.
6. ČTRNÁCTOVÁ, H. a kol.: Přírodovědné předměty v kontextu kurikulárních dokumentů a jejich hodnocení. Univerzita Karlova, Praha, 2007.
7. ČTRNÁCTOVÁ, H. a kol.: Učební úlohy v chemii, 1.díl: Univerzita Karlova, Praha, 2009.
8. DRÁTOVSKÝ, M., KRATOCHVÍL, B.: Anorganická chemie pro posluchače učitelských kombinací s chemií. SPN, Praha, 1987.
9. EISNER, W. a kol. : Chemie pro střední školy 1a. Scientia, Praha, 1996.
10. EISNER, W. a kol. : Chemie pro střední školy 1b. Scientia, Praha, 1996.
11. FLEMR, V., DUŠEK B. : Chemie I. /obecná a anorganická/ pro gymnázia. SPN, Praha, 2001.
12. GREENWOOD, N. N. – EARNSHAW, A: Chemie prvků 1. a 2. díl. 1. vydání. Informatorium, Praha, 1993.
13. KRÁL, M.: Microsoft Office PowerPoint 2007 (podrobná uživatelská příručka). CP Press, Brno, 2007.
14. KOLKOVÁ, J.: Kooperativní činnosti a jejich využití ve výuce chemie na gymnáziu. Rigorózní práce. Praha, UK v Praze, PřF 2006.
15. MAREČEK, A., HONZA, J.: Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl. Olomouc, 1998.
16. MIČKA, Z. – LUKEŠ, I.: Anorganická chemie II. 1. vydání. Karolinum, Praha, 1998.
17. MŠMT: Standard vzdělávání ve čtyřletém gymnáziu. Praha, Fortuna, 1996.
18. NISSEN, F.: Boj s molekulami. Orbis, Praha, 1944.
19. PETTY, G.: Moderní vyučování. Portál, Praha, 1996.
20. STANČÍK, P.: Pérák. Druhé město, Praha, 2008.
21. SLAVÍK, J., NOVÁK, J.: Počítač jako pomocník učitele. Portál, Praha, 1997.

22. URBANOVÁ, K., ČTRNÁCTOVÁ, H.: Program PowerPoint jako prostředek vizualizace obecné chemie. [online] 2007 [cit. 2010-03-11]. Dostupný z WWW: < <http://everest.natur.cuni.cz/konference/2007/prispevky.php#p31>>
23. URBANOVÁ, K.: Periodická tabulka a stavba atomu, chemická vazba a krystalické látky. Rigorózní práce. Praha, UK v Praze, PřF 2006.
24. URBANOVÁ, K., ČTRNÁCTOVÁ, H.: Stavba látek – prezentace učiva v programu PowerPoint. In: Soudobé trendy v chemickém vzdělávání. Gaudeamus, Hradec Králové 2006, s. 101-106.
25. URBANOVÁ, K., ČTRNÁCTOVÁ, H.: Vliv prezentací na učební proces. [online] 2008 [cit. 2010-03-11]. Dostupný z WWW: <<http://everest.natur.cuni.cz/konference/2008/prispevky.php#p23>>
26. VACÍK, J. a kol: Chemie I. /obecná a anorganická/ pro gymnázia. SPN, Praha, 1995.
27. VACÍK, J. a kol: Přehled středoškolské chemie. SPN, Praha, 1993.
28. VONDRÁČKOVÁ, K.: Vybrané p-prvky v učivu chemie na střední škole. Diplomová práce. Praha, UK v Praze, PřF 2009.
29. VÚP: Rámcový vzdělávací program pro gymnázia. VÚP, Praha, 2007.
30. ZOUNEK, J., KŘÍŽ, R., KUNZOVÁ, Z. Internet nejen pro studenty. Praha, Grada Publishing 2003.

Internetové odkazy

31. <http://www.novamaturita.cz/sqlcache/Chemie.pdf> [cit-10-06-20]
32. <http://www.gify.nou.cz/>
33. <http://www.beruska8.cz/odkazy/gif.htm>
34. <http://chemickeprvky.euweb.cz>
35. http://www.iic.cas.cz/normal_text.php?obsah=zajimave_projekty
36. <http://www.ceskatelevize.cz/program/port>
37. http://www.chem-web.info/viewpage.php?page_id=5
38. <http://www.markonet.cz/pages/vyuka/prezentace-v-powerpointu/pravidla-uspesne-prezentace.php>
39. <http://videoserver.cesnet.cz/videoarchiv.php>
40. http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/loziska_cr.html
41. <http://www.ptable.com/>
42. http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/loziska_cr.html

43. <http://periodictable.com/Elements/014/index.html>
44. http://technet.idnes.cz/dokonalý-jed-zabíjí-jisté-ale-dlouho-neochráni-vas-ani-ochutnavac-pyj-/tec_technika.asp?c=A080819_111907_tec_technika_fur
45. <http://www.msm.cam.ac.uk/phase-trans/2003/MP1.crystals/>
46. <http://web.quick.cz/nemecek/obrazky.htm>
47. http://cw.prenhall.com/bookbind/pubbooks/hillchem3/medialib/media_portfolio/21.html
48. http://www.talnet.cz/talnet_new/cs/chemie-i-chemick%C3%A9-reakce-chemie-v%C5%A1edn%C3%ADho-dne
49. http://chemie.gfxs.cz/index.php?pg=tabulka_seznam
50. <http://www.giobio.ic.cz/chemie.htm#em>
51. <http://commons.wikimedia.org>
52. http://kfrserver.natur.cuni.cz/globe/image_files/materialy/CCdiagram-cesky.jpg
53. <http://infinity.elfkam.net/index.php?dir=clanky&file=diamantovydul&cr=10>
54. <http://www.osel.cz/soubory/676/1.jpg>
55. <http://www.sciencedaily.com/images/2008/12/081204093041.jpg>