

UNIVERZITA PALACKÉHO V OLOMOUCI

Přírodovědecká fakulta

Katedra anorganické chemie



**Podpůrný materiál k předmětu obecná chemie se
zaměřením na obecnou a anorganickou chemii**

Bakalářská práce

Autor: Matěj Zelený
Studijní obor: Chemie pro vzdělávání
Typ studia: Prezenční
Vedoucí práce: Mgr. Iveta Bártová, Ph.D.

Olomouc 2024

Prohlašuji, že jsem závěrečnou práci sepsal sám pod dohledem vedoucího bakalářské práce a že jsem uvedl všechnu použitou literaturu na konci práce.

Prohlašuji, že jsem v souvislosti s vytvořením této bakalářské práce neporušil autorská práva.

Souhlasím s tím, aby byla tato práce přístupná v knihovně katedry anorganické chemie Přírodovědecké fakulty Univerzity Palackého v Olomouci.

V Olomouci dne 15. 4. 2024

.....

Matěj Zelený

Poděkování

Rád bych na tomto místě poděkoval vedoucí mé bakalářské práce Mgr. Ivetě Bártové, Ph.D. za odborné rady při psaní práce a za její čas. Dále bych chtěl poděkovat rodině za podporu při studiu.

Bibliografická identifikace:

Jméno a příjmení autora: Matěj Zelený

Název práce: Podpůrný materiál k předmětu obecná chemie se zaměřením na obecnou a anorganickou chemii

Typ práce: Bakalářská

Pracoviště: Katedra anorganické chemie, Přírodovědecká fakulta, Univerzita Palackého v Olomouci

Vedoucí práce: Mgr. Iveta Bártová, Ph.D.

Rok obhajoby práce: 2024

Abstrakt:

Bakalářská práce „Podpůrný materiál k předmětu obecná chemie se zaměřením na obecnou a anorganickou chemii“ se v teoretické části zabývá školními vzdělávacími programy, výukou chemie u nás a v zahraničí a dále analýzou obsahu středoškolských učebnic. Hlavní náplní praktické části bylo vypracovat podpůrný studijní materiál na vybraná témata z oblasti obecné chemie. Tento studijní materiál je určen především pro studenty prvního ročníku oboru Chemie a Učitelství chemie nejen na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci, ale také dalších vysokých školách. Bakalářská práce zahrnuje i dotazníkové šetření a vyhodnocení práce.

Klíčová slova: Obecná chemie, studijní materiál, elektronový strukturní vzorec, tvar molekul

Počet stran: 84

Jazyk: Čeština

Bibliographical identification:

Author's first name and surname: Matěj Zelený

Title: Supporting Material for the Subject General Chemistry with a Focus on General Chemistry and Inorganic Chemistry

Type of thesis: Bachelor

Department: Department of Inorganic Chemistry, Faculty of Science, Palacký University Olomouc, Czech Republic

Supervisor: Mgr. Iveta Bártová, Ph.D.

Year of presentation: 2024

Abstract:

The bachelor thesis titled "Supporting Material for the Subject General Chemistry with a Focus on General Chemistry and Inorganic Chemistry" deals with educational programs, chemistry teaching both domestically and internationally, and further analyzes the content of high school textbooks in the theoretical part. The main focus of the practical part was to develop supporting study materials on selected topics in the field of general chemistry. These study materials are primarily intended for first-year students in the Chemistry and Chemistry Teaching for Secondary Schools programs not only at the Faculty of Science of Palacký University in Olomouc but also at other universities. The bachelor thesis also includes a questionnaire survey and evaluation of the work.

Keywords: General chemistry, study material, electron dot structure formula, shape of molecules

Number of pages: 84

Language: Czech

OBSAH

ÚVOD	8
CÍLE PRÁCE	9
TEORETICKÁ ČÁST.....	10
1. Vymezení základních dokumentů českého školství	10
1.1. Rámcový vzdělávací program	10
1.1.1. Problematika velkých revizí rámcových vzdělávacích programů.....	10
1.2. Školní vzdělávací program	11
2. Strategie vzdělávací politiky ČR do roku 2030+	12
3. Charakteristika vyučovacího předmětu chemie	13
4. Cíle vyučovacího předmětu chemie	13
5. Klíčové kompetence žáků v chemii	13
6. Výuka chemie.....	14
6.1. Historie výuky chemie	15
6.2. Současná výuka chemie v ČR.....	16
6.3. Výuka chemie na vysokých školách v České republice.....	16
6.4. Výuka chemie v zahraničí	17
6.4.1. Výuka chemie v Rakousku.....	17
6.4.2. Výuka chemie v Indii	18
6.4.3. Výuka chemie v anglosaských zemích.....	18
6.5. Online výukové materiály pro studenty	18
7. Motivace žáků	19
PRAKTICKÁ ČÁST.....	20
8. Kritická místa ve výuce chemie	20
9. Analýza obsahu obecné chemie v učebnicích pro střední školy	20
10. Rámcové vzdělávací programy a analýza školních vzdělávacích programů vybraných gymnázií	23
10.1. Gymnázium Šumperk.....	24
10.2. Gymnázium Zábřeh na Moravě.....	24
10.3. Gymnázium Jeseník	24
10.4. Gymnázium Šternberk.....	24
VÝSLEDKY A DISKUZE.....	26
11. Dotazníkové šetření.....	26
12. Výsledky analýzy ŠVP vybraných gymnázií ve srovnání s RVP.....	28

13.	Výsledky analýzy středoškolských učebnic	28
14.	Podpůrný materiál k výuce obecné chemie	28
14.1.	Úvod do tématu	28
14.2.	Teorie hybridizace	29
14.2.1.	Hybridizace sp^3	31
14.2.2.	Hybridizace sp^2	32
14.2.3.	Hybridizace sp	33
14.2.4.	Hybridizace sp^3d	34
14.2.5.	Hybridizace sp^3d^2	35
14.2.6.	Hybridizace sp^3d^3	36
14.3.	Teorie VSEPR	37
14.3.1.	Strukturní elektronový vzorec	41
14.4.	Řešené příklady	43
14.5.	Příklady k procvičení s dostupným řešením	64
	ZÁVĚR	74
	POUŽITÁ LITERATURA	75
	SEZNAM POUŽITÝCH ZKRATEK:	79
	SEZNAM OBRÁZKŮ	80
	SEZNAM TABULEK	81
	SEZNAM PŘÍLOH	82
	PŘÍLOHY	83

ÚVOD

Žáci se s chemií jako vyučovacím předmětem poprvé setkávají v sedmé třídě na nižším stupni osmiletých gymnázií či až v osmé třídě na druhém stupni základních škol a nižším stupni šestiletých gymnázií. Mnoho z nich má z tohoto předmětu už nějakou dobu dopředu obavy. Možná je to způsobeno tím, že je chemie v některých oblastech spojená s fyzikou, z níž má řada žáků také respekt. Jedná se o velmi abstraktní předmět, to je pravděpodobně hlavní důvod toho, proč je pro žáky těžká k pochopení.

Při výuce chemie se postupuje systematicky, nejdříve se žáci naučí obecné teoretické základy, jako jsou zákonitosti různých chemických dějů, které jsou potom společné ostatním chemickým disciplínám.

Tato bakalářská práce obsahuje kromě literární rešerše týkající se problematiky kritických míst ve výuce chemie na střední škole také analýzu obsahu obecné a anorganické chemie v učebnicích pro gymnázia a dále analýzu a porovnání rámcových vzdělávacích programů (RVP) pro gymnázia a školních vzdělávacích programů (ŠVP) vybraných škol.

Na základě dotazníku připraveného pro studenty prvních ročníků chemických oborů a učitelství chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci a vypracované rešerše literatury byla vytipována problematická témata v úvodních kurzech obecné chemie na vysokých školách (VŠ). Velké množství studentů uvedlo, že mají problém s těmito tématy: tvary molekul, koordinační sloučeniny, klasifikace a zápis chemických reakcí, termodynamika a kinetika chemických reakcí a základy elektrochemie. Pro téma tvary molekul byl v rámci této bakalářské práce vypracován studijní materiál vhodný nejen pro studenty prvních ročníků chemických oborů vysokých škol, ale také pro žáky středních škol (pro hlubší pochopení dané problematiky, pro přípravu na přijímací řízení na VŠ).

CÍLE PRÁCE

- Vypracování literární rešerše týkající se problematiky kritických míst ve výuce chemie na středních školách
- Analýza obsahu obecné chemie v učebnicích pro gymnázia
- Analýza a porovnání RVP pro gymnázia a ŠVP vybraných škol
- Zpracování vybraných témat v podobě studijního materiálu pro žáky středních škol se zájmem o studium chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci

TEORETICKÁ ČÁST

1. Vymezení základních dokumentů českého školství

Mezi základní dokumenty, kterými se řídí české školství, patří rámcové vzdělávací programy (RVP) a školní vzdělávací programy (ŠVP).

1.1. Rámcový vzdělávací program

Rámcové vzdělávací programy tvoří obecně závazný rámec pro tvorbu školních vzdělávacích programů škol všech oborů vzdělání v předškolním, základním, základním uměleckém, jazykovém a středním vzdělání (1).

Rámcové vzdělávací programy stanovují zejména konkrétní cíle, formy, délku a povinný obsah vzdělávání, jeho organizační uspořádání, profesní profil, podmínky průběhu a ukončování vzdělávání a zásady pro tvorbu školních vzdělávacích programů. Dále stanovují také podmínky pro vzdělávání žáků se speciálními vzdělávacími potřebami, nezbytné materiální, personální a organizační podmínky (1).

Rámcové vzdělávací programy musí odpovídat nejnovějším poznatkům vědních disciplín, pedagogiky a psychologie a jsou vydávány Ministerstvem školství, mládeže a tělovýchovy (MŠMT) po projednání s příslušnými ministerstvy (1).

1.1.1. Problematika velkých revizí rámcových vzdělávacích programů

V rámci Strategie 2030+ dochází také ke změnám rámcových vzdělávacích programů, protože se v poslední době mnohé změnilo, ale rámcové vzdělávací programy prošly pouze dílčími revizemi. Změna rámcových vzdělávacích programů je potřebná hlavně proto, že svět se dynamicky vyvíjí, a tak je důležité připravovat žáky na budoucnost a ne na minulost. Hlavním cílem revize je především aktualizace vzdělávacích obsahů (12).

V rámci změn bude zvýrazněna důležitost dvou gramotností, které jsou základem pro další učení, a sice čtenářská gramotnost a matematická gramotnost (13).

Přínosem by mělo být zpřehlednění učiva, jednoznačnější formulování cíle. Zároveň by žáci měli být lépe připraveni na život a práci v 21. století. Na konci základního vzdělávání by mezi dovednostmi jednotlivých žáků měly být mnohem menší rozdíly (12).

V současné době jsou revidované RVP pro základní vzdělávání zveřejněny široké veřejnosti pro jejich připomínkování. Vzhledem k tomu, že revidovaný RVP prozatím nebyl

schválen (schvalovací proces na MŠMT proběhne v září 2024), není revidovaný RVP zahrnut do následující analýzy v praktické části práce (41).

1.2. Školní vzdělávací program

Školní vzdělávací program (ŠVP) je kurikulární dokument, který je vytvářen pedagogickými pracovníky každé školy v České republice, je schvalován a vydáván ředitelem příslušného zařízení a musí být veřejně přístupný. Závazným dokumentem pro jeho tvorbu je RVP. Každý ŠVP obsahuje tyto závazné části (2):

- identifikační údaje,
- charakteristika školy,
- charakteristika ŠVP,
- učební plán,
- učební osnovy,
- hodnocení žáků a autoevaluace školy.

2. Strategie vzdělávací politiky ČR do roku 2030+

Strategie 2030+ je klíčový dokument pro rozvoj vzdělávací soustavy České republiky v dekádě 2020 – 2030+, jehož cílem je modernizovat vzdělávací systém Česka v oblasti regionálního školství, zájmového a neformálního vzdělávání a celoživotního učení, připravit ho na nové výzvy a zároveň řešit problémy, které v českém školství přetrvávají. Základním cílem Strategie 2030+ je modernizovat vzdělávání tak, aby děti i dospělí obstáli v dynamickém a neustále se měnícím světě 21. století (3, 4).

Cílem vzdělávání v této dekádě je základními a nepostradatelnými kompetencemi vybavený a motivovaný jedinec, který dokáže v co nejvyšší míře využít svůj potenciál v dynamicky se měnícím světě ve prospěch jak svého vlastního rozvoje, tak s ohledem na druhé a ve prospěch rozvoje celé společnosti (4).

V dokumentu MŠMT se rozlišují dva termíny, strategické cíle a strategické linie. Strategické cíle představují to, čeho by se mělo dosáhnout (5):

- zaměřit vzdělávání více na získávání kompetencí potřebných pro aktivní občanský, profesní a osobní život,
- snížit nerovnosti v přístupu ke kvalitnímu vzdělávání a umožnit maximální rozvoj potenciálu dětí, žáků a studentů.

Strategické linie jsou prostředky a cesty, jejichž prostřednictvím se dosahuje cíle (4, 5):

- proměna obsahu, způsobů a hodnocení vzdělávání,
- rovný přístup ke kvalitnímu vzdělávání,
- podpora pedagogických pracovníků,
- zvýšení odborných kapacit, důvěry a vzájemné spolupráce,
- zvýšení financování a zajištění jeho stability.

Vzdělávání se má nyní méně zaměřovat na memorování znalostí, zatímco je kladen důraz spíše na jejich pochopení, vzájemné provázání a praktickou aplikaci. S uvedenými změnami souvisí potřeba inovovat obsah a způsob vzdělávání. Hlavním cílem je dosažení vyšší úrovně gramotnosti všech dětí i dospělých. Aby žáci nebyli přetěžováni informacemi, dojde k provzdušnění učiva. Učivo bude probíráno s cílem hlubšího porozumění bez řady zbytných poznatků a informací (4).

3. Charakteristika vyučovacího předmětu chemie

Chemie je přírodní věda studující složení a strukturu látek a jejich přeměny v látky jiné. Chemie je věda velmi obsáhlá a člení se na řadu oborů (6):

- obecná chemie – zabývá se obecnými zákonitostmi stavby látek a průběhu chemických dějů,
- anorganická chemie – zkoumá anorganické látky (všechny prvky a sloučeniny s výjimkou sloučenin uhlíku),
- organická chemie – studuje sloučeniny uhlíku – uhlovodíky a jejich deriváty,
- fyzikální chemie – zkoumá chemické látky za využití fyzikálních metod,
- analytická chemie – zkoumá složení látek,
- biochemie a další.

4. Cíle vyučovacího předmětu chemie

Vzdělávání žáků v tomto předmětu je zaměřeno na získávání a rozvíjení vědomostí a dovedností v rámci chemického vzdělávání, vytvoření vědomostního a dovednostního základu pro úspěšné následující vysokoškolské studium, vytváření prostoru a příležitostí k rozvíjení postojů a hodnot souvisejících s chemizací života společnosti, uplatnění chemických poznatků a produktů v každodenním životě, a zvláště k rozvoji hodnotového systému ve vztahu k životnímu prostředí (7).

Vyučovací předmět chemie pomáhá rozvíjet poznávací schopnosti žáků, učí je hledat příčinné souvislosti a řešit problémy související s poznáváním přírody a s praktickým životem. Žáci jsou vedeni k bezpečnému používání chemických látek, k ochraně přírody a k samostatnosti při vyhledávání nových informací (8).

5. Klíčové kompetence žáků v chemii

- kompetence k řešení problémů – žák je schopen vysvětlit chemický děj pomocí známých chemických zákonů a teorií, pomocí dedukce a dalších myšlenkových operací odvodí z výchozích údajů a podmínek závěry,
- kompetence komunikativní – žák používá správnou chemickou terminologii, symboliku a značení; identifikuje a správně používá chemické značky, názvy, vzorce a zápisy chemických rovnic,

- kompetence sociální a personální – učitel seznámí studenty s pravidly bezpečné práce s chemickými látkami, upozorní studenty na možné důsledky nedbalosti nebo záměrného porušování zásad,
- kompetence občanská – učitel upozorňuje na možné dopady různých činností na životní prostředí, zdraví a kvalitu života ostatních lidí; žák v situacích ohrožujících život a zdraví je schopen poskytnout ostatním pomoc,
- kompetence k podnikavosti – učitel vede studenty k tvořivosti a vytrvalosti při řešení problémů, ke kritickému hodnocení vlastních postupů a výsledků své práce,
- kompetence k učení – žák si vědomě osvojuje znalosti a dovednosti, které pak využívá k dalšímu učení a při různých činnostech, rozpozná vlastní pokrok i stagnaci v učení; učitel vede žáky k systematizaci poznatků a pochopení vzájemných souvislostí mezi probíranými jevy, vede žáky k porozumění chemické terminologie (7).

6. Výuka chemie

Novodobá chemie má za sebou přibližně dvě stě let, první chemické poznatky však sahají daleko za hranice našeho letopočtu. Kulturní národy starověku v procesu řemeslné výroby shromáždily mnoho poznatků o látkách a dějích, aniž by usilovaly o objasnění jejich podstaty. Lidé se naučili používat oheň při získávání a zpracování kovů, dále ovládali hrnčířství, výrobu skla, poznali zlato, stříbro, měď, železo, cín, olovo a rtuť. Egypťané znali různé soli a barviva, Číňané vyráběli papír a porcelán. Z přírodních materiálů se připravovaly různé extrakty, jedy, nápoje a barviva (24).

Především řečtí starověcí myslitelé ve svých dílech zanechali představy o světě a složení hmoty, tyto představy však byly pouze spekulativní. Například Aristotelovo dokonale propracované učení ovládalo názor na svět téměř dva tisíce let. Celé období předvědecké chemie je historiky označováno slovem alchymie. Alchymie zanechala chemii praktické poznatky. Rozpracovala například filtraci, sublimaci, destilaci, extrakci, různé způsoby žíhání a rozpouštění (24).

Experimentální výsledky a teoretické poznatky badatelů 18. století, doplněné začátkem 19. století Daltonovou atomovou teorií a objevem základních chemických zákonů, vytvořily vědecké základy chemie (24).

6.1. Historie výuky chemie

První základní a střední školy byly na našem území zakládány za dob vlády panovnice Marie Terezie. Z přírodních věd byla vyučována pouze matematika a přírodopis, chemie jako samostatný vyučovací předmět v té době ještě neexistovala. Od roku 1848, kdy došlo k reformám ve školství, byl několikrát týdně vyučován přírodopis, jehož součástí byla fyzika a chemie. Uvedením Základního školského zákona do platnosti v roce 1869 byla zavedena osmiletá školní docházka, kdy žáci navštěvovali pět let obecnou školu a tři roky školu měšťanskou nebo mohli přejít na osmileté či reálné gymnázium. Zatímco na měšťanských školách a osmiletých gymnáziích se vyučoval stále přírodopis, na reálných gymnáziích se vyučovala chemie již samostatně, její součástí byla také praktická chemická cvičení. Po roce 1919 byla samostatná výuka chemie zavedena i na osmiletých gymnáziích. Využívaly se předválečné učebnice, které byly členěny na anorganickou a organickou část. Po druhé světové válce pak došlo k zařazení chemie jako povinného předmětu na všech typech všeobecně vzdělávacích škol. Později byla k chemii přiřazena i výuka geologie a mineralogie. V roce 1960 byly zavedeny základní devítileté školy (ZDŠ) a střední všeobecně vzdělávací školy (SVVŠ). Chemie byla vyučována v 8. a 9. ročníku ZDŠ a ve všech třech ročnících SVVŠ. V 80. letech 20. století byly na žáky v oblasti chemie kladeny vysoké nároky, což však vedlo k poklesu jejich zájmu o tento předmět (14).

Od počátku 90. let minulého století docházelo k rychlým změnám v celé naší společnosti a mnoho z nich se výrazně projevilo také ve školství. Jednou z prvních změn byla změna organizační struktury škol. Byly zakládány nové školy, vedle státních škol vznikaly také školy soukromé. V první polovině 90. let se také výrazně měnil obsah a rozsah vyučovaných předmětů. Různorodost výuky jednotlivých předmětů vedla k nutnosti zajistit určitou standardní kvalitu a kvantitu výuky daného předmětu na daném typu školy. Proto MŠMT ČR postupně vydalo standardy vzdělávání a poté i učební plány a učební osnovy pro základní a střední školy. Prostřednictvím standardů základního vzdělávání a standardů vzdělávání pro čtyřleté gymnázium hodlal stát zaručit všem žákům plnohodnotné a srovnatelné vzdělání. Standardy obsahovaly vzdělávací cíle, které v sobě zahrnovaly vědomosti, dovednosti a kompetence, hodnoty a postoje a tzv. kmenové učivo. Rámcové vzdělávací programy vešly v platnost dne 24. 8. 2004 (29).

6.2. Současná výuka chemie v ČR

V současné době je v České republice povinná základní devítiletá docházka. Žáci se s chemií jako vyučovacím předmětem poprvé setkávají v sedmé třídě na nižším stupni osmiletých gymnázií či až v osmé třídě na druhém stupni základních škol a nižším stupni šestiletých gymnázií. Na počátku si osvojí základy obecné, anorganické a organické chemie, na tyto základy je pak navazováno při výuce na střední škole. Na středních školách je vyučována nejprve obecná chemie, na kterou pak navazuje anorganická a organická chemie, biochemie, případně fyzikální a analytická chemie (14).

V aktuálně platných rámcových vzdělávacích programech je předmět chemie součástí vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Kromě chemie patří do této oblasti i zeměpis, přírodopis a fyzika (21).

6.3. Výuka chemie na vysokých školách v České republice

Na vysokých školách v České republice se chemie odborná a učitelství chemie pro střední školy studuje na Přírodovědeckých fakultách uvedených univerzit: Karlova univerzita v Praze (UK PŘF), Univerzita Hradec Králové (UHK PŘF), Masarykova univerzita v Brně (MU PŘF), Univerzita Palackého v Olomouci (UP PŘF) a Ostravská univerzita (OU PŘF). Chemie se studuje ve tříletém bakalářském programu a dále ve dvouletém navazujícím magisterském programu.

Obsah výuky chemie na jednotlivých univerzitách je uveden v tabulce 1 pro obor chemie se zaměřením na vzdělávání a v tabulce 2 pro odbornou chemii.

Tabulka 1 – Shrnutí obsahu výuky chemie studijního programu učitelství chemie pro střední školy na výše uvedených univerzitách

	UK PŘF	MU PŘF	UP PŘF	OU PŘF	UHK PŘF
Obecná chemie	3P+2S 1 semestr	4P+2S 1 semestr	3P+2S 1 semestr	2P+0S 2 semestry	2P+2S 1 semestr
Anorganická chemie	2P+2S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+0S 1 semestr
Organická chemie	2P+2S 2 semestry	2P+0S 1 semestr	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+2S 2 semestry
Fyzikální chemie	2P+1S 2 semestry	3P+0S 1 semestr	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 1 semestr
Analytická chemie	4P+2S 1 semestr	2P+0S 1 semestr	2P+2S 2 semestry	2P+0S 1 semestr	2P+1S 2 semestry

Biochemie	4P+2S 1 semestr	2P+0S 1 semestr	4P+0S 1 semestr	2P+0S 1 semestr	2P+0S 1 semestr
-----------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

P = počet hodin přednášek za týden, S = počet hodin seminářů za týden

Tabulka 2 - Shrnutí obsahu výuky chemie odborných programů na výše uvedených univerzitách

	UK PřF	MU PřF	UP PřF	OU PřF	UHK PřF
Obecná chemie	3P+2S* 1 semestr	4P+2S 1 semestr	3P+2S 1 semestr	2P+0S 2 semestry	2P+2S 1 semestr
Anorganická chemie	3P+2S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+0S 1 semestr
Organická chemie	3P+2S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+2S 2 semestry
Fyzikální chemie	3P+2S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+1S 1 semestr
Analytická chemie	3P+2S 2 semestry	2P+0S 2 semestry	2P+2S 2 semestry	2P+0S 1 semestr	2P+1S 2 semestry
Biochemie	4P+2S 1 semestr	2P+0S 2 semestry	4P+0S 1 semestr	2P+0S 1 semestr	2P+0S 1 semestr

* Název předmětu: *Chemické principy*

P = počet hodin přednášek za týden, S = počet hodin seminářů za týden

6.4. Výuka chemie v zahraničí

V obsahu a rozsahu chemie vyučované u nás a v zahraničí nejsou patrné výrazné rozdíly (14).

6.4.1. Výuka chemie v Rakousku

Rakouský vzdělávací systém je podobný vzdělávacímu systému ve Švýcarsku a Německu. Povinná školní docházka v Rakousku je stejně jako v ČR devítiletá a začíná dovršením věku šesti let. Žáci navštěvují nejprve čtyři roky základní školu (*Volksschule*), poté přechází na tzv. hlavní školu (*Hauptchule*) nebo si mohou zvolit nižší stupeň všeobecně vzdělávací školy (AHS), oba typy škol jsou čtyřleté. AHS lze srovnat s nižším stupněm osmiletých gymnázií u nás, jsou zde na žáky kladeny vyšší nároky, protože se předpokládá jejich další studium na vysoké škole. Poslední ročník povinné školní docházky je pro ně prvním ročníkem střední školy, patří sem například vyšší stupeň AHS a různé střední odborné a učňovské školy (15).

Žáci v Rakousku se s chemií jako vyučovacím předmětem poprvé setkávají v sedmé třídě (16).

6.4.2. Výuka chemie v Indii

V Indii je zavedena povinná školní docházka pro děti od 6 do 14 let. Základnímu vzdělávání je věnováno pět ročníků, poté následují tři roky povinného vyššího základního vzdělání. Po splnění základního vzdělání mohou navštěvovat střední školu, která trvá dva roky a není povinná (21).

Během povinné osmileté školní docházky se v Indii chemie jako samostatný předmět nevyučuje. S touto vědní disciplínou se tak žáci setkají až na střední škole, která však není povinná, proto někteří žáci se s chemií vůbec nesetkají (21).

6.4.3. Výuka chemie v anglosaských zemích

V anglosaských zemích je upřednostňována integrovaná výuka přírodních věd před vyučováním jednotlivých předmětů samostatně. V rámci jednoho předmětu nazvaného *Science* se vyučují všechny přírodovědné předměty, tj. chemie, biologie, geologie, fyzika a ekologie, dohromady (39).

6.5. Online výukové materiály pro studenty

Vysoké školy na svých webových stránkách poskytují studentům online materiály. Zatímco na některých univerzitách jsou tyto výukové materiály dostupné pouze jejich studentům, výukový web Univerzity Palackého v Olomouci s názvem „*Chemie žije*“ je dostupný široké veřejnosti. Tento web je vytvářen Katedrou anorganické chemie a jsou zde dostupné výukové materiály pro studenty chemických oborů. Studenti si zde mohou zopakovat a procvičit názvosloví, chemické výpočty. K dispozici zde jsou i fotografie prvků a sloučenin, laboratorních pomůcek a aparatur a také videa chemických pokusů, která mohou sloužit jako výukový materiál pro případ, že ve výuce není dostatek času, případně není možné pokus zrealizovat přímo v učebně (20).

Studentům chemických oborů na Masarykově univerzitě v Brně jsou na webových stránkách univerzity k dispozici skripta například k předmětu *Obecná chemie* (37).

Na webových stránkách Vysoké školy chemicko-technologické v Praze jsou taktéž studijní materiály, které jsou však dostupné pouze studentům této univerzity.

7. Motivace žáků

Motivace podle Pavla Hartla je pohnutka k jednání, nejčastěji chápána jako intrapsychický proces zvýšení nebo poklesu aktivity, mobilizace sil, energetizace organismu. Projevuje se napětím, neklidem (22).

Pedagogický pohled na motivaci je v Pedagogickém slovníku na straně 128 vymezen jako „výsledek procesu motivování, na němž se podílí jednak žák sám, jednak učitel, rodiče, spolužáci. Učitel může ovlivňovat motivaci svých žáků mnoha způsoby. Patří k nim vytváření adekvátního obrazu o žácích, učitelovo očekávání vůči žákům, probouzení poznávacích potřeb žáků, probouzení sociálních potřeb žáků, probouzení výkonové motivace, využití odměn a trestů, eliminování pocitu nudy, předcházení strachu ze školy, z určitého předmětu, ze zkoušení.“ (25).

Výuku chemie znesnadňuje zejména malá motivace žáků k jejímu učení. To může být způsobeno tím, že je stále kladen důraz na pasivní přijímání informací žáky než na jejich zapojení do výuky. Proto je tento předmět hodnocen žáky jako nepříliš zajímavý a především příliš náročný. Problém pro pochopení učiva představuje také abstraktnost předmětu, kdy žáci například nejsou schopni představit si v prostoru uspořádání atomů v molekulách (10).

Žáky je možné zaujmout různými chemickými pokusy v laboratořích, kdy jsou zapojeni do výuky, nebo i tématy, které znají z běžného života, v ideálním případě by se učitelé neměli snažit motivovat žáky skrze různé formy motivace, ale měli by se jim snažit vysvětlit, k čemu jim dané učivo bude, aplikovat jej na každodenní situace (10, 23).

PRAKTICKÁ ČÁST

8. Kritická místa ve výuce chemie

Kritickým místem se rozumí takové učivo, kde žáci selhávají, nezvládají je v takové míře, aby se jejich tvořivé využívání produktivně vyvíjelo (11).

Na základě dotazníku vypracovaného pro studenty prvního ročníku chemických oborů na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci byla vytipována kritická místa ve výuce chemie. Většina studentů uvedla, že má problémy s následujícími tématy: tvar molekul, koordinační sloučeniny, klasifikace a zápis chemických reakcí, termodynamika a kinetika chemických reakcí a základy elektrochemie.

V rámci praktické části této bakalářské práce byl pro studenty vypracován podpůrný studijní materiál zaměřený na témata: tvary molekul, teorie VSEPR a teorie hybridizace. Studijní materiál bude vložen na web „*Chemie žije*“ a bude studentům poskytovat studijní texty k vysvětlení problematiky a bude zahrnovat řešené úlohy a neřešené úlohy (s dostupným klíčem) k procvičování učiva chemie.

9. Analýza obsahu obecné chemie v učebnicích pro střední školy

Pro analýzu obsahu obecné chemie v učebnicích pro žáky středních škol bylo použito následujících učebnic:

- MAREČEK, Aleš a HONZA, Jaroslav. *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 3., opr. vyd. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 1998. 1. díl, 2. díl
- VACÍK, Jiří. *Obecná chemie*. 2. vydání. Praha: Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy, 2017.
- VACÍK, Jiří. *Přehled středoškolské chemie*. 4. vyd., v SPN – pedagogickém nakl. 2. vyd. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1999.
- BENEŠOVÁ, Marika a SATRAPOVÁ, Hana. *Odmaturuj! z chemie*. Odmaturuj!. Brno: Didaktis, c2002.
- ŠVANDOVÁ, Veronika; ŠÁFROVÁ, Alena; ŽABOVÁ, Iveta a KOSTURA, Bruno. *Učebnice pro gymnázia*. Praha: Taktik, 2023.

Analýza je přehledně znázorněna v tabulce 3.

Tabulka 3 – Analýza obsahu středoškolských učebnic obecné chemie

	Chemie pro čtyřletá gymnázia (Mareček A., Honza J.)	Obecná chemie (Vacík J.)	Přehled středoškolské chemie (Vacík J.)	Odmaturuj z chemie (Benešová M., Satrapová H.)	Učebnice pro gymnázia (Švandová a kol.)
Základní chemické pojmy (hmota, pole, látka, prvek, nuklid)	–	✓	✓	–	✓
Vzorce sloučenin (stechiometrický, molekulový, geometrický)	✓	–	✓	✓	✓
Atom – atomové jádro, elektronový obal, periodický systém	✓	✓	✓	✓	✓
Radioaktivita	✓	✓	✓	✓	✓
Tvar molekul – teorie hybridizace a VSEPR	✓	✓	✓	–	✓
Chemická vazba – iontová, kovalentní, kovová	✓	✓	✓	✓	✓
Chemické reakce – klasifikace reakcí, chemické rovnice	✓	–	✓	✓	✓
Homogenní a heterogenní směsi	✓	–	–	✓	–
Chemická termodynamika	✓	✓	✓	✓	✓
Kinetika chemických reakcí	✓	✓	✓	✓	✓
Rovnovážné stavy	–	✓	✓	✓	✓
Struktura a vlastnosti látek (elektrické, magnetické, optické)	–	✓	–	–	–
Skupenské stavy látek	–	✓	–	–	✓
Elektrochemie	–	✓	–	–	✓

Chemie pro čtyřletá gymnázia – Aleš Mareček a Jaroslav Honza

Tato kniha je určena studentům prvního ročníku čtyřletého gymnázia a odpovídajících ročníků víceletých gymnázií. Kniha je rozčleněna do tří částí. První část je věnována kapitolám z obecné chemie, druhá část knihy obsahuje poznatky z chemie nepřechodných prvků a třetí část obsahuje názvosloví jednotlivých skupin anorganických sloučenin (26).

Podle průzkumu prováděného Mgr. Milanem Klečkem v rámci disertační práce je tato učebnice zároveň vůbec nejpoužívanější, učebnice je hodnocena jako přiměřeně obtížná se sklonem k vyšší obtížnosti, kladně je hodnoceno zvýraznění hlavních faktů a myšlenek v učebnici (27).

Téma tvary molekul (teorie hybridizace a teorie VSEPR) je obsaženo až v 2. dílu edice Chemie pro čtyřletá gymnázia autorů Marečka a Honzy.

Obecná chemie – Jiří Vacík

Učebnice uvádí a objasňuje základní fyzikální a chemické poznatky, seznamuje studenty s poznatky, které byly objeveny a vysvětleny a jejich závěry zobecněny ve druhé polovině 19. a v první polovině 20. století (28).

Přehled středoškolské chemie – Jiří Vacík

Přehled středoškolské chemie je určen těm, kdo si chtějí zopakovat chemii k maturitní zkoušce nebo k přijímacím zkouškám na vysoké školy, i jako zdroj základních chemických informací pedagogům a studujícím chemii (24).

Knihy sestává z šesti oddílů, ve kterých jsou shrnuty poznatky odpovídající pojetí výuky chemie na středních školách. V prvním oddílu jsou stručně charakterizovány jednotlivé disciplíny chemie. Oddíl Obecná chemie soustřeďuje poznatky o stavbě a struktuře látek a o chemických reakcích (24).

Odmaturuj z chemie – Marika Benešová a Hana Satrapová

Tato publikace poskytuje kompletní přehled učiva středních škol, podává přehledně uspořádané učivo chemie v rozsahu, jak se vyučuje na středních školách. Obsahuje poznatky z obecné chemie, anorganické chemie, organické chemie a biochemie. Základní chemické definice a pojmy jsou barevně zvýrazněny. Porozumění a zapamatování napomáhají přehledné tabulky a názorná schémata (6).

Učebnice pro gymnázia – Veronika Švandová, Alena Šáfrová, Iveta Žabová a Bruno Kostura

Tato učebnice seznámí žáky středních škol se základy obecné chemie. Učebnice propojuje poznatky obecné chemie s reálným světem i historií, nachází se v ní celá řada zajímavostí a odkazů na situace a děje známé z každodenního života (30).

Učebnice je členěna celkem do devíti kapitol. V první kapitole se žáci seznámí se základními chemickými pojmy. Další kapitola objasňuje stavbu atomu. Třetí kapitola se zabývá výstavbou elektronového obalu atomu. Čtvrtá kapitola se zabývá chemickou vazbou. V páté kapitole jsou probírány skupenské stavy látek. Problematika chemických reakcí a chemických rovnováh je řešena v šesté a sedmé kapitole. Reakcemi mezi kyselinami a

zásadami se zabývá osmá kapitola. Poslední kapitola se zabývá oxidačně-redukčními reakcemi (30).

10. Rámcové vzdělávací programy a analýza školních vzdělávacích programů vybraných gymnázií

Rámcové vzdělávací programy vycházejí z nové strategie vzdělávání, která zdůrazňuje klíčové kompetence, jejich provázanost se vzdělávacím obsahem a uplatnění získaných vědomostí a dovedností v praktickém životě. Tyto vzdělávací programy formulují očekávanou úroveň vzdělání stanovenou pro všechny absolventy jednotlivých etap vzdělávání, podporují pedagogickou autonomii škol a profesní odpovědnost učitelů za výsledky vzdělávání (1).

Rámcový vzdělávací program pro gymnázia je určen pro tvorbu školních vzdělávacích programů na čtyřletých gymnáziích a vyšším stupni víceletých gymnázií. Specifikuje úroveň klíčových kompetencí, vymezuje závazný vzdělávací obsah (očekávané výstupy a učivo), zařazuje jako závaznou součást vzdělávání průřezová témata s výrazně formativními funkcemi (1).

Podle rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia by měla být v rámci obecné chemie probírána následující témata (34):

- soustavy látek a jejich složení,
- veličiny a výpočty v chemii,
- stavba atomu,
- periodická soustava prvků,
- chemická vazba a vlastnosti látek,
- tepelné změny při chemických reakcích,
- rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha.

Výše uvedená témata spadají do sledované oblasti úvodních kurzů obecné a anorganické chemie na vysokých školách, proto zde nejsou analyzována další témata. Shrnutí uvedených témat u vybraných gymnázií je uvedeno níže v tabulce 4.

Vyučovací předmět chemie je součástí vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Při studiu předmětu chemie na vyšším stupni gymnázia si studenti vytvářejí systematičtější a hlubší představy o stavbě chemických látek, struktuře atomů a molekul, chemických přeměnách látek a jejich vzájemných reakcích, o významu některých chemických látek pro živé organismy, o uplatnění některých látek v praxi (9).

10.1. Gymnázium Šumperk

Na Gymnáziu Šumperk je chemie vyučována jako samostatný předmět. V prvních třech ročnících středoškolského studia probíhá výuka chemie s dotací 3+3+2,5 hodiny týdně. Ve 4. ročníku je žákům nabízen volitelný předmět Seminář z chemie s dotací 4 hodiny týdně (7).

10.2. Gymnázium Zábřeh na Moravě

Na gymnáziu v Zábřehu na Moravě jsou týdenní hodinové dotace předmětu v prvních třech ročnících 2+3+2. Dále je žákům nabízen předmět Seminář z chemie s dotací 2 hodiny týdně ve třetím ročníku a následně 4 hodiny týdně ve čtvrtém ročníku (9).

10.3. Gymnázium Jeseník

Na gymnáziu v Jeseníku je časové vymezení předmětu chemie 2,5+2,5+2+1 hodin týdně. V prvním a druhém ročníku je 0,5 hodiny týdně věnováno laboratornímu cvičení v chemické laboratoři (31).

Žáci s hlubším zájmem o chemii mohou získat další poznatky a dovednosti ve volitelném předmětu Seminář a cvičení z chemie, který je vyučován ve třetím a čtvrtém ročníku s dotací 2 hodiny týdně (32).

10.4. Gymnázium Šternberk

Na gymnáziu ve Šternberku je v prvním ročníku chemii věnováno 2,66 hodiny týdně, ve druhém ročníku 3 hodiny týdně a ve třetím ročníku 2 hodiny týdně. Ve čtvrtém ročníku se chemie jako povinný předmět nevyučuje (33).

Žáci se zájmem o chemii si mohou volit ve třetím ročníku dvouletý volitelný předmět Seminář z chemie nebo ve čtvrtém ročníku jednoletý volitelný předmět Seminář z chemie (33).

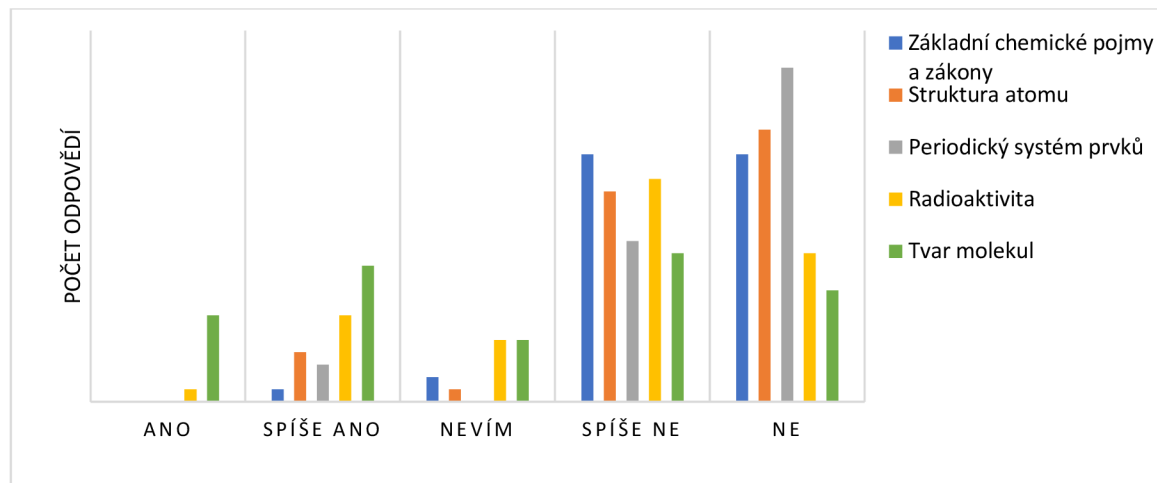
Tabulka 4 – Shrnutí sledovaných témat obecné a anorganické chemie na vybraných gymnáziích

Název gymnázia	Šumperk	Zábřeh na Moravě	Jeseník	Šternberk
<i>Téma</i>				
Soustavy látek a jejich složení	✓	–	–	✓
Klasifikace a struktura látek	✓	–	✓	–
Složení a stavba atomu	✓	✓	✓	✓
Periodická soustava prvků	✓	✓	✓	✓
Chemická vazba	✓	✓	✓	✓
Chemická reakce	✓	–	–	✓
Základy reakční kinetiky	✓	✓	✓	✓
Základy termochemie	✓	✓	✓	✓
Chemická rovnováha	✓	✓	✓	–
Roztoky	–	✓	–	✓

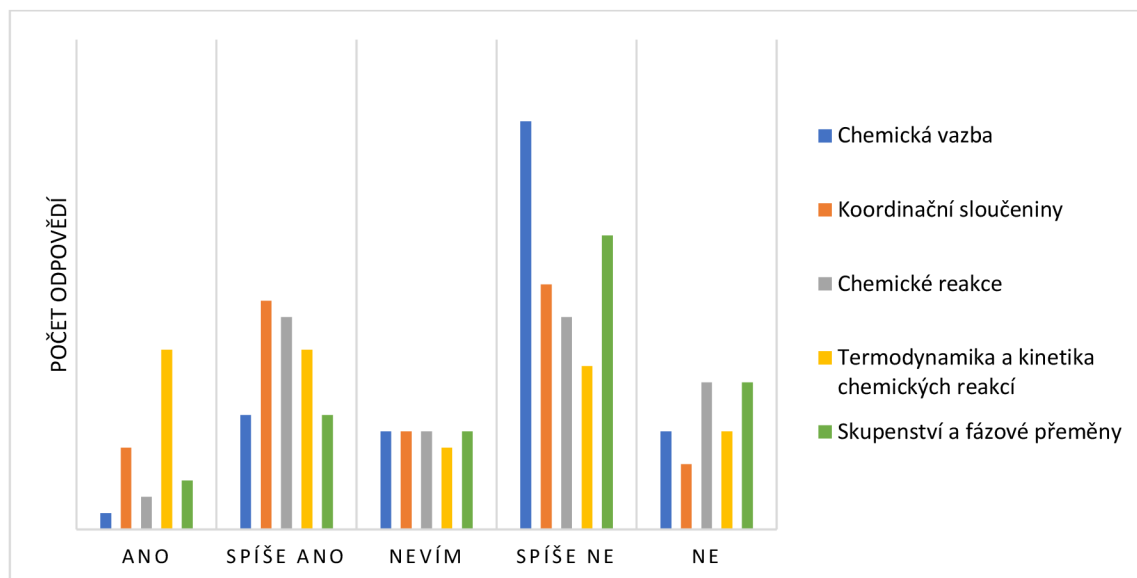
VÝSLEDKY A DISKUZE

11. Dotazníkové šetření

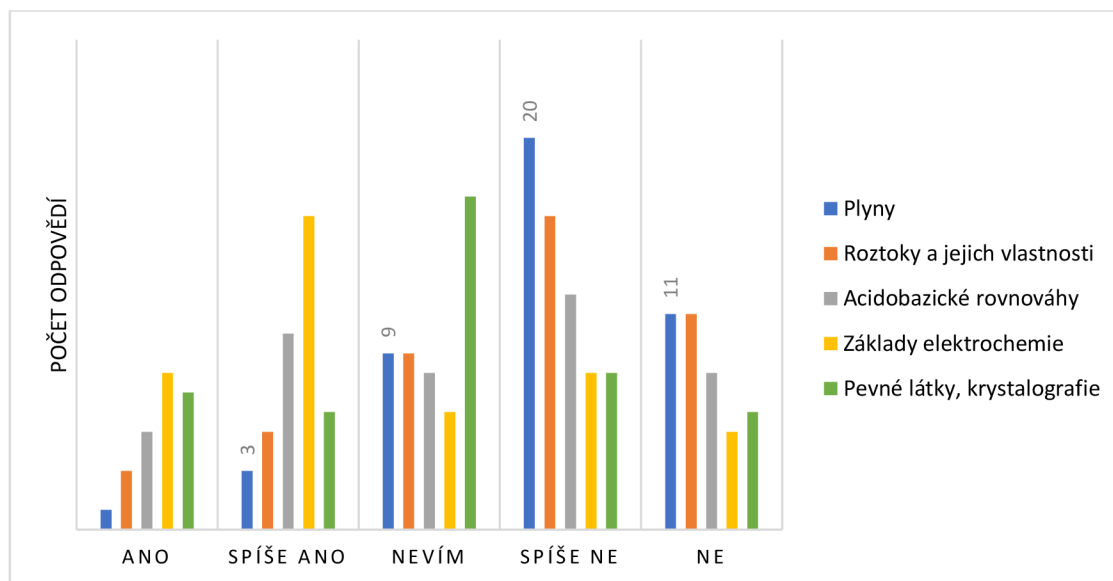
Studentům prvních ročníků chemických programů a učitelství chemie Přírodovědecké fakulty UP byl rozeslán dotazník (Příloha č.1) s cílem zjistit, která témata obecné chemie (anorganické chemie) jsou pro ně problematická a hůře pochopitelná. Šetření se zúčastnilo 43 studentů prvního ročníku. Dotazník byl částečně formulován s využitím tzv. Likertovy škály, kdy studenti odpovídali na otázku, zda mají problém s následujícími tématy a vybírali z odpovědí *ano*, *spíše ano*, *nevím*, *spíše ne* nebo *ne*. Výsledky šetření jsou znázorněny na obrázcích č. 1 – 3. Z dotazníkového šetření vyplývá, že studenti mají problémy s více tématy spadajícími do oblasti obecné chemie, například koordinační sloučeniny, klasifikace a zápis chemických reakcí, termodynamika a kinetika chemických reakcí, základy elektrochemie a tvary molekul (teorie hybridizace, teorie VSEPR). Jednou z možností, jak vyřešit tento problém, je tvorba studijních materiálů, které můžou začínajícím studentům usnadnit pochopení problémového učiva.



Obrázek 1 – Výsledky dotazníkového šetření (1. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie



Obrázek 2 – Výsledky dotazníkového šetření (2. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie



Obrázek 3 – Výsledky dotazníkového šetření (3. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie

46,5 % studentů, kteří vyplnili dotazník, studuje některý z odborných chemických programů na PřF UP v Olomouci, zbývající část (53,5 %) je zaměřena na učitelství chemie. Na gymnáziu studovalo 74,4 % studentů. Skripta určená k předmětu *Obecná chemie* pak

využívá 81,4 % studentů. 4,7 % studentů uvedlo, že využívají prezentace od vyučujících, 4,6 % studentů používá materiály ze střední školy.

12. Výsledky analýzy ŠVP vybraných gymnázií ve srovnání s RVP

Žáci se na středních školách věnují tématům z oblasti obecné chemie hned v prvním ročníku. Podle RVP by se žáci měli seznámit s následujícími tématy: soustavy látek a jejich složení, veličiny a výpočty v chemii, stavba atomu, periodická soustava prvků, chemická vazba a vlastnosti látek, tepelné změny při chemických reakcích, rychlost chemických reakcí a chemická rovnováha. Z analýzy vychází, že na gymnáziu v Šumperku jsou vyučována všechna tato témata. Na gymnáziích v Zábřehu na Moravě a v Jeseníku není vyučováno téma soustavy látek a jejich složení. Na gymnáziu ve Šternberku není vyučováno téma zabývající se chemickými rovnováhami.

13. Výsledky analýzy středoškolských učebnic

Analýze bylo podrobena dohromady pět středoškolských učebnic. Tyto učebnice většinou zahrnují témata, která jsou uvedena v rámcových vzdělávacích programech. Jedinou výjimkou je téma zabývající se chemickými rovnováhami, které není obsaženo v učebnici *Chemie pro čtyřletá gymnázia* autorů Marečka a Honzy.

14. Podpůrný materiál k výuce obecné chemie

Na základě dotazníku (viz Příloha č. 1) vypracovaného pro studenty prvního ročníku chemických oborů a učitelství chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci byla vytipována kritická místa ve výuce chemie. Většina studentů uvedla, že má problémy s následujícími tématy: tvar molekul (teorie VSEPR, teorie hybridizace), koordinační sloučeniny, klasifikace a zápis chemických reakcí, termodynamika a kinetika chemických reakcí a základy elektrochemie (viz obrázky č. 1 – 3, kapitola 11.).

V rámci praktické části této bakalářské práce byl pro studenty vypracován podpůrný studijní materiál týkající se tématu tvarů molekul (teorie VSEPR, teorie hybridizace). Tento studijní materiál má být žákům oporou při probírání tohoto tématu.

14.1. Úvod do tématu

Přestože v současnosti periodická tabulka čítá 118 prvků, je popsáno nesmírně mnoho různých látek, což je dáno schopností atomů slučovat se s atomy téhož prvku či s atomy jiných prvků a vytvářet stabilnější útvary – molekuly. Mezi atomy v molekulách působí značné síly, které jsou označovány jako chemické vazby. Ukázalo se, že elektronové

konfigurace tvořené kompletně obsazenými atomovými orbitaly s a p se vyznačují zvýšenou stabilitou. K tomu je potřeba právě osm elektronů čili elektronový oktet. Na základě tohoto poznání byla vytvořena představa, že chemická vazba vznikne mezi atomy právě tehdy, jestliže to povede ke stabilnějším elektronovým konfiguracím, než měly původní nesloučené atomy (28).

Molekuly různých látek se liší složením a tvarem, jež má vliv na vlastnosti látek. Tvar molekuly je výsledkem struktury látky. Strukturou látky je myšleno řazení atomů a vazeb (konstituce) a uspořádání vazeb v prostoru (konfigurace). Složení chemických látek (zastoupení atomů) vyjadřují chemické vzorce. Rozlišujeme stechiometrický (empirický) vzorec, molekulový (sumární) vzorec, racionální (funkční) vzorec, strukturní vzorec, elektronový strukturní vzorec a geometrický vzorec (26, 30, 40).

Stechiometrický neboli empirický vzorec vyjadřuje, v jakém poměru jsou zastoupeny atomy v molekule, vyjadřuje tedy stechiometrické složení sloučeniny. Molekulový (sumární) vzorec vyjadřuje nejen stechiometrické složení látky, ale i její relativní molekulovou hmotnost, umožňuje tedy rozlišit polymerní formy sloučenin, vyjadřuje skutečný počet jednotlivých atomů v molekule. Racionální neboli funkční vzorec zvýrazňuje v molekulovém vzorci charakteristické atomové (funkční) skupiny. Funkční skupiny je možné uzavírat do kulatých závorek, případně je oddělovat vazebnou čárkou. Koordinační funkční skupiny se uvádí v hranatých závorkách. Strukturní vzorce zobrazují vazebné poměry v molekule, zpravidla neudávají prostorové uspořádání molekuly. Elektronový strukturní vzorec je strukturní vzorec doplněný o nevazebné (volné) elektronové páry. Prostorové uspořádání atomů, iontů nebo molekul vyjadřuje geometrický vzorec (40).

Byly vyvinuty teoretické metody, jak určit tvar molekuly. Jednou z teorií, která vysvětluje geometrii molekul, je teorie hybridizace. Další velmi jednoduchou a účelnou teorií, která dokáže kvalitativně přesně popsat a předpovědět strukturu většiny běžných molekul, je teorie VSEPR (z anglického *Valence Shell Electron Pair Repulsion*) (30, 35).

14.2. Teorie hybridizace

Základy této teorie vysvětlující geometrii molekul a vznik energeticky rovnocenných kovalentních vazeb z energeticky rozdílných atomových orbitalů byly položeny Linem Paulingem v roce 1939. Hybridizací se rozumí energetické a tvarové sjednocení energeticky různých orbitalů daného atomu, přičemž vznikají orbitály nové (hybridní). Pro každý typ hybridizace je charakteristické rozmístění hybridních orbitalů v prostoru. Na rozdíl od

molekulových orbitalů, u hybridizace se kombinují atomové orbitály pouze jednoho atomu (30, 37).

Při vzniku vazby mezi dvěma atomy dochází k lineární kombinaci jejich atomových orbitalů (AO) a vzniku hybridizovaných atomových orbitalů (HAO). Pokud jsou atomové orbitály různého typu (s a p nebo p a d), vznikne hybridní orbital. Dochází tedy k energetickému sjednocení energeticky rozdílných atomových orbitalů. Počet HAO získaných danou hybridizací je shodný s počtem AO použitých k hybridizaci. K hybridizaci lze použít takové AO, které mají vhodnou symetrii a nepříliš rozdílnou energii (36, 40).

Při určování typu hybridizace a tím tvaru molekuly se musíme řídit následujícími pravidly (30):

- Hybridizují se všechny atomové orbitály centrálního atomu, tj. orbitály s párovými i nepárovými elektrony.
- Nehybridizují se ty atomové orbitály, které se účastní tvorby π vazby, a nemají vliv na výsledný tvar molekuly.
- Počet nových hybridních orbitalů je roven počtu původních atomových orbitalů.
- Typ hybridizace se určí jako součet hybridizovaných orbitalů.

Obecný postup při určování typu hybridizace je následující (30):

- Zapišeme elektronovou konfiguraci centrálního atomu.
- Znázorníme vznik vazeb v molekule.
- Provedeme hybridizaci centrálního atomu dle výše uvedených pravidel.
- Nazveme typ hybridizace.
- Typu hybridizace přiřadíme prostorový tvar a vazebný úhel.

V tabulce 5 je uveden vztah mezi tvarem molekul a jeho hybridizací, nejběžněji používané hybridizace pro tvary molekul jsou v tabulce vyznačeny tučně (40):

Tabulka 5 – Vztah mezi tvarem molekul a jeho hybridizací (40)

počet vazeb atomu	geometrie	vhodná hybridizace
2	lineární	sp, pd, sd
	lomená	sd
3	trigonálně-planární (tvar trojúhelníku)	sp^2, p^2d
	asymetricky planární	spd
	trigonálně-pyramidální	pd^2
4	tetraedrická	sp^3, sd^3
	asymetricky tetraedrická	spd^2, p^3d, pd^3
	čtvercově-planární	p^2d^2, sp^2d
5	trigonálně-bipyramidální	sp^3d, spd^3
	tetragonálně-pyramidální	$sp^2d^2, sd^4, pd^4, p^3d^2$
	pentagonálně-planární	p^2d^3
6	oktaedrická	sp^3d^2
	trigonálně-prizmatická	spd^4, pd^5
	trigonálně-antiprizmatická	p^3d^3

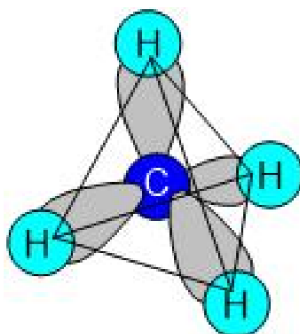
Rozlišujeme tři typy jednoduché hybridizace (28):

- **Hybridizace sp^3** – hybridizace se účastní orbital s a tři orbitaly p za vzniku čtyř hybridních orbitalů sp^3 .
- **Hybridizace sp^2** – hybridizace se účastní orbital s a dva orbitaly p za vzniku tří hybridních orbitalů sp^2 . Jeden p AO zůstane v atomu beze změny.
- **Hybridizace sp** – hybridizace se účastní orbital s a jeden orbital p za vzniku dvou hybridních orbitalů sp . V atomu zůstanou beze změny dva p AO.

14.2.1. Hybridizace sp^3

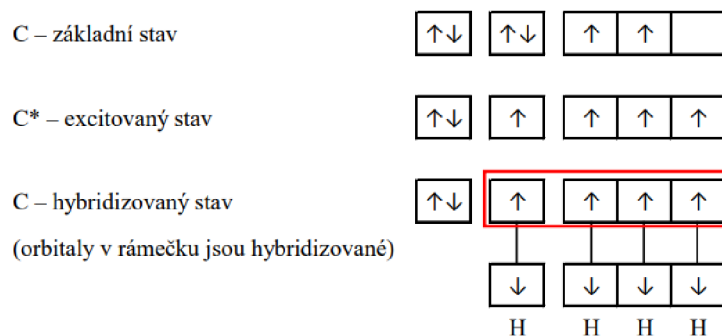
Hybridizace se účastní jeden orbital typu s a tři orbitaly typu p za vzniku čtyř hybridních orbitalů sp^3 . Prostorovým tvarem je čtyřstěn neboli tetraedr, spojnice centrálního atomu a vrcholů znázorňují vazby, které svírají vazebný úhel přibližně $109,5^\circ$. Příkladem molekuly s touto hybridizací je např. CH_4 (Obr. 4) (28).

Centrálním atomem v molekule methanu je uhlík. Aby mohl vázat čtyři atomy vodíku, musí být v excitovaném stavu. Následně dochází k hybridizaci jednoho orbitalu typu s ($2s$) a tří orbitalů typu p ($2p$) za vzniku čtyř sp^3 -HAO a vzniku vazeb mezi čtyřmi sp^3 -HAO a orbitaly $1s$ atomů vodíku, jak je znázorněno na schématu pod obrázkem 4 (28).



Obrázek 4 – Molekula methanu (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch)

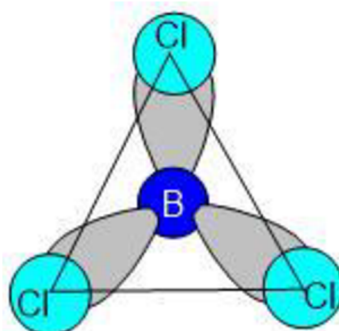
Schéma znázorňující vznik molekuly methanu:



14.2.2. Hybridizace sp^2

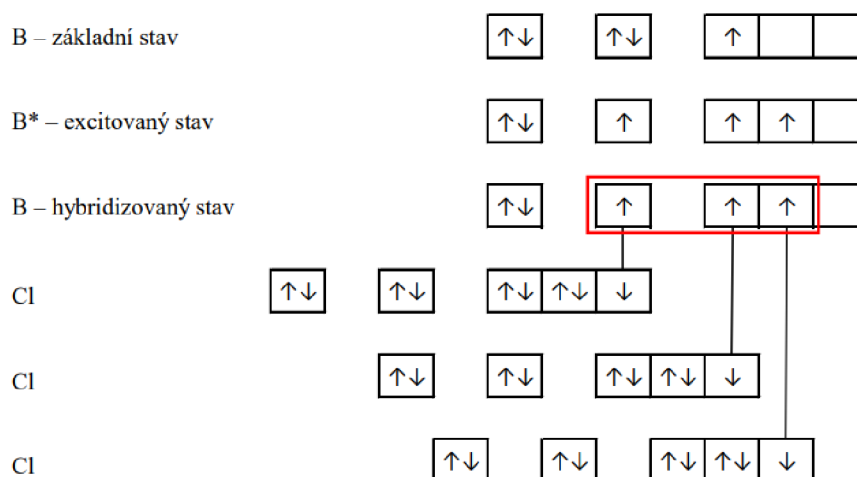
Hybridizace se účastní jeden orbital typu s a dva orbitály typu p za vzniku tří hybridních orbitalů sp^2 . Při hybridizaci sp^2 leží HAO v jedné rovině a směřují do vrcholu rovnostranného trojúhelníku. Prostorovým tvarem je tedy rovnostranný trojúhelník s vazebnými úhly 120° . Příkladem molekuly s tímto typem hybridizace je například chlorid boritý BCl_3 (Obr. 5) (28).

Vznik tří sp^2 -HAO je znázorněn na schématu pod obrázkem 5.



Obrázek 5 – Molekula chloridu boritého (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch)

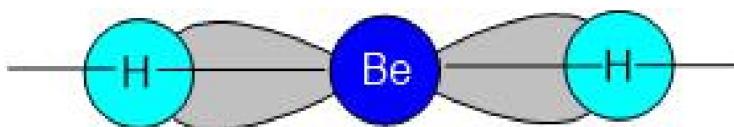
Schéma znázorňující vznik molekuly chloridu boritého:



14.2.3. Hybridizace sp

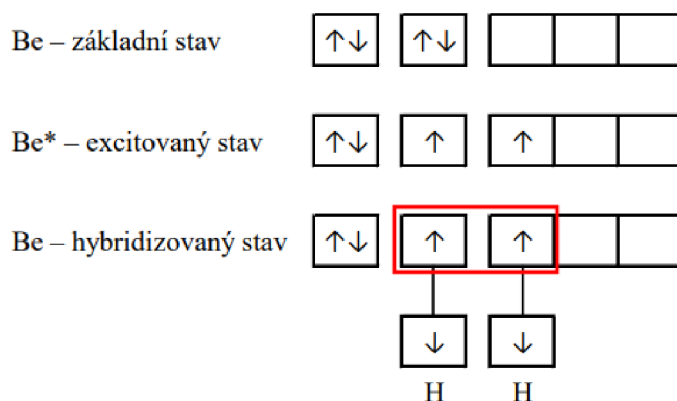
Hybridizace se účastní jeden orbital typu s a jeden orbital typu p za vzniku dvou hybridních orbitalů sp. Prostorovým tvarem je přímka s vazebným úhlem 180°. Příkladem molekuly s tímto typem hybridizace je například hydrid berylnatý BeH₂ (Obr. 6) (28).

Vznik dvou sp-HAO je znázorněn na schématu pod obrázkem 6.



Obrázek 6 – Molekula hydridu berylnatého (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch)

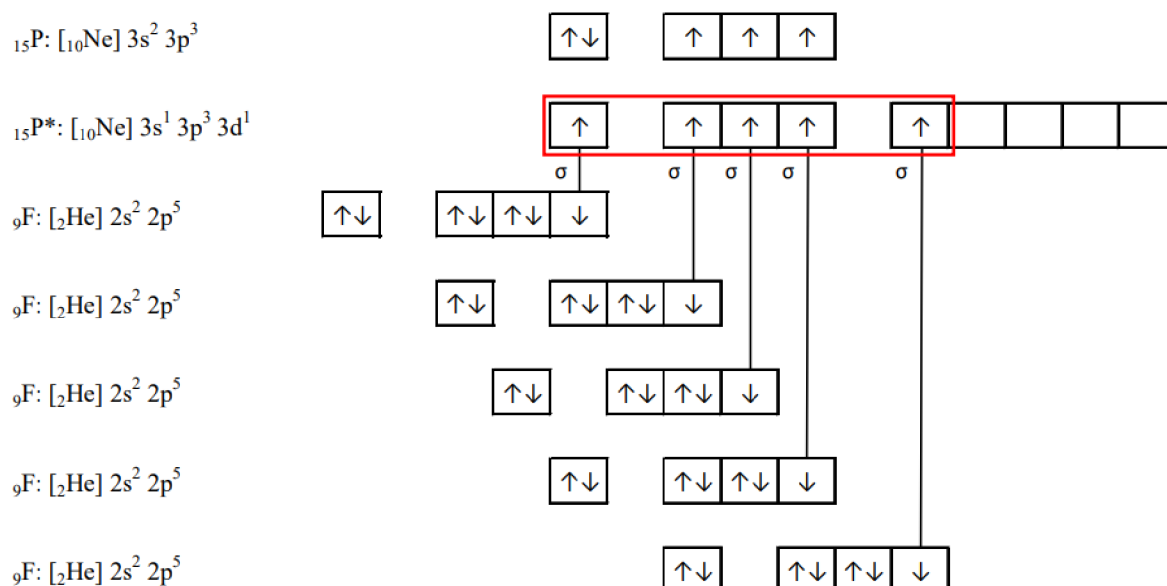
Schéma znázorňující vznik molekuly hydridu berylnatého:



14.2.4. Hybridizace sp³d

Hybridizace sp³d se objevuje u molekul, které mají šest atomů, například fluorid fosforečný PF₅ (tvar trigonálně-bipyramidální; trigonální – tři stěny; bipyramida – dvě pyramidy otočené k sobě svými základnami), ale také volný elektronový pár, například SF₄ (tvar houpačky). Na schématu je znázorněn vznik pěti hybridních orbitalů složených z jednoho orbitalu s, tří orbitalů p a jednoho orbitalu d (36, 40).

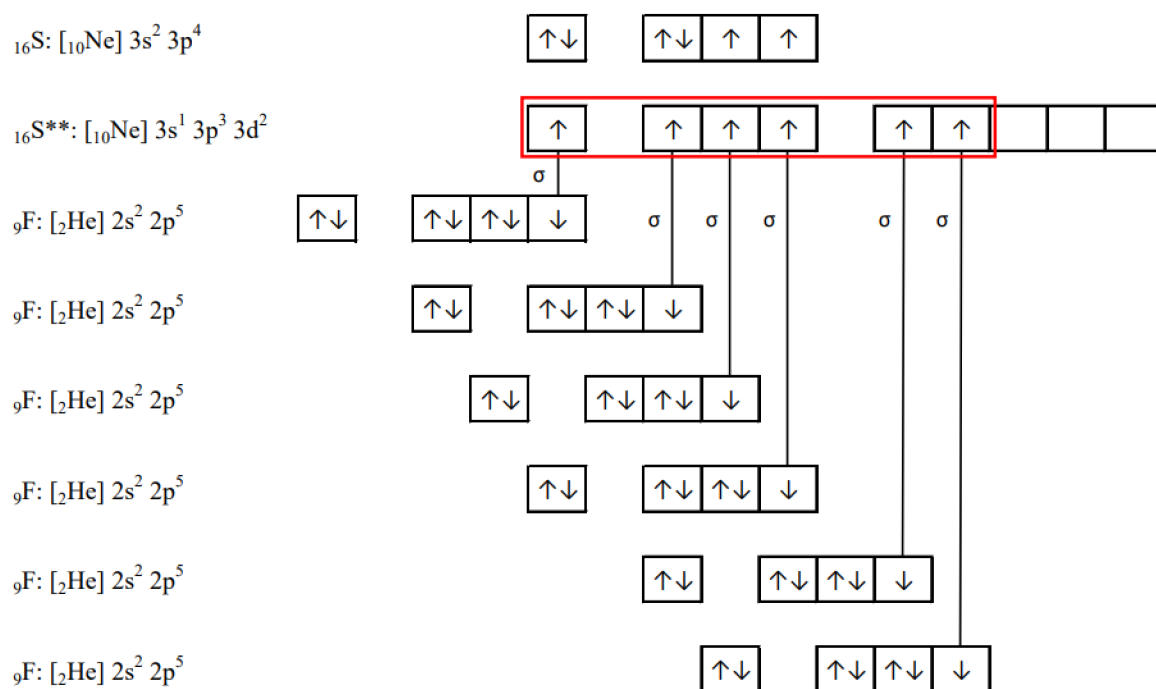
Schéma znázorňující vznik molekuly fluoridu fosforečného:



14.2.5. Hybridizace sp^3d^2

Hybridizace sp^3d^2 se objevuje u molekul sestávajících ze sedmi atomů, například fluorid sírový SF_6 (tvar oktaedru), ale také u molekul s volným elektronovým párem, například BrF_5 (tvar čtvercově-pyramidální), XeF_4 (čtvercový tvar). Na schématu je znázorněn vznik šesti hybridních orbitalů složených z jednoho orbitalu s, tří orbitalů p a dvou orbitalů d (36, 40).

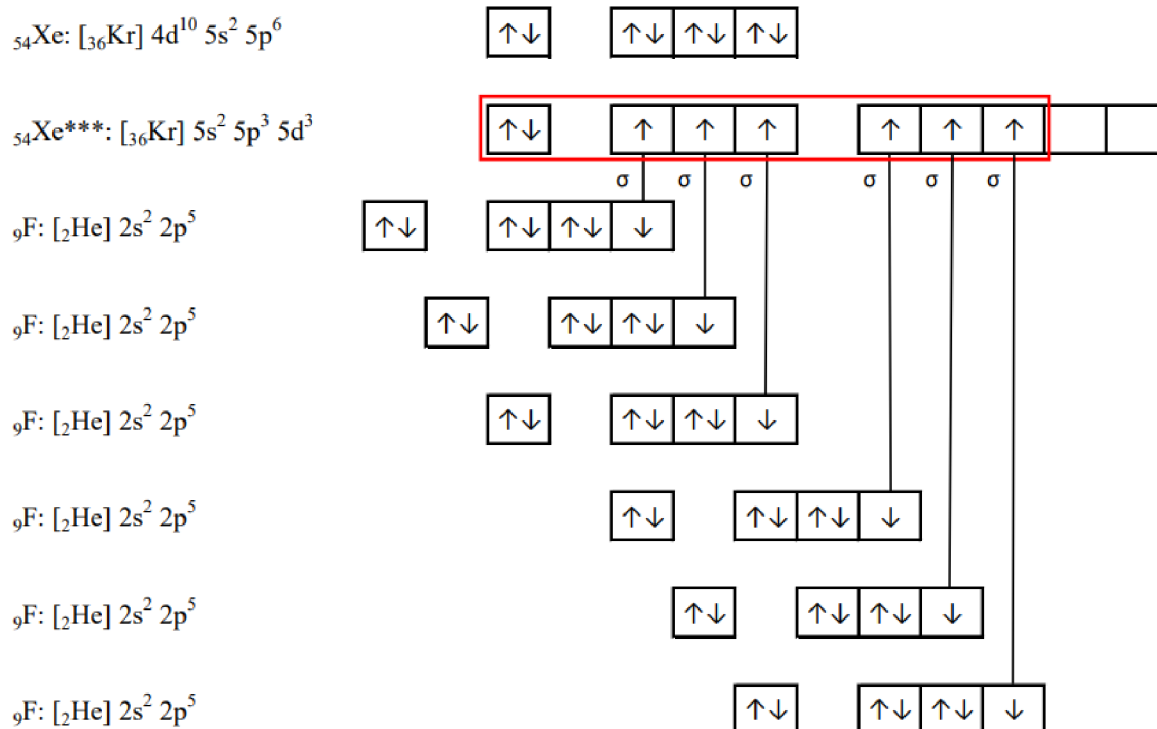
Schéma znázorňující vznik molekuly fluoridu sírového:



14.2.6. Hybridizace sp^3d^3

Hybridizace sp^3d^3 se objevuje například u molekul IF_7 (tvar pentagonální bipyramidy), XeF_6 (tvar pentagonální pyramidy) (36, 40).

Schéma znázorňující vznik molekuly fluoridu xenonového:



14.3. Teorie VSEPR

Teorie VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*, tedy „teorie odpuzování elektronových párů ve valenční vrstvě“) je teorií, která dokáže kvalitativně přesně popsat a předpovědět strukturu většiny běžných molekul. Základem této teorie je fakt, že elektrony i elektronové páry jsou záporně nabitě částice a vzhledem ke své vzájemné repulzi se budou snažit orientovat se v prostoru tak, aby výsledný tvar byl energeticky co nejvýhodnější. Valenční elektronové páry se budou v prostoru orientovat tak, aby byla jejich vzdálenost maximální. Teorie VSEPR předpokládá, že volné elektronové páry zaujímají v prostoru více místa (35).

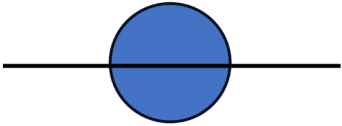
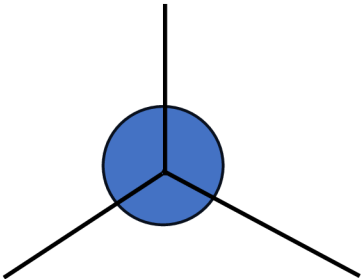
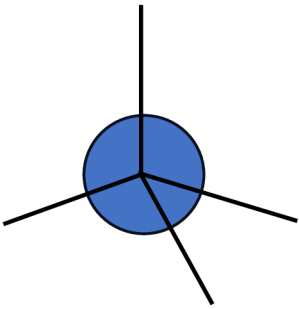
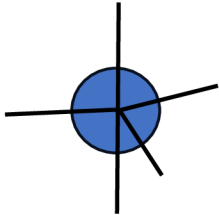
Základní myšlenkou této metody je, že seskupení valenčních elektronů, tzv. elektronové domény (elektronové páry) se snaží v prostoru zaujmout takové uspořádání okolo centrálního atomu molekuly, aby se co nejméně odpuzovaly. Jednotlivé domény se rozmísťují okolo centrálního atomu tak, aby byly od sebe co nejvzdálenější, a zároveň co nejbližší jádru (40).

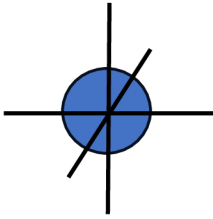
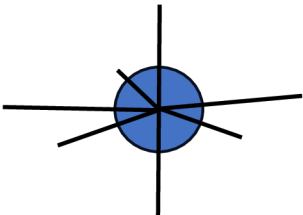
Jednoduché, dvojně a trojně vazby vytvářejí vazebné elektronové domény. Volné elektronové páry a nepárové elektrony tvoří nevazebné elektronové domény. Každá elektronová doména umístěná okolo centrálního atomu odpuzuje jiné elektronové domény tak, aby se maximalizoval úhel mezi nimi. Počet elektronových domén okolo centrálního atomu se označuje jako sterické číslo a určí se jako součet vazebných a nevazebných domén. V tabulce 6 jsou znázorněny různé geometrie elektronových domén pro sterické číslo 2 – 7.

Postup určování výchozího tvaru VSEPR pro danou molekulu (40):

- Zapišeme Lewisův strukturní elektronový vzorec dané molekuly.
- Určíme počet σ vazeb vycházejících ze středového atomu.
- Určíme počet nevazebných (volných) elektronových párů centrálního atomu.
- Podle hodnoty součtu počtu σ vazeb a nevazebných elektronových párů určíme výchozí tvar VSEPR pro danou molekulu (Tabulka 6).

Tabulka 6 – Přehled výchozích tvarů VSEPR (40)

Výchozí tvar VSEPR	Geometrie elektronových domén	Sterické číslo (SN)
	Lineární	2
	Rovnostranný trojúhelník	3
	Pravidelný tetraedr	4
	Trigonální bipyramida	5

	<p>Oktaedr (tetragonální bipyramida)</p>	<p>6</p>
	<p>Pentagonální bipyramida</p>	<p>7</p>

Tvary VSEPR vytvořeny podle ČÍDLOVÁ, Hana, Zuzana MOKRÁ a Barbora VALOVÁ.
Obecná chemie (37).

Vysvětlivky:



centrální atom



σ -vazby a volné elektronové páry na centrálním atomu

Pokud se ve valenční vrstvě centrálního atomu nachází nevazebné elektronové domény, výsledné tvary molekul se budou lišit od tvarů uvedených v tabulce 6. Výsledné tvary jsou uvedeny v tabulce 7.

Tabulka 7 – Geometrický tvar částic podle sterického čísla a počtu nevazebných domén (40)

Sterické číslo (SN)	Počet vazebných domén	Počet nevazebných domén	Tvar částice	Příklady
2	2	0	lineární	BeCl ₂ , CO ₂ , HCN, HgCl ₂ , N ₂ O
3	3	0	trigonální	BF ₃ , SO ₃ , CO ₃ ²⁻
	2	1	lomený	SnCl ₂ , SO ₂ , NO ₂
4	4	0	tetraedrický	CH ₄ , NH ₄ ⁺ , XeO ₄
	3	1	trigonálně-pyramidální	NH ₃ , PF ₃ , H ₃ O ⁺ , SO ₃ ²⁻
	2	2	lomený	H ₂ O, Cl ₂ O
5	5	0	trigonálně-bipyramidální	PF ₅ , PCl ₅ , SbF ₅
	4	1	tvář houpačky	SF ₄ , TeCl ₄
	3	2	tvář T	ClF ₃ , BrF ₃
	2	3	lineární	XeF ₂
6	6	0	oktaedrický	SF ₆
	5	1	čtvercově-pyramidální	BrF ₅ , IF ₅
	4	2	čtvercový	XeF ₄
7	7	0	pentagonálně-bipyramidální	IF ₇
	6	1	pentagonálně-pyramidální	[IOF ₅] ²⁻
	5	2	pentagonální	[XeF ₅] ⁻

14.3.1. Strukturní elektronový vzorec

Tento typ vzorce slouží ke grafickému vyjádření vazebných poměrů v molekule, zobrazuje počet vazeb v molekule a nejvhodnější způsob uspořádání valenčních elektronů atomů v molekule (38).

Pro vytvoření strukturních elektronových vzorců neexistují jednoznačná obecná pravidla. Při zápisu vzorců se tak řídíme několika formálními zásadami (38, 40):

- **Zakreslíme kostru molekuly** – rozmístění atomů v rovině a jejich vzájemné spojení jednoduchými vazbami.
- **Zakreslíme počet volných elektronových párů na centrálním atomu** – tento počet volných elektronových párů zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů v základním stavu odečteme počet vazebných elektronů a výsledek vydělíme dvěma.

$$\text{Např. SF}_4: \frac{6 (\text{počet valenčních elektronů}) - 4 (\text{vazebné elektrony})}{2} = 1 \text{ volný elektronový}$$

pár na atomu síry

- **Zakreslíme všechny valenční elektrony do blízkosti každého atomu** – zakreslení dvojných a trojných vazeb a volných elektronových párů u dalších atomů v molekule.
- **Dodržení oktetového pravidla a vytvoření Lewisova strukturního elektronového vzorce** – v okolí každého atomu je umístěno 8 elektronů (jedná se o elektrony tvořící vazby i elektrony ve volných elektronových párech).
 - Existují však molekuly, u kterých nelze, případně není nutné, oktetové pravidlo uplatnit, protože centrální atomy těchto molekul využívají pro vznik vazeb energeticky blízko ležící d-orbitaly (např. S, Cl, Xe), nebo jsou naopak elektronově deficitní (např. B).
 - Zmínka: dvanáctielektronové pravidlo (platí např. pro S) – v molekulách a iontech nepřechodných prvků, ve kterých jsou centrální atomy tvořeny prvky třetí a vyšší periody, je platnost oktetového pravidla omezená a na stabilizaci valenční vrstvy těchto atomů je potřeba šest elektronových párů (40).
- Elektronové strukturní vzorce poskytují informace o způsobu spojení atomů, ne vždy však nejlépe popisují vazebné poměry v případě molekul a iontů s delokalizovanými násobnými vazbami. Výsledkem pak může být tvorba více než

jednoho vzorce. Pokud pro molekulu nebo ion existuje více elektronových struktur se stejným rozmístěním atomů, pak jednotlivé vzorce reprezentují **rezonanční elektronové strukturní vzorce**. Pokud má některá rezonanční struktura nižší energii než ostatní, potom je výsledný rezonanční hybrid tvořený především tou strukturou, která má nižší energii. Pro vyhodnocení jednotlivých struktur se používá formální náboj.

- Formální náboj (FN) je číslo, které vyjadřuje hypotetický náboj na každém atomu částice, pokud by se vazebné elektrony dvou vzájemně vázaných atomů rozdělily rovnoměrně. Vzorec pro výpočet formálního náboje je uveden níže:

$$\text{FN} = \text{počet valenčních elektronů atomu} - \text{počet elektronů ve volných elektronových párech} - \frac{1}{2} \text{počtu vazebných elektronů}$$

- Nejpravděpodobnější (dominantní) strukturní elektronový vzorec lze zjistit pomocí následujících kritérií:
 - Součet formálních nábojů v elektronovém strukturním vzorci se v případě molekuly rovná nule, v případě iontu se součet formálních nábojů rovná náboji iontu.
 - Formální náboj na atomech má být co nejmenší.
 - Záporné hodnoty formálního náboje jsou na nejelektronegativnějších atomech, kladné hodnoty formálního náboje jsou na nejméně elektronegativních atomech.
 - Elektronové strukturní vzorce, ve kterých jsou na sousedních atomech formální náboje se stejným znaménkem, jsou málo pravděpodobné (40).

14.4. Řešené příklady

1) Napište strukturní elektronový vzorec následujících molekul a iontů a na základě teorie VSEPR určete jejich tvar.

a) N_2

- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



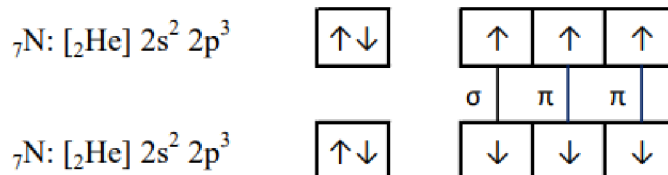
- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^3$ zjistíme, že molekula dusíku je v základním stavu trojvazná, doplníme tedy do vzorce trojnou vazbu.



- Volné elektronové páry na atomu dusíku zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($2s^2 2p^3$, tedy 5 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 3 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám 1 volný elektronový pár na atomu dusíku.



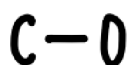
- Na závěr vidíme, že v okolí každého atomu dusíku je 8 elektronů a je splněno oktetové pravidlo.



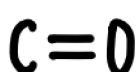
- Molekula tvořená dvěma atomy má vždy lineární tvar.

b) CO

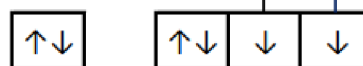
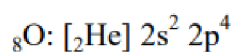
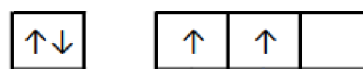
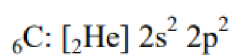
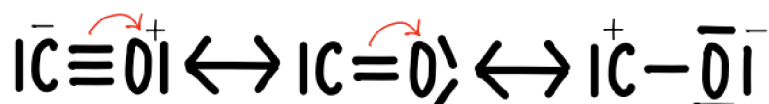
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace uhlíku $1s^2 2s^2 2p^2$ zjistíme, že uhlík je v základním stavu dvojnásobný.
- Z elektronové konfigurace kyslíku $1s^2 2s^2 2p^4$ odvodíme, že kyslík je také dvojnásobný. Do vzorce doplníme dvojnou vazbu.



- Z elektronových konfigurací zároveň vidíme, že uhlík má ve valenční vrstvě jeden volný elektronový pár a kyslík dva volné elektronové páry. Protože u atomu uhlíku není splněno oktetové pravidlo, přesunutím jednoho volného elektronového páru z atomu kyslíku vznikne trojnásobná vazba a oktetové pravidlo je dodrženo. Dominantní je strukturální elektronový vzorec bez formálních nábojů.

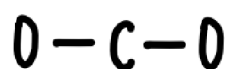


σ π

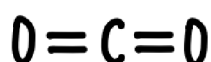
- Protože se jedná o pouze dvouatomovou molekulu, je její tvar lineární.

c) CO₂

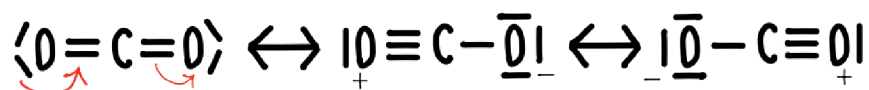
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



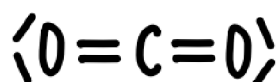
- Podle elektronové konfigurace uhlíku $1s^2 2s^2 2p^2$ zjistíme, že uhlík je v základním stavu dvojnásobný, v excitovaném stavu je čtyřnásobný.
- Z elektronové konfigurace kyslíku $1s^2 2s^2 2p^4$ odvodíme, že kyslík je dvojnásobný. Do vzorce doplníme dvojnásobné vazby.



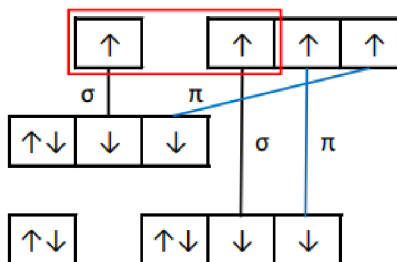
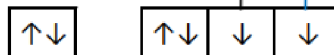
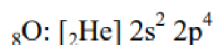
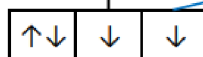
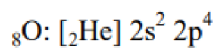
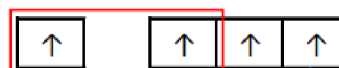
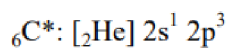
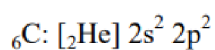
- Volné elektronové páry na atomu uhlíku nejsou žádné, pokud od počtu valenčních elektronů ($2s^2 2p^2$, tedy 4 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 4 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám nula. Volné elektronové páry na atomu kyslíku zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($2s^2 2p^4$, tedy 6 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 2 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám, že na každém z atomů kyslíku jsou 2 volné elektronové páry. Oktetové pravidlo je dodrženo. Na základě výše uvedených pravidel pro strukturní elektronové vzorce lze získat i dvě rezonanční struktury, které splňují oktetové pravidlo pro všechny atomy.



Nicméně na základě kritérií pro formální náboj lze očekávat, že dominantní (nejpravděpodobnější) je elektronový strukturní vzorec s nulovými formálními náboji na atomech kyslíku a uhlíku.

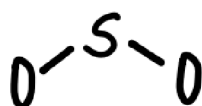


Molekula CO₂ má lineární tvar, který vyplývá z její hybridizace sp.

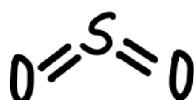


d) SO_2

- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.

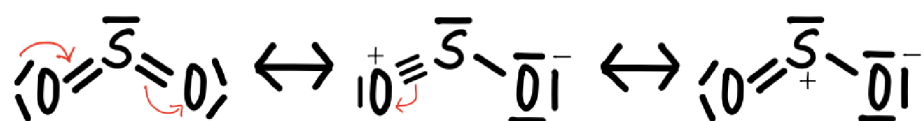


- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ zjistíme, že síra je v základním stavu dvojjazná, v prvním excitovaném stavu pak čtyřjazná.
- Z elektronové konfigurace kyslíku $1s^2 2s^2 2p^4$ odvodíme, že kyslík je dvojjazný. Do vzorce doplníme dvojně vazby.

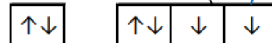
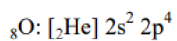
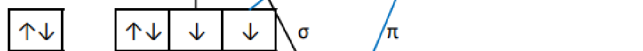
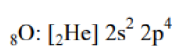
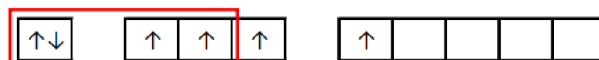
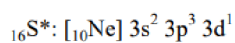
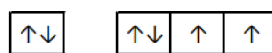
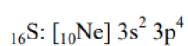
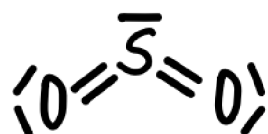


- Volné elektronové páry na atomu síry zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($3s^2 3p^4$, tedy 6 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 4 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám 1 volný elektronový pár. Volné elektronové páry na atomu kyslíku zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($2s^2 2p^4$, tedy 6 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 2 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám, že na každém z atomů kyslíku jsou 2 volné elektronové páry. Síra využívá pro vznik vazeb energeticky blízko ležící d-orbitaly, proto v tomto případě nemusí být nutně dodrženo oktetové pravidlo (viz kap. 14.3.1.).

Z níže uvedených strukturních elektronových vzorců je dominantní ten, v němž se nenachází formální náboje (viz kritéria pro formální náboj).



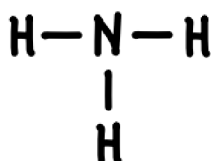
Dominantní je tedy elektronový strukturní vzorec:



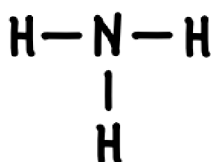
- Molekula SO_2 má hybridizaci sp^2 . K určení výsledného tvaru však musíme brát v úvahu vazebné (dvojně vazby) a nevazebné (volné elektronové páry) domény. Vlivem volného elektronového párů na atomu S dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly SO_2 je lomený. Sterické číslo je rovno 3: počet vazebných domén je 2 a počet nevazebných domén je 1.

e) NH₃

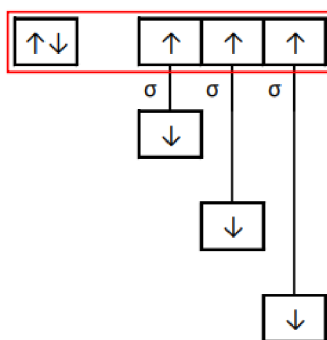
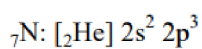
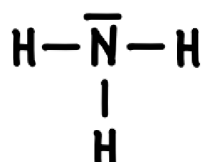
- Nejprve zakreslíme kostru molekuly.



- Z elektronové konfigurace dusíku $1s^2 2s^2 2p^3$ vyplývá, že atom dusíku je v základním stavu trojvazný, v tomto případě bude tvořit tři jednoduché σ -vazby s atomy vodíku.



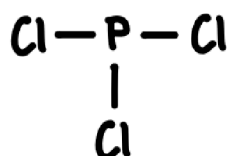
- Volné elektronové páry na atomu dusíku zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($2s^2 2p^3$, tedy 5 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 3 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám 1 volný elektronový pár na atomu dusíku.



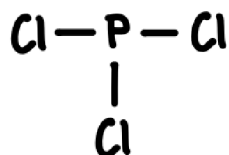
- Centrálním atomem je atom N. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Musíme brát v úvahu přítomnost volného elektronového páru na atomu N, jehož vlivem dochází k deformaci pravidelného tvaru. Výsledný tvar molekuly NH_3 je trigonálně pyramidální. Sterické číslo je rovno 4: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 1.

f) PCl_3

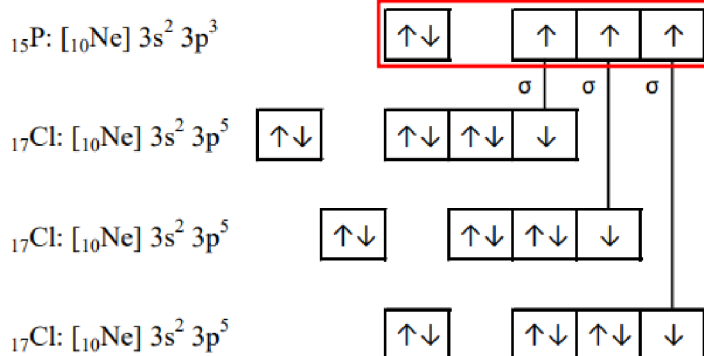
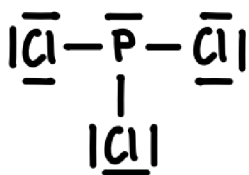
- Nejprve zakreslíme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ zjistíme, že fosfor je v základním stavu trojvazný.
- Z elektronové konfigurace chloru $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ zjistíme, že je jednovazný. Mezi atomem fosforu a atomy chloru budou pouze jednoduché vazby.



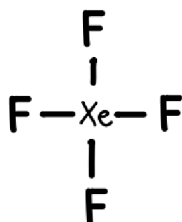
- Volné elektronové páry na atomu fosforu zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($3s^2 3p^3$, tedy 5 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 3 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám 1 volný elektronový pár. Stejným principem zjistíme, že každý atom chloru nese tři volné elektronové páry. Je dodrženo oktetové pravidlo.



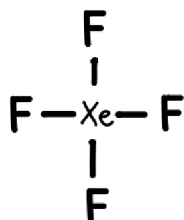
- Centrálním atomem je atom P. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Musíme však brát v úvahu i vazebné (jednoduché vazby) a nevazebné (volný elektronový pár) domény. Vlivem volného elektronového páru na atomu P dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly PCl_3 je trigonálně pyramidální. V tomto případě je sterické číslo rovno 4: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 1.

g) XeF_4

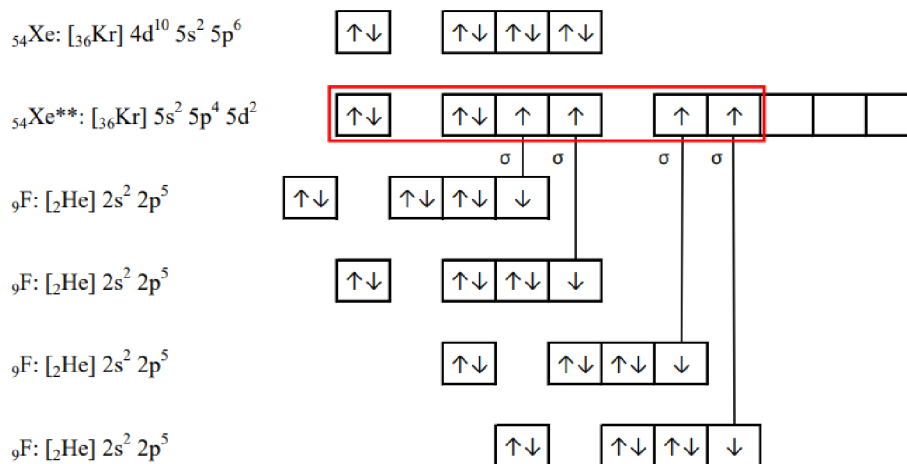
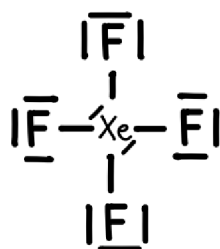
- Nejprve zakreslíme kostru molekuly.



- Z elektronové konfigurace xenonu vyplývá, že v základním stavu není schopen vytvářet vazby, v druhém excitovaném stavu je však čtyřvazný.
- Z elektronové konfigurace fluoru $1s^2 2s^2 2p^5$ zjistíme, že je jednovazný. Mezi atomem xenonu a atomy fluoru budou pouze jednoduché vazby.



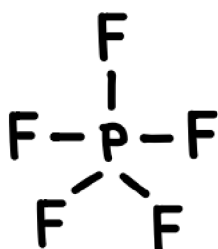
- Volné elektronové páry na atomu xenonu zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů, kterých je celkem osm, odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 4 a výsledek vydělíme dvěma. Vyjde nám, že atom xenonu nese 2 volné elektronové páry. Stejným principem zjistíme, že každý atom fluoru nese tři volné elektronové páry.



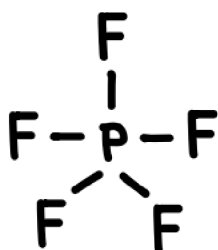
- Centrálním atomem je atom Xe. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s, tři orbitaly p a dva orbitaly d, jedná se o hybridizaci sp^3d^2 . Musíme však brát v úvahu i vazebné (jednoduché vazby) a nevazebné (volný elektronový pár) domény. Vlivem volných elektronových párů na atomu Xe dochází k deformaci pravidelného tvaru, molekula XeF_4 má tvar čtverce. V tomto případě je sterické číslo rovno 6: počet vazebných domén je 4 a počet nevazebných domén je 2.

h) PF_5

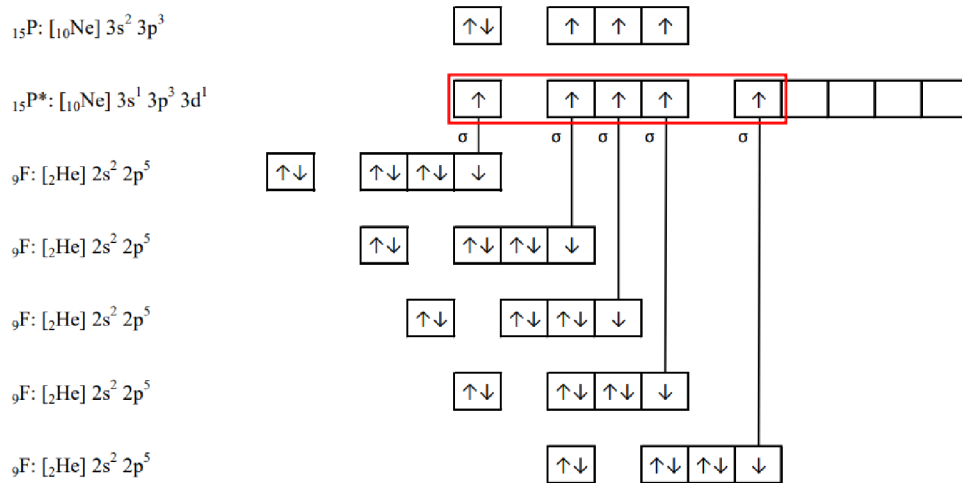
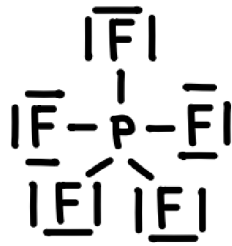
- Nejprve zakreslíme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ zjistíme, že fosfor je v základním stavu trojvazný, v excitovaném stavu je však pětivazný.
- Z elektronové konfigurace fluoru $1s^2 2s^2 2p^5$ zjistíme, že je jednovazný. Mezi atomem fosforu a atomy fluoru budou pouze jednoduché vazby.



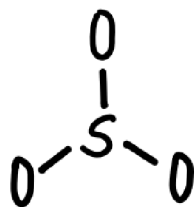
- Volné elektronové páry na atomu fosforu zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($3s^2 3p^3$, tedy 5 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, kterých je v tomto případě 5 a výsledek vydělíme dvěma. Vychází, že atom fosforu nenes žádný volný elektronový pár. Stejným principem zjistíme, že každý atom fluoru nese tři volné elektronové páry.



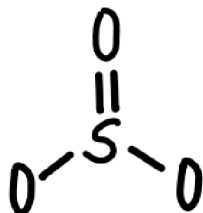
- Centrálním atomem je atom P. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s, tři orbitaly p a jeden orbital d, jedná se o hybridizaci sp^3d . Molekula PF_5 má proto tvar trigonálně bipyramidální.

i) SO_3^{2-}

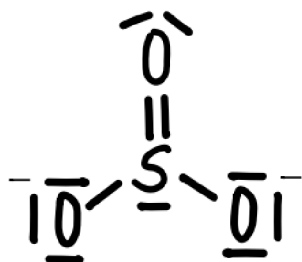
- Nejprve zakreslíme kostru molekuly.



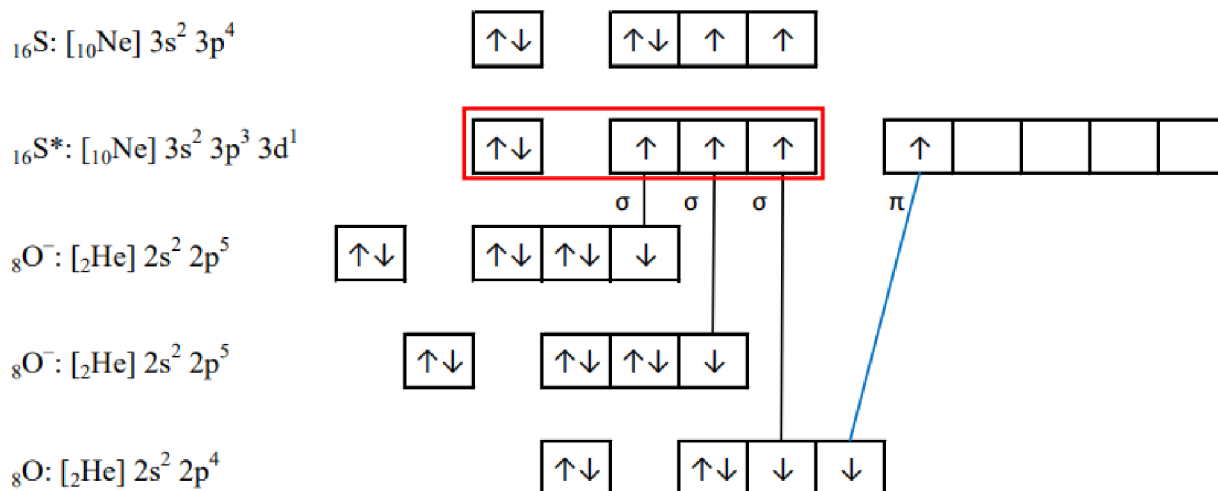
- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ zjistíme, že síra je v základním stavu dvojnásobná, v prvním excitovaném stavu pak čtyřnásobná.
- Z elektronové konfigurace kyslíku $1s^2 2s^2 2p^4$ odvodíme, že kyslík je dvojnásobný. Aniont SO_3^{2-} vznikl odštěpením dvou atomů vodíku z původní molekuly H_2SO_3 . Na základě tohoto poznatku víme, že dva atomy kyslíku budou k síře vázány jednoduchou vazbou a jeden atom kyslíku dvojnou vazbou.



- Volné elektronové páry na atomu síry zjistíme tak, že od počtu valenčních elektronů ($3s^2 3p^4$, tedy 6 valenčních elektronů) odečteme vazebné elektrony, které jsou v tomto případě 4 a výsledek vydělíme dvěma, vyjde nám 1 volný elektronový pár. Stejným principem zjistíme, že na kyslíku s dvojnou vazbou budou 2 volné elektronové páry. Na zbylých dvou atomech kyslíku bude ještě třetí volný elektronový pár, který zbyl po odštěpení protonu. Není tedy splněno oktetové pravidlo.

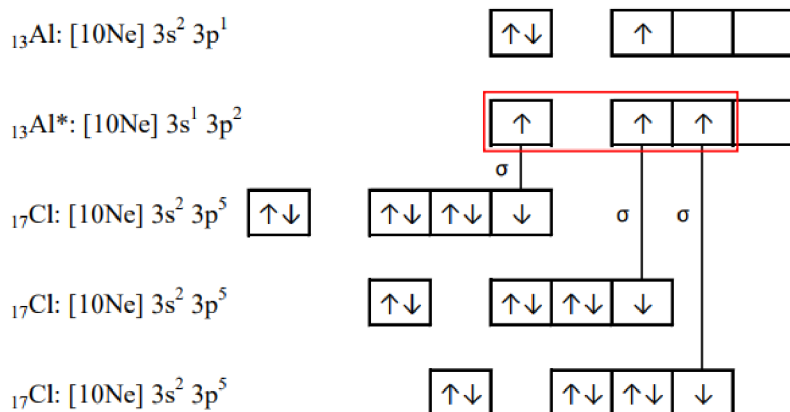


- Centrálním atomem je atom S. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Musíme však brát v úvahu i vazebné a nevazebné (volný elektronový pár) domény. Vlivem volného elektronového páru na atomu S dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly SO_3^{2-} je trigonálně pyramidální. V tomto případě je sterické číslo rovno 4: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 1.



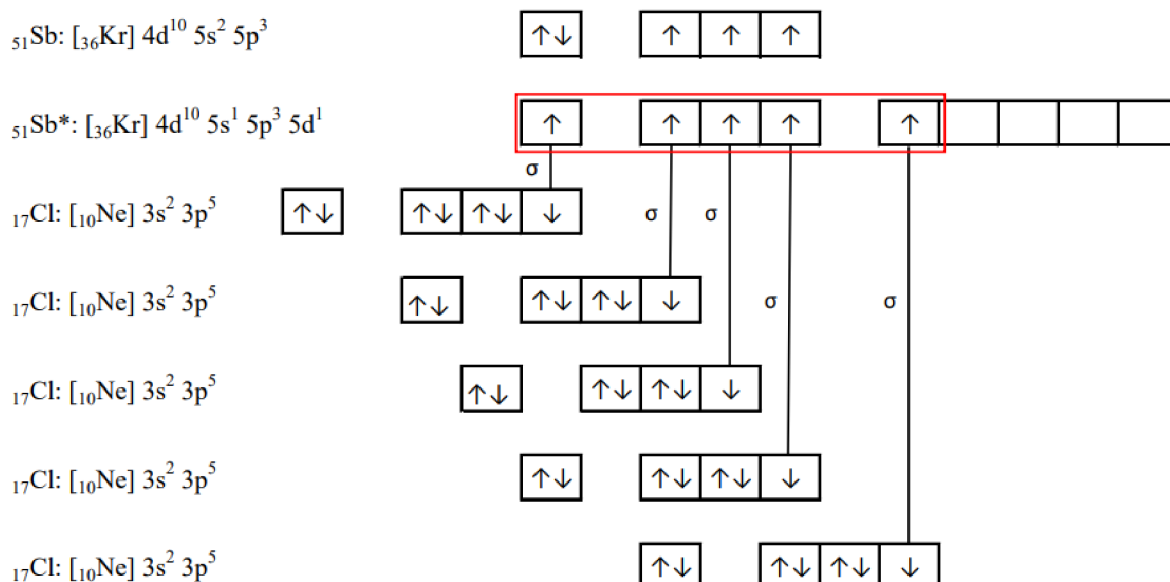
2) U následujících úloh s využitím teorie hybridizace určete, jaký tvar budou mít uvedené molekuly.

a) Určete, jaký tvar bude mít molekula AlCl_3 .



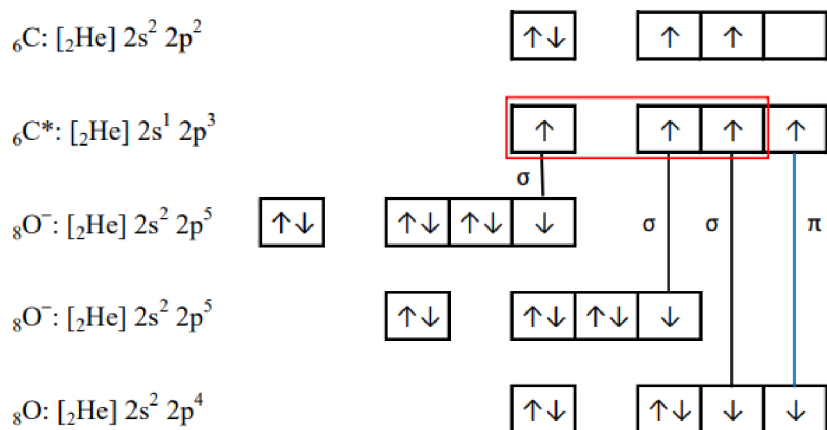
Centrálním atomem je atom Al. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a dva orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^2 . Molekula AlCl_3 má proto tvar trojúhelníku.

b) Určete, jaký tvar bude mít molekula SbCl_5 .



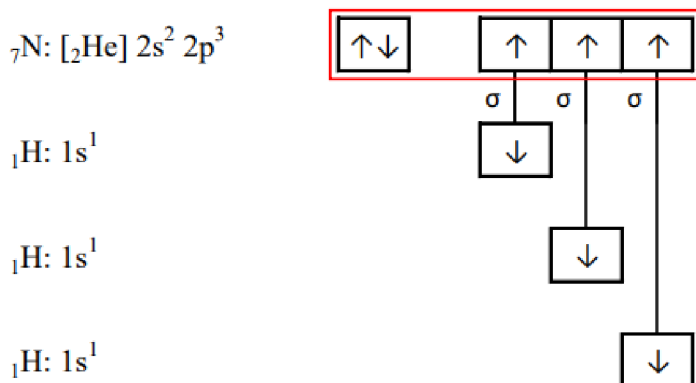
Centrálním atomem je atom Sb. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s, tři orbitaly p a jeden orbital d. Jedná se o hybridizaci sp^3d . Molekula SbCl_5 má proto tvar trigonální bipyramidy.

c) Určete, jaký tvar bude mít sloučenina CO_3^{2-} .



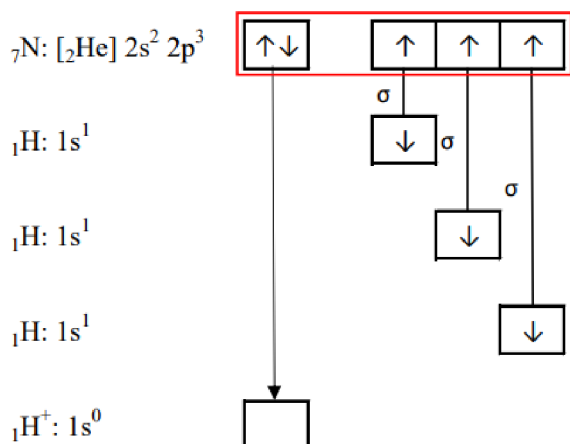
Centrálním atomem je atom C. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a dva orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^2 . Molekula CO_3^{2-} má proto tvar trojúhelníku.

d) Určete, jaký tvar bude mít molekula NH_3 .



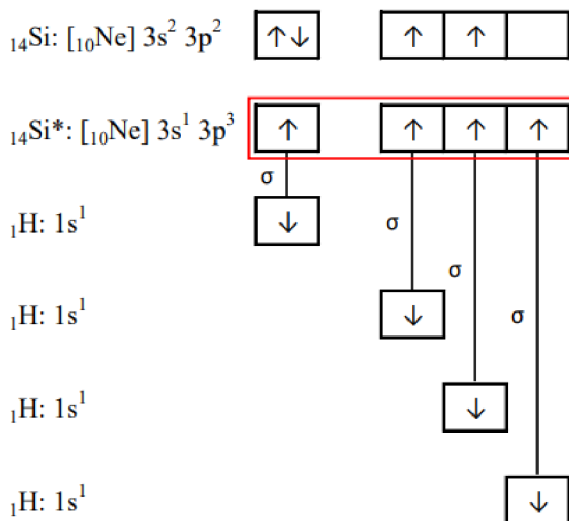
Centrálním atomem je atom N. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Musíme brát v úvahu přítomnost volného elektronového páru na atomu N, jehož vlivem dochází k deformaci pravidelného tvaru. Výsledný tvar molekuly NH_3 je trigonálně pyramidální. Sterické číslo je rovno 4: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 1.

e) Určete, jaký tvar bude mít molekula NH_4^+ .



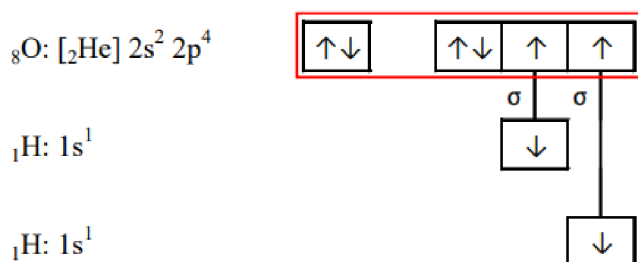
Centrálním atomem je atom N. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula NH_4^+ má proto tvar tetraedru (sterické číslo je rovno 4: počet vazebných domén je 4 a počet nevazebných domén je 0).

f) Určete, jaký tvar bude mít molekula SiH_4 .



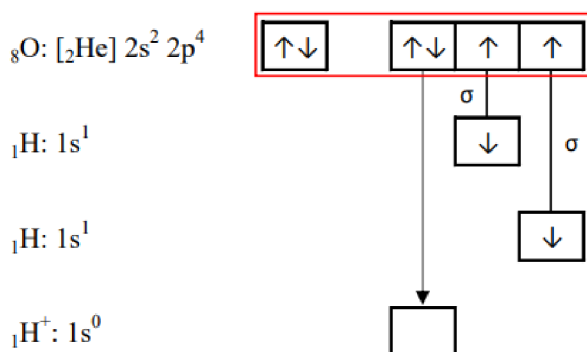
Centrálním atomem je atom Si. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula SiH_4 má proto tvar tetraedru.

g) Určete, jaký tvar bude mít molekula H₂O.



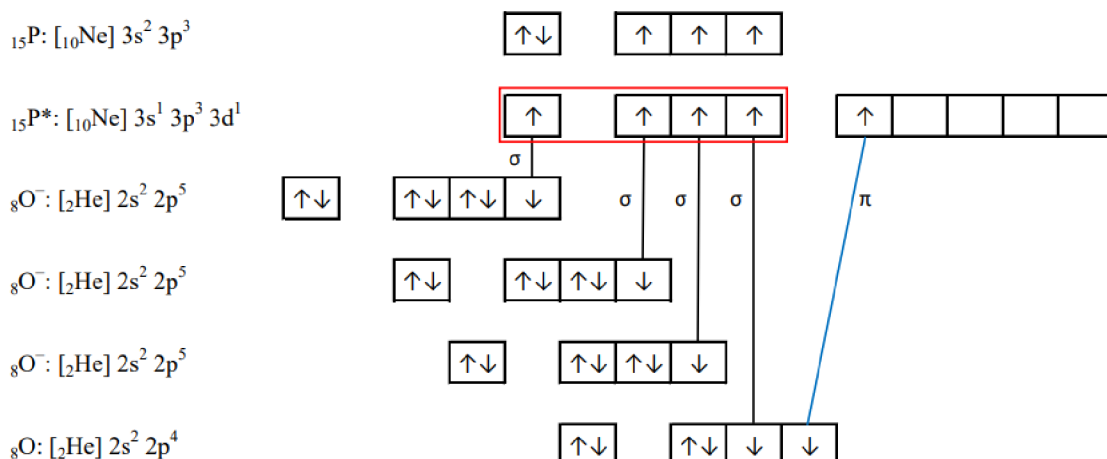
Centrálním atomem je atom O. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp³. Musíme však brát v úvahu vazebné (jednoduché vazby) a nevazebné (volné elektronové páry) domény. Vlivem volných elektronových párů na atomu O dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly H₂O je lomený. Sterické číslo je rovno 4: počet vazebných domén je 2 a počet nevazebných domén je 2.

h) Určete, jaký tvar bude mít molekula H₃O⁺.



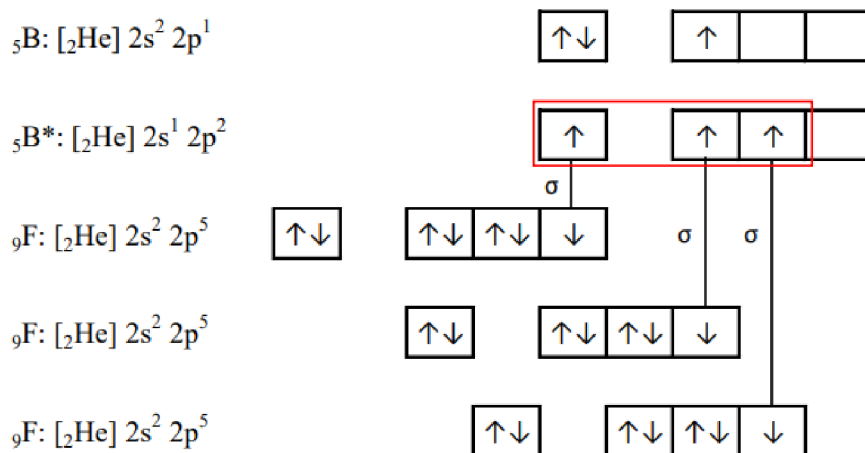
Centrálním atomem je atom O. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp³. V důsledku volného elektronového páru na atomu kyslíku má molekula H₃O⁺ tvar trigonálně pyramidální (sterické číslo je 4: počet vazebných domén je 3, počet nevazebných domén je 1).

i) Určete, jaký tvar bude mít sloučenina PO_4^{3-} .



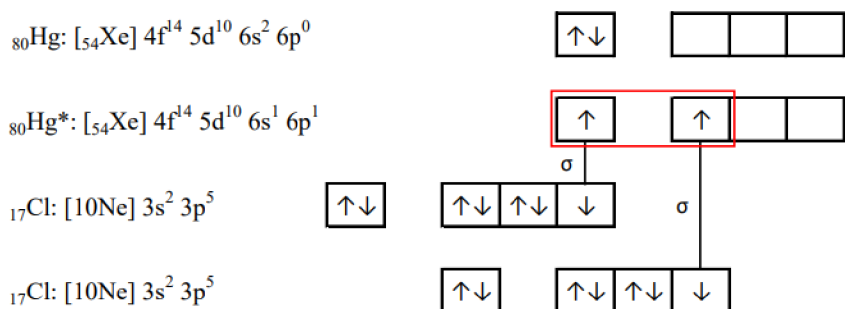
Centrálním atomem je atom P. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula PO_4^{3-} má proto tvar tetraedru.

j) Určete, jaký tvar bude mít molekula BF_3 .



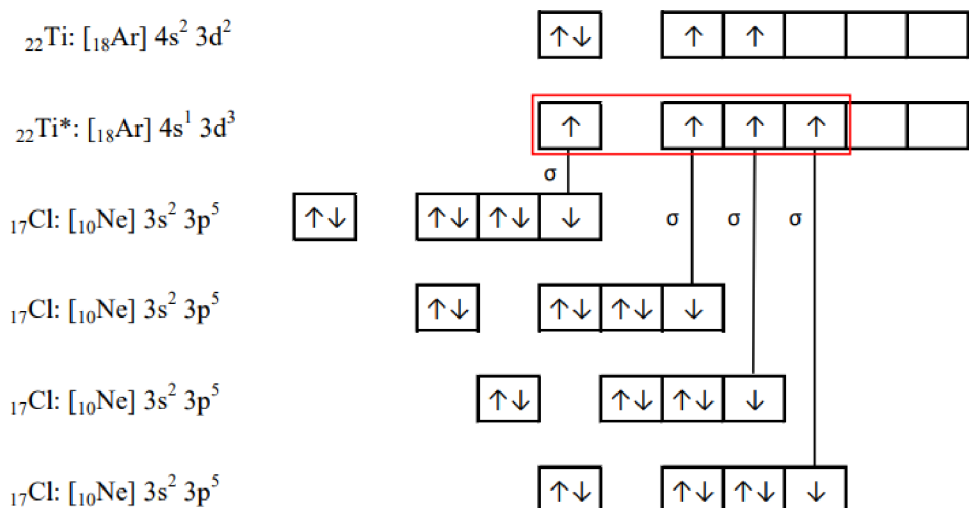
Centrálním atomem je atom B. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a dva orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^2 . Molekula BF_3 má proto tvar trojúhelníku.

k) Určete, jaký tvar bude mít molekula HgCl_2 .



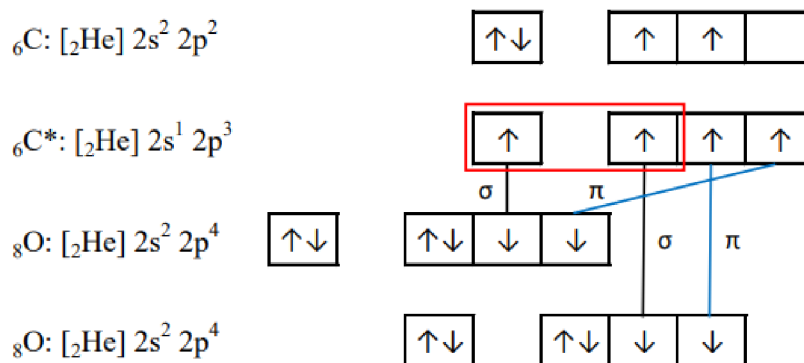
Centrálním atomem je atom Hg. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a jeden orbital p, jedná se o hybridizaci sp. Molekula HgCl_2 má proto lineární tvar.

l) Určete, jaký tvar bude mít molekula TiCl_4 .



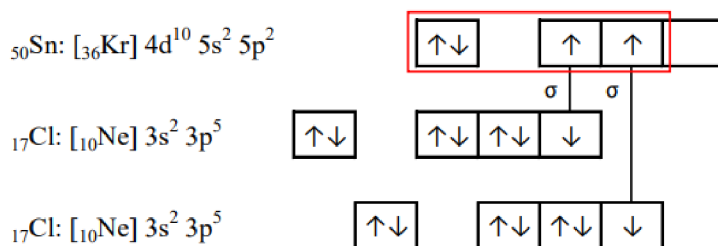
Centrálním atomem je atom Ti. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitály d, jedná se o hybridizaci sd^3 . Molekula TiCl_4 má proto tvar tetraedru.

m) Určete, jaký tvar bude mít molekula CO₂.



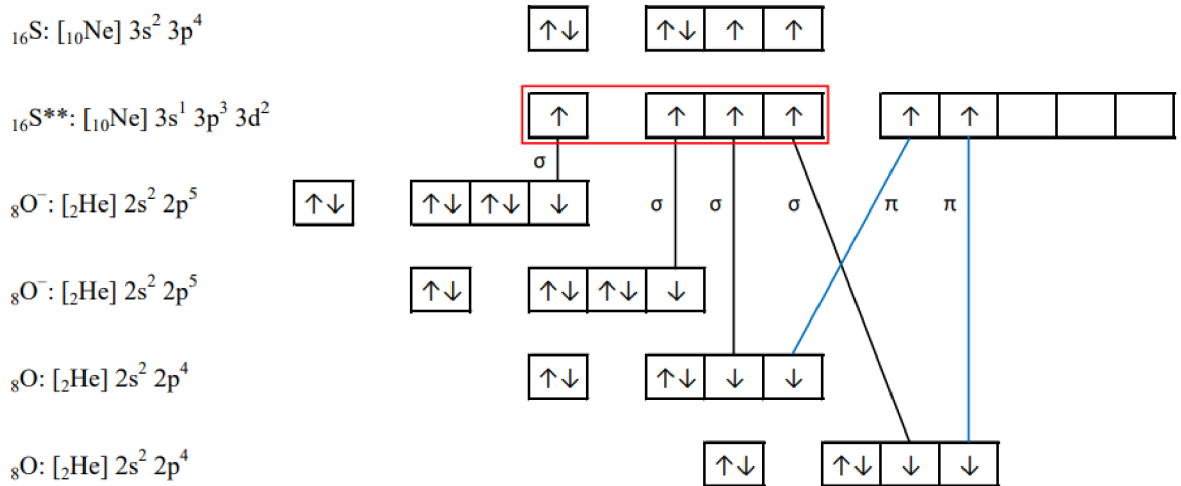
Centrálním atomem je atom C. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a jeden orbital p, jedná se o hybridizaci sp. Molekula CO₂ má proto lineární tvar.

n) Určete, jaký tvar bude mít molekula SnCl₂.



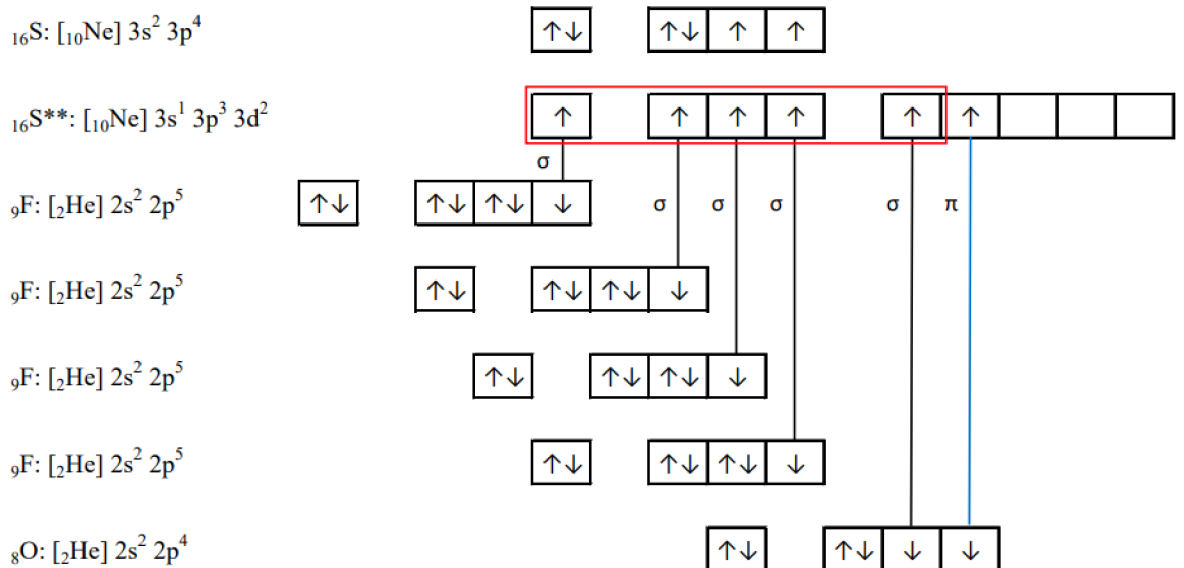
Centrálním atomem je atom Sn. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a dva orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp². Vlivem volného elektronového páru na atomu Sn má molekula SnCl₂ lomený tvar (sterické číslo je 3: počet vazebných domén je 2 a počet nevazebných domén je 1).

o) Určete, jaký tvar bude mít sloučenina SO_4^{2-} .



Centrálním atomem je atom S. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula SO_4^{2-} má proto tvar tetraedru.

p) Určete, jaký tvar bude mít molekula SOF_4 .



Centrálním atomem je atom S. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s, tři orbitaly p a jeden orbital d, jedná se o hybridizaci sp^3d . Molekula SOF_4 má proto tvar trigonální bipyramidy.

14.5. Příklady k procvičení s dostupným řešením

1. Zakreslete strukturní elektronové vzorce a na základě teorie VSEPR určete tvar molekul.

- a) NO
- b) HCN
- c) H₂S
- d) POCl₃
- e) ClF₃

2. Na základě teorie hybridizace určete tvary níže uvedených molekul.

- a) POCl₃
- b) CH₄
- c) BCl₃
- d) CCl₄
- e) BeCl₂
- f) H₂S
- g) HCN
- h) PF₃
- i) ClF₃

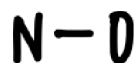
Řešení k těmto příkladům naleznete níže.

ŘEŠENÍ:

1. Zakreslete strukturní elektronové vzorce a na základě teorie VSEPR určete tvar molekul.

a) NO

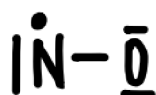
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



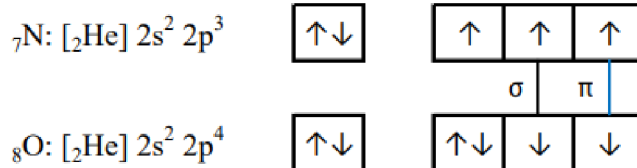
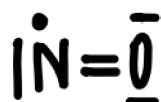
- Zakreslíme počet volných elektronových párů:

$$\text{pro kyslík: } \frac{6-2}{2} = 2$$

$$\text{pro dusík: } \frac{5-2}{2} = 1,5 \text{ (1 volný elektronový pár a jeden nepárový elektron)}$$



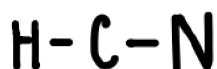
- Zkontrolujeme vaznost atomů – doplněním dvojné vazby zajistíme elektronový oktet okolo atomu kyslíku, na atomu dusíku zůstává sedm elektronů.



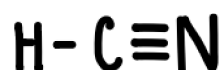
- Protože se jedná o pouze dvouatomovou molekulu, je její tvar lineární.

b) HCN

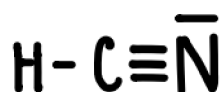
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace uhlíku $1s^2 2s^2 2p^2$ zjistíme, že uhlík je v základním stavu dvojnásobný, v excitovaném stavu pak čtyřnásobný a je centrálním atomem této molekuly.
- Z elektronové konfigurace dusíku $1s^2 2s^2 2p^3$ vyplývá, že je v základním stavu trojnásobný a vodík pouze jednonásobný.
- Mezi atomy H a C bude jednoduchá vazba, mezi atomy C a N doplníme trojnou vazbu.



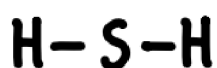
- Na uhlíku v excitovaném stavu není žádný volný elektronový pár, na dusíku se pak nachází jeden volný elektronový pár.



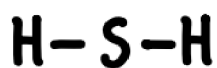
- Tvar molekuly HCN je lineární a je popsán níže ve cvičení 2 g).

c) H₂S

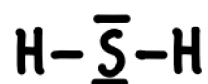
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace síry $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ zjistíme, že síra je v základním stavu dvojnásobná. Každý z atomů vodíku je jednonásobný. Do vzorce není potřeba doplňovat násobnou vazbu.



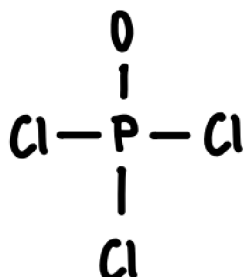
- Z elektronové konfigurace zároveň vidíme, že síra má ve valenční vrstvě dva volné elektronové páry. Je dodrženo oktetové pravidlo.



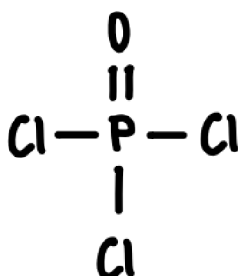
- Tvar molekuly H_2S je lomený a je popsán níže ve cvičení 2 f).

d) POCl_3

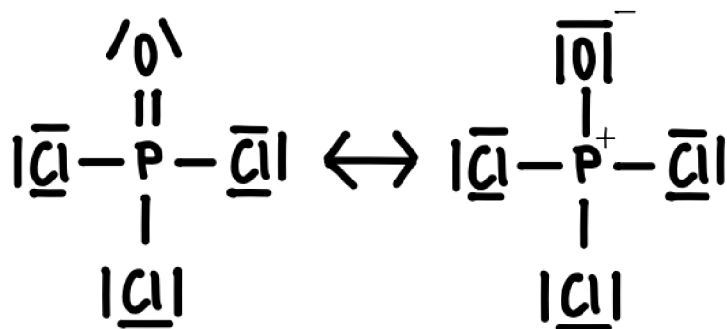
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ zjistíme, že fosfor je v základním stavu trojvazný, v excitovaném stavu je však pětivazný.
- Z elektronové konfigurace kyslíku $1s^2 2s^2 2p^4$ odvodíme, že kyslík je dvojvazný. Mezi atomem fosforu a kyslíkem bude dvojná vazba.
- Z elektronové konfigurace chloru $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ zjistíme, že je jednovazný. Mezi atomem fosforu a chlory budou pouze jednoduché vazby.



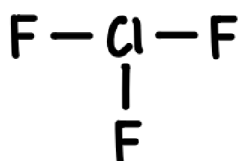
- Z elektronových konfigurací zároveň vidíme, že na atomu kyslíku budou dva volné elektronové páry a na každém atomu chloru budou tři volné elektronové páry. Na atomu fosforu nebude žádný volný elektronový pár.



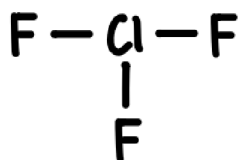
- Z výše uvedených rezonančních struktur bude dominantní ta vlevo bez formálních nábojů.
- Molekula POCl_3 má tvar tetraedru, podrobný postup je popsán níže ve cvičení 2 a).

e) ClF_3

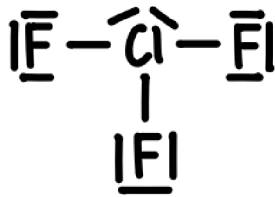
- V prvním kroku zapíšeme kostru molekuly.



- Podle elektronové konfigurace chloru $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ zjistíme, že je v základním stavu jednovazný, v excitovaném stavu je však trojvazný.
- Z elektronové konfigurace fluoru $1s^2 2s^2 2p^5$ zjistíme, že je jednovazný. Mezi centrálním atomem chloru a fluory budou pouze jednoduché vazby.



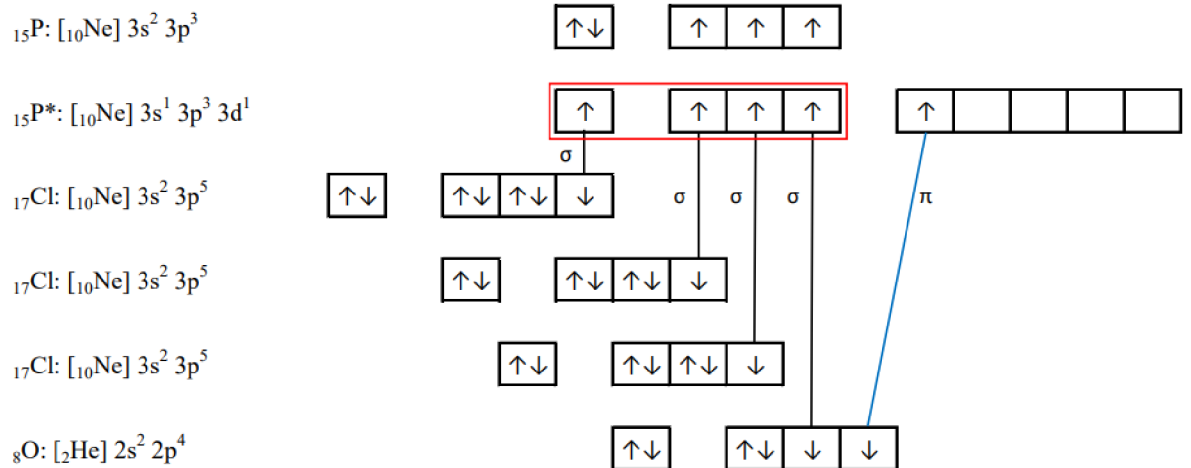
- Na atomu chloru v excitovaném stavu jsou pouze dva volné elektronové páry, zatímco na atomech fluoru bude vždy po třech volných elektronových párech.



- Molekula ClF_3 má tvar T, podrobný postup je popsán níže ve cvičení 2 i).

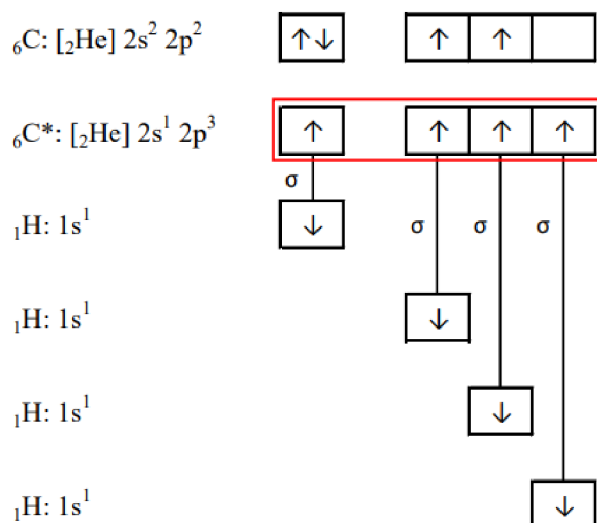
2. Na základě teorie hybridizace určete tvary níže uvedených molekul.

a) Tvar molekuly POCl_3



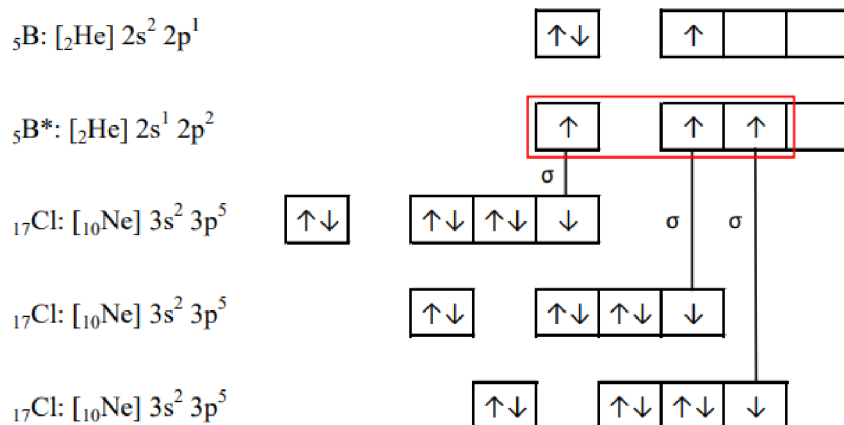
Centrálním atomem je atom P. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula POCl_3 má proto tvar tetraedru.

b) Tvar molekuly CH₄



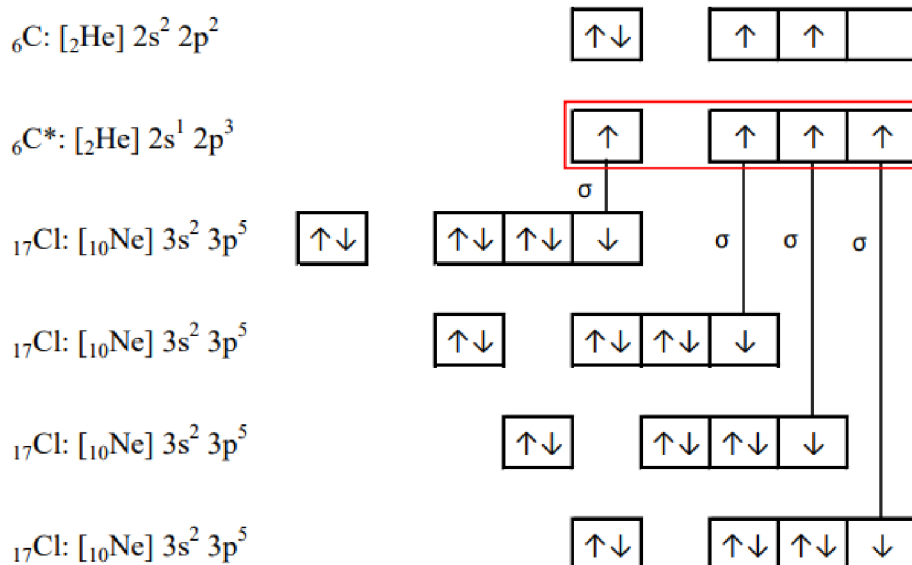
Centrálním atomem je atom C. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula CH₄ má proto tvar tetraedru.

c) Tvar molekuly BCl₃



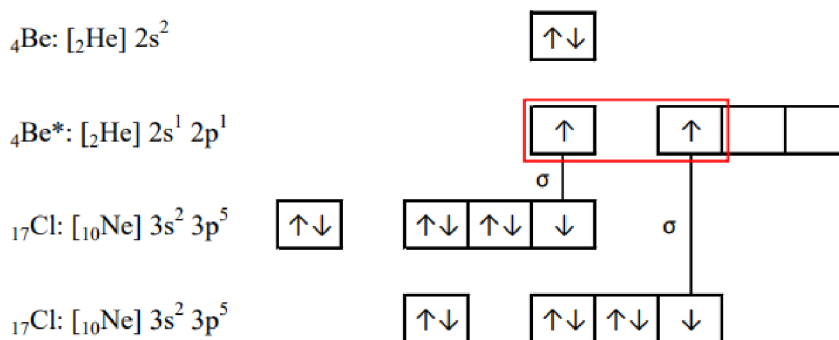
Centrálním atomem je atom B. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a dva orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^2 . Molekula BCl₃ má proto tvar trojúhelníku.

d) Tvar molekuly CCl₄



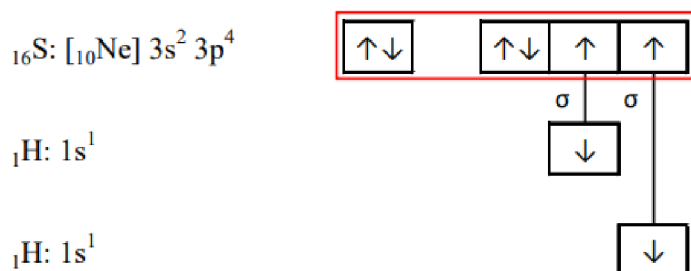
Centrálním atomem je atom C. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Molekula CCl₄ má proto tvar tetraedru.

e) Tvar molekuly BeCl₂



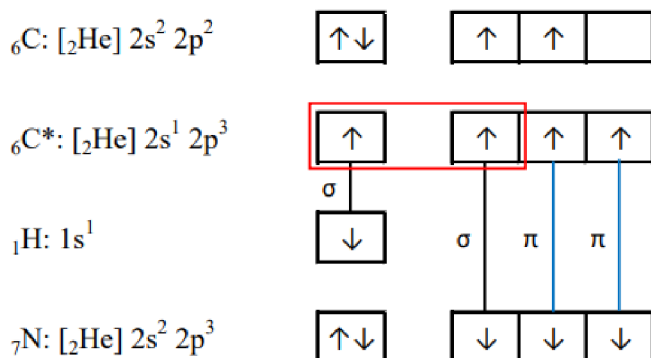
Centrálním atomem je atom Be. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a jeden orbital p, jedná se o hybridizaci sp . Molekula BeCl₂ má proto lineární tvar.

f) Tvar molekuly H₂S



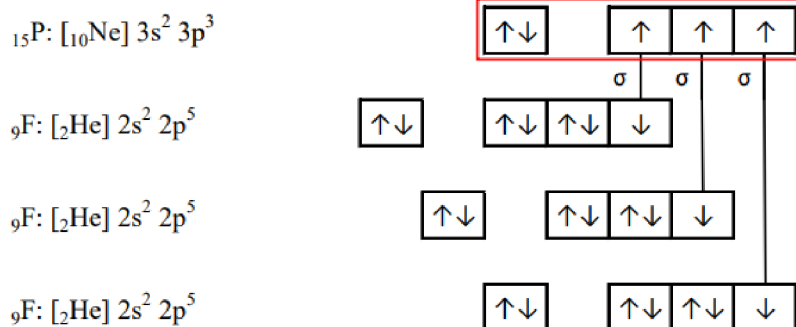
Centrálním atomem je atom S. V molekule H₂S tvoří dva atomy vodíku vazbu s centrálním atomem síry. V molekule vznikají dvě jednoduché vazby. Tyto vazby zabírají čtyři valenční elektrony. Zbývající čtyři valenční elektrony ze dvou orbitalů sp³ tvoří dva volné elektronové páry. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp³. V tomto případě musíme brát v úvahu i vazebné (jednoduché vazby) a nevazebné (volné elektronové páry) domény. Vlivem volných elektronových párů na atomu S dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly H₂S je proto lomený. V tomto případě je sterické číslo rovno 4: počet vazebných domén je 2 a počet nevazebných domén je také 2.

g) Tvar molekuly HCN



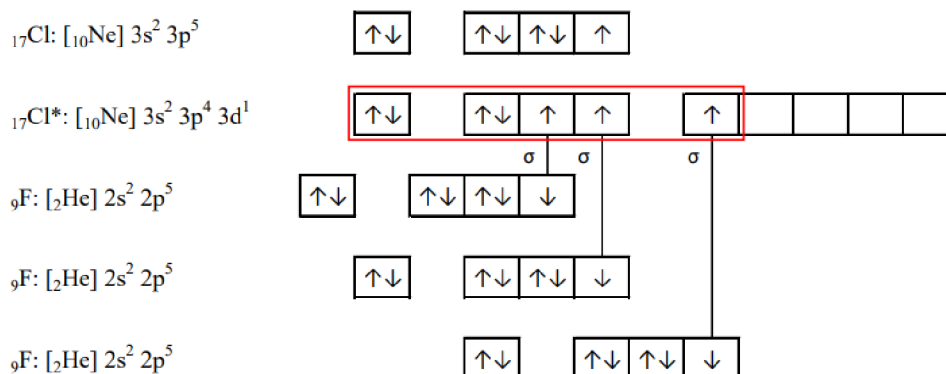
Centrálním atomem je atom C. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a jeden orbital p, jedná se o hybridizaci sp. Molekula HCN má proto lineární tvar.

h) Tvar molekuly PF₃



Centrálním atomem je atom P. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s a tři orbitaly p, jedná se o hybridizaci sp^3 . Musíme však brát v úvahu i vazebné a nevazebné domény. Vlivem volného elektronového páru na atomu P dochází k deformaci pravidelného tvaru, výsledný tvar molekuly PF₃ je trigonálně pyramidální. V tomto případě je sterické číslo rovno 4: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 1.

i) Tvar molekuly ClF₃



Centrálním atomem je atom Cl. Hybridizace se v tomto případě účastní jeden atomový orbital s, tři orbitaly p a jeden orbital d, jedná se o hybridizaci sp^3d . V tomto případě musíme brát v úvahu i vazebné (jednoduché vazby) a nevazebné (volné elektronové páry) domény. Vlivem volných elektronových párů na atomu Cl dochází k deformaci pravidelného tvaru, molekula ClF₃ má proto tvar T. Sterické číslo je rovno 5: počet vazebných domén je 3 a počet nevazebných domén je 2.

ZÁVĚR

Cílem bakalářské práce bylo vypracovat literární rešerši týkající se problematiky kritických míst ve výuce chemie na středních školách, provést analýzu obsahu obecné chemie v učebnicích pro gymnázia a analýzu a porovnání RVP pro gymnázia a ŠVP vybraných škol. S využitím dotazníkového šetření vybrat problematická témata ve výuce chemie v prvním ročníku studijních programů se zaměřením na chemii a programu učitelství chemie pro střední školy na PřF UP v Olomouci. Hlavním cílem bylo zpracovat vybraná témata v podobě studijního podpůrného materiálu nejen pro studenty prvních ročníků VŠ, ale také pro žáky středních škol se zájmem o studium chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci.

Teoretická část bakalářské práce pojednává o základních dokumentech českého školství, tedy o rámcových a školních vzdělávacích programech, dále se zabývá Strategií 2030+, v rámci které dochází ke změnám rámcových vzdělávacích programů a jejímž hlavním cílem je aktualizovat vzdělávací obsah. Je zde charakterizován i samotný vyučovací předmět chemie, jeho cíle a klíčové kompetence žáků. Závěr teoretické části je věnován výuce chemie z pohledu historie výuky chemie a současné podobě výuky chemie u nás a v zahraničí a dále výuce chemie na vysokých školách v ČR.

Praktická část bakalářské práce obsahuje dotazníkové šetření, na jehož základě byla vybrána témata pro vypracování studijního materiálu, dále obsahuje analýzu obsahu obecné chemie v učebnicích pro gymnázia a analýzu a porovnání RVP pro gymnázia a ŠVP vybraných škol. V závěru praktické části se nachází vypracovaný studijní materiál zaměřený na strukturní elektronové vzorce, tvary molekul s využitím metody VSEPR a teorie hybridizace.

Vypracovaný studijní materiál obsahuje na začátku teorii vztahující se k problematice elektronových strukturních vzorců a tvarů molekul. Na tuto teorii navazuje 25 řešených úloh s jednotlivými kroky řešení. Dále je k dispozici 14 procvičovacích úloh, jejichž řešení je uvedeno na konci studijního materiálu. Tento studijní materiál bude k dispozici v elektronické podobě na webu spravovaném Katedrou anorganické chemie s názvem „*Chemie žije*“ a bude sloužit studentům k pochopení problémového učiva v rámci předmětu *Obecná chemie* na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci.

POUŽITÁ LITERATURA

1. **Rámcové vzdělávací programy.** *Edu.cz* [online]. [cit. 2023-08-23]. Dostupné z: <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/>
2. **Školní vzdělávací program.** *Edu.cz* [online]. [cit. 2023-08-23]. Dostupné z: <https://www.edu.cz/dictionary/skolni-vzdelavaci-program/>
3. **Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy.** *MŠMT* [online]. [cit. 2023-08-23]. Dostupné z: <https://www.msmt.cz/vzdelavani/skolstvi-v-cr/strategie-2030>
4. **Strategie vzdělávací politiky České republiky do roku 2030+.** *MŠMT* [online]. [cit. 2023-08-23]. Dostupné z: https://www.msmt.cz/uploads/Brozura_S2030_online_CZ.pdf
5. **Hlavní směry vzdělávací politiky ČR 2030+.** *MŠMT* [online]. [cit. 2023-08-23]. Dostupné z: <https://www.msmt.cz/file/51582/>
6. **BENEŠOVÁ, Marika a SATRAPOVÁ, Hana.** *Odmaturuj z chemie.* Brno: DIDAKTIS, 2002. ISBN 80-86285-56-1.
7. **Školní vzdělávací program Gymnázia Šumperk.** [Online]. Dostupné z: <https://www.gymspk.cz/wp-content/uploads/2020/10/Vzdelany-clovek-ma-stale-bohatstvi-v-sobe-2019.pdf>. [cit. 2023-11-23].
8. **Školní vzdělávací program ZŠ Michálkovic.** [Online]. Dostupné z: <https://zsmichalkovice.cz/wp-content/uploads/2019/09/051-06-12-CH-00.pdf>. [cit. 2023-11-23].
9. **Školní vzdělávací program Gymnázia Zábřeh na Moravě.** [Online]. Dostupné z: https://gyza.cz/storage/dokumenty/svp_gyza_2019_Final.pdf. [cit. 2024-01-31].
10. **ŠTOVÍČKOVÁ, Tereza.** *Aktivizační výukové metody a jejich zapojení do výuky chemie* [online]. Olomouc, 2021 [cit. 2023-11-09]. Dostupné z: <https://theses.cz/id/qmu999/>. Bakalářská práce. Univerzita Palackého v Olomouci, Přírodovědecká fakulta. Vedoucí práce Mgr. Iveta Bártová, Ph.D.
11. **KOLÁŘ, Karel; BÍLEK, Martin; RYCHTERA, Jiří; MACHKOVÁ, Veronika a CHROUSTOVÁ, Kateřina.** Chemické reakce jako kritické místo učiva chemie na základní škole. Online. *Biologie. Chemie. Zeměpis.* 2019, roč. 28, č. 4, s. 2-11. ISSN 2533-7556. Dostupné z: <https://doi.org/10.14712/25337556.2019.4.1>. [cit. 2023-11-23].
12. **Velké revize RVP ZV** [online]. MŠMT ČR a NPI ČR. [cit. 2023-11-23]. Dostupné z: <https://velke-revize-zv.rvp.cz/blog/zneni-hlavnich-smeru-revize-rvp-zv>

13. **Hlavní směry revize RVP ZV** [online]. MŠMT ČR a NPI ČR. Dostupné z: <https://velke-revize-zv.rvp.cz/files/iii-hlavni-smery-revize-rvp-zv-po-vpr-final-230111.pdf>. [cit. 2023-11-23].
14. **ČTRNÁCTOVÁ, Hana a BANÝR, Jiří**. Výuka chemie – historie a současnost výuky chemie u nás. Online. *Chemické listy*. 1997, s. 59-66. Dostupné z: http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2010_08_811-818.pdf. [cit. 2023-11-23].
15. **FEJT, Jan**. Rozbor rakouského vzdělávacího systému. Online. *Chemické listy*. Dostupné z: <https://kdf.mff.cuni.cz/vyuka/pedagogika/seminarky2020/Fejt.pdf>. [cit. 2023-11-23].
16. **Teaching and learning in general upper secondary education**. Online. Dostupné z: <https://eurydice.eacea.ec.europa.eu/national-education-systems/austria/teaching-and-learning-general-upper-secondary-education>. [cit. 2023-11-23].
17. **Studijní plán oboru Chemie se zaměřením na vzdělávání**. Online. In: Muni.cz. Dostupné z: https://is.muni.cz/predmety/studijni_plan?plan_id=23987. [cit. 2023-11-23].
18. **Studijní plány**. Online. In: Natur.cuni.cz. Dostupné z: <https://www.natur.cuni.cz/fakulta/studium/studijni-plany/karolinka/2023/studijni-plany-vsech-studijnich-programu>. [cit. 2023-11-23].
19. **Studijní plán oboru Chemie pro vzdělávání**. Online. In: Prf.upol.cz. Dostupné z: https://www.prf.upol.cz/files/PrF/Studenti/Studijni_plany/2023-24/bc_ch_2023-24.pdf. [cit. 2023-11-23].
20. **Chemie žije**. Online. Dostupné z: <https://www.chemiezije.upol.cz/>. [cit. 2023-11-23].
21. **VĚŽENSKÝ, Jan**. *Experimentální činnosti ve výuce chemie v České republice a v zahraničí* [online]. České Budějovice, 2021 [cit. 2023-11-09]. Dostupné z: <https://theses.cz/id/nsztl8/>. Bakalářská práce. Jihočeská univerzita v Českých Budějovicích, Přírodovědecká fakulta. Vedoucí práce RNDr. Veronika Machková, Ph.D.
22. **HARTL, Pavel**. *Psychologický slovník*. Ilustroval Karel NEPRAŠ. Slovník. Praha: Jiří Budka, 1993. ISBN 80-901549-0-5.
23. **JEŽOVÁ, Karolína**. *Motivace žáků ZŠ k učení*. [online]. Brno, 2013 [cit. 2023-11-09]. Dostupné z: <https://theses.cz/id/i45181/>. Diplomová práce. Masarykova univerzita, Filozofická fakulta. Vedoucí práce Mgr. Roman Švaříček, Ph.D.
24. **VACÍK, Jiří**. *Přehled středoškolské chemie*. 4. vyd., v SPN – pedagogickém nakl. 2. vyd. Praha: SPN – pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-7235-108-7.

25. **PRŮCHA, Jan; MAREŠ, Jiří a WALTEROVÁ, Eliška.** *Pedagogický slovník*. 4. aktualiz. vyd. Praha: Portál, 2003. ISBN 80-7178-772-8.
26. **MAREČEK, Aleš a HONZA, Jaroslav.** *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 3., opr. vyd. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 1998. ISBN 80-7182-055-5.
27. **KLEČKA, Milan.** *Teorie a praxe tvorby učebnic chemie pro střední školy*. Dizertační práce, vedoucí Čtrnáctová, Hana. Univerzita Karlova, Přírodovědecká fakulta, Katedra učitelství a didaktiky chemie, 2011. (<https://dspace.cuni.cz/bitstream/handle/20.500.11956/35260/140005409.pdf?sequence=1&isAllowed=y>)
28. **VACÍK, Jiří.** *Obecná chemie*. 2. vydání. Praha: Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy, 2017. ISBN 978-80-7444-050-2.
29. **ČTRNÁCTOVÁ, Hana a ZAJÍČEK, Jiří.** Výuka chemie – současné školství a výuka chemie v České republice. Online. *Chemické listy*. S. 811-818. Dostupné z: http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2010_08_811-818.pdf. [cit. 2023-11-23].
30. **ŠVANDOVÁ, Veronika; ŠÁFROVÁ, Alena; ŽABOVÁ, Iveta a KOSTURA, Bruno.** *Učebnice pro gymnázia*. Praha: Taktik, 2023. ISBN 978-80-7563-590-7.
31. **Školní vzdělávací program Gymnázia Jeseník.** [Online]. Dostupné z: https://www.gymjes.cz/files/svp/SVP_2015_G/N_11_che_0V.pdf. [cit. 2024-01-31].
32. **Školní vzdělávací program Gymnázia Jeseník.** [Online]. Dostupné z: https://www.gymjes.cz/files/svp/SVP_2015_G/N_17_sch_0V.pdf. [cit. 2024-01-31].
33. **Školní vzdělávací program Gymnázia Šternberk.** [Online]. Dostupné z: http://www.gymst.com/soubory/svp/ECCE_HOMO%20II_zari_2017.pdf. [cit. 2024-01-31].
34. **Rámcový vzdělávací program pro gymnázia.** [Online]. Dostupné z: <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/ramcove-vzdelavaci-programy-pro-gymnazia-rvp-g/>. [cit. 2024-01-31].
35. **OTYEPKA, Michal.** *Struktura atomů a molekul*. 2. vyd. Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci, 2010. ISBN 978-80-244-2471-2.
36. **OBRÁTIL, Vilém a SÁBLÍK, Leoš.** *Chemie pro spolužáky*. Hradec Králové: ProSpolužáky.cz, 2018. ISBN 978-80-88255-16-1.
37. **CÍDLOVÁ, Hana, Zuzana MOKRÁ a Barbora VALOVÁ.** *Obecná chemie* [online]. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2018 [cit. 2024-02-06]. Elportál. Dostupné z:

https://is.muni.cz/do/rect/el/estud/pedf/js18/obecna_chemie/web/skripta/Obecna-chemie.pdf. ISBN 978-80-210-8953-2. ISSN 1802-128X.

38. **ČAJAN, Michal; DRAHOŠ, Bohuslav a KLANICOVÁ, Alena.** *Příklady a úlohy z obecné a anorganické chemie*. Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci, 2016. ISBN 978-80-244-5029-2.
39. **VONDRA, Martin.** *Mezipředmětové vztahy chemie-fyzika v přírodovědném vzdělávání* [online]. Olomouc, 2023 [cit. 2024-02-14]. Dostupné z: <https://theses.cz/id/1dxgwr/>. Bakalářská práce. Univerzita Palackého v Olomouci, Přírodovědecká fakulta. Vedoucí práce Mgr. Iveta Bártová, Ph.D.
40. **SEGLA, Peter; POTOČNÁK, Ivan; JORÍK, Vladimír; PAVLIK, Ján; ŠVOREC, Jozef et al.** *Anorganická chémia, Základy anorganickej chémie*. Bratislava: Slovenská chemická knižnica FCHPT STU, 2019. ISBN 978-80-8208-029-5.
41. **Národní pedagogický institut.** [Online]. Dostupné z: <https://prohlednout.rvp.cz/zakladni-vzdelavani/vzdelavaci-oblasti/cap/che>. [cit. 2024-04-11].

SEZNAM POUŽITÝCH ZKRATEK:

RVP – rámcový vzdělávací program

ŠVP – školní vzdělávací program

VŠ – vysoká škola

MŠMT – Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy

ZDŠ – základní devítiletá škola

SVVŠ – střední všeobecně vzdělávací škola

PřF – přírodovědecká fakulta

UK – Univerzita Karlova

UHK – Univerzita Hradec Králové

MU – Masarykova univerzita

UP – Univerzita Palackého

OU – Ostravská univerzita

AHS – všeobecně vzdělávací škola v Rakousku

AO – atomový orbital

HAO – hybridizovaný atomový orbital

FN – formální náboj

SEZNAM OBRÁZKŮ:

Obrázek 1 – Výsledky dotazníkového šetření (1. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie.....	26
Obrázek 2 – Výsledky dotazníkového šetření (2. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie.....	27
Obrázek 3 – Výsledky dotazníkového šetření (3. část) – témata problematická pro studenty 1. ročníku chemických programů a učitelství chemie.....	27
Obrázek 4 – Molekula methanu (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch).....	32
Obrázek 5 – Molekula chloridu boritého (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch)...	33
Obrázek 6 – Molekula hydridu berylnatého (obrázek byl vytvořen v programu ChemSketch)	33

SEZNAM TABULEK:

Tabulka 1 – Shrnutí obsahu výuky chemie studijního programu učitelství chemie pro střední školy na výše uvedených univerzitách	16
Tabulka 2 - Shrnutí obsahu výuky chemie odborných programů na výše uvedených univerzitách	17
Tabulka 3 – Analýza obsahu středoškolských učebnic obecné chemie.....	21
Tabulka 4 – Shrnutí sledovaných témat obecné a anorganické chemie na vybraných gymnáziích	25
Tabulka 5 – Vztah mezi tvarem molekul a jeho hybridizací (40)	31
Tabulka 6 – Přehled výchozích tvarů VSEPR (40)	38
Tabulka 7 – Geometrický tvar částic podle sterického čísla a počtu nevazebných domén (40)	40

SEZNAM PŘÍLOH:

Příloha 1: Dotazník k předmětu obecná chemie 83

PŘÍLOHY

Příloha 1: Dotazník k předmětu obecná chemie

Vážení studenti, prosím o vyplnění krátkého dotazníku, který bude sloužit v rámci mé bakalářské práce jako podklad k vytipování problematických míst ve výuce obecné chemie.

1. Uveďte prosím typ školy, na které jste studoval/a

- gymnázium
- střední průmyslová škola
- střední odborná škola zdravotní
- střední odborná škola s chemickým zaměřením
- jiné, prosím uveďte

2. Uveďte prosím Váš studijní obor

- odborná chemie, uveďte studijní obor:
- chemie pro vzdělávání, uveďte kombinaci:

3. Jaké používáte při výuce studijní materiály?

- skripta – doporučená vyučujícími k předmětu OBC1
- skripta jiná, uveďte která
- elektronické studijní materiály, prosím uveďte které
- žádné

4. Vyplňte prosím pravdivě údaje v níže uvedené tabulce – Vaši odpověď zaznačte křížkem

V rámci předmětu obecná chemie mám problémy s těmito tématy:	Ano	Spíše ano	Nevím	Spíše ne	Ne
1. Základní chemické pojmy a zákony					
2. Struktura atomu (atomové jádro, elektronový obal)					
3. Periodický systém prvků					
4. Radioaktivita					
5. Tvar molekul (teorie hybridizace)					
6. Chemická vazba (iontová, kovalentní, kovová, ...)					
7. Koordináční sloučeniny					
8. Chemické reakce (klasifikace, zápis reakcí)					
9. Termodynamika a kinetika chemických reakcí					
10. Skupenství a fázové přeměny					
11. Plyny					

12. Roztoky a jejich vlastnosti					
13. Acidobazické rovnováhy					
14. Základy elektrochemie					
15. Pevné látky, krystalografie					

5. Zde můžete konkrétně uvést, s čím máte v dané oblasti problém

V rámci předmětu obecná chemie mám problémy s:	Případně uveďte konkrétně, s čím máte v dané oblasti problém
1. Základní chemické pojmy a zákony	
2. Struktura atomu (atomové jádro a elektronový obal)	
3. Periodický systém prvků	
4. Radioaktivita	
5. Tvar molekul (teorie hybridizace)	
6. Chemická vazba	
7. Koordináční sloučeniny	
8. Chemické reakce	
9. Termodynamika a kinetika chemických reakcí	
10. Skupenství a fázové přeměny	
11. Plyny	
12. Roztoky a jejich vlastnosti	
13. Acidobazické rovnováhy	
14. Základy elektrochemie	
15. Pevné látky, krystalografie	

Děkuji za Váš čas při vyplnění dotazníku k mé bakalářské práci.