

UNIVERZITA PALACKÉHO V OLOMOUCI

Přírodovědecká fakulta

Katedra anorganické chemie



**Podpůrný materiál k předmětu obecná chemie se
zaměřením na chemické výpočty**

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

| | |
|----------------|---------------------------|
| Autor: | Rozálie Kopecká |
| Studijní obor: | Chemie pro vzdělávání |
| Typ studia: | Prezenční |
| Vedoucí práce: | Mgr. Iveta Bártová, Ph.D. |

Olomouc 2023

Prohlašuji, že jsem závěrečnou práci sepsala samostatně pod dohledem vedoucího bakalářské práce a že jsem uvedla všechnu použitou literaturu na konci práce. Prohlašuji, že jsem v souvislosti s vytvořením této bakalářské práce neporušila autorská práva.

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

V Olomouci dne 25. 4. 2023

.....

Rozálie Kopecká

Poděkování

Ráda bych poděkovala vedoucí Mgr. Iveta Bárová, Ph.D. za cenné rady, věcné připomínky a vstřícný přístup při vypracovávání bakalářské práce.

Bibliografická identifikace:

Jméno a příjmení autora: Rozálie Kopecká

Název práce: Podpůrný materiál k předmětu obecná chemie se zaměřením na chemické výpočty

Typ práce: Bakalářská

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

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

Rok obhajoby práce: 2023

Abstrakt:

Chemie nepatří u studentů k oblíbeným předmětům, některá témata jsou pro ně příliš abstraktní a těžko pochopitelná, některá hůře uchopitelná, pro nutnost propojení matematických dovedností s chemickým obsahem. S touto problematikou se setkáváme například u chemických výpočtů. Hlavním cílem bakalářské práce bylo vypracovat podpůrný studijní materiál na vybraná témata z oblasti chemických výpočtů. Studijní materiál je určen pro studenty oboru chemie a učitelství chemie prvních ročníků vysokých škol, případně studenty středních škol se zájmem o studium chemických oborů nejen na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci. Teoretická část práce se dále zabývá problematikou chemických výpočtů v dostupných středoškolských učebnicích, rešerší výzkumů zaměřených na znalosti chemických výpočtů u žáků středních škol a analýzou školních vzdělávacích programů vybraných středních škol.

Klíčová slova: chemické výpočty, studijní materiál, ředění roztoků, výpočty pH, výpočty z chemických rovnic

Počet stran: 94

Jazyk: Čeština

Bibliographical identification:

Author's first name and surname: Rozálie Kopecká

Title: Supporting material for the subject general chemistry with a focus on chemical calculation

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: 2023

Abstract:

The chemistry is not one of the favourite subjects for students, some topics are too abstract and difficult for them to understand, some are harder to grasp due to the need to connect mathematical skills with chemical content. We encounter this issue for example with chemical calculations. The main goal of the bachelor thesis was to create a supporting study material for selected topics from the field of chemical calculations. The study material is intended for students of the field of chemistry and chemistry teaching in the first years at universities or secondary school students interested in studying chemistry not only at the Faculty of Science of the Palacký University in Olomouc. The theoretical part of the work also deals with the issue of chemical calculations in secondary school textbooks, research focused on the ability of secondary school students to solve chemical calculations and the analysis of curricular documents from selected grammar school.

Keywords: chemical calculation, study material, dilution of solutions, dilution of solutions, calculations from chemical equations

Number of pages: 94

Language: Czech

OBSAH

| | |
|---|----|
| ÚVOD | 8 |
| CÍLE PRÁCE | 9 |
| TEORETICKÁ ČÁST..... | 10 |
| 1 Kurikulární dokumenty | 10 |
| 1.1 Rámcový vzdělávací program | 10 |
| 1.1.1 Strategie 2030+..... | 10 |
| 1.1.2 Velká revize RVP ZV..... | 12 |
| 1.2 Školní vzdělávací program | 12 |
| 2 Chemické výpočty..... | 13 |
| 2.1 Charakteristika výpočtových úloh..... | 13 |
| 2.2 Kategorizace problémových úloh dle Tollingerové | 13 |
| 2.3 Zadání výpočtových úloh | 13 |
| 2.4 Proces řešení výpočtových úloh..... | 14 |
| 2.4.1 Práce žáků s výpočtovými úlohami | 14 |
| 2.4.2 Žákův styl učení | 14 |
| 3 Didaktika chemických výpočtů | 15 |
| 3.1 Obsah výuky obecné chemie v prvním semestru na vybraných vysokých školách | 16 |
| 4 (Ne)atraktivita chemických výpočtů | 17 |
| 4.1 Motivace ve výuce chemických výpočtů..... | 17 |
| 5 Jak řeší chemické výpočty žáci na středních školách? | 19 |
| PRAKTICKÁ ČÁST..... | 21 |
| 6 Analýza rámcově vzdělávacího programu pro gymnázia..... | 21 |
| 6.1 Chemické výpočty v rámcově vzdělávacím programu..... | 21 |
| 7 Analýza školních vzdělávacích programů na vybraných gymnáziích..... | 23 |
| 7.1 Chemické výpočty ve školním vzdělávacím programu..... | 23 |
| 7.1.1 Gymnázium Polička | 23 |
| 7.1.2 Slovanské gymnázium Olomouc..... | 24 |
| 7.1.3 Gymnázium Šumperk..... | 24 |
| 7.1.4 Gymnázium Bruntál | 25 |
| 7.1.5 Reálné gymnázium a základní škola Otto Wichterleho Prostějov..... | 25 |
| 8 Analýza středoškolských učebnic..... | 27 |
| VÝSLEDKY A DISKUZE | 34 |
| 9 Výsledky analýzy pedagogických výzkumů | 34 |
| 10 Výsledky analýzy školních vzdělávacích programů | 34 |

| | | |
|--------|--|----|
| 11 | Výsledky analýzy středoškolských učebnic a sbírek..... | 34 |
| 12 | Podpůrný materiál pro řešení chemických výpočtů | 36 |
| 12.1 | Ředění roztoků | 36 |
| 12.1.1 | Složení roztoků..... | 36 |
| 12.1.2 | Směšovací rovnice..... | 37 |
| 12.1.3 | Křížové pravidlo..... | 39 |
| 12.1.4 | Příklady | 39 |
| 12.2 | Výpočty z chemických rovnic | 47 |
| 12.2.1 | Vyčíslování chemických rovnic | 47 |
| 12.2.2 | Výpočty z chemických rovnic | 51 |
| 12.2.3 | Příklady | 52 |
| 12.3 | Výpočty pH | 62 |
| 12.3.1 | Iontové rovnováhy v roztocích..... | 62 |
| 12.3.2 | Disociace vody a pH..... | 63 |
| 12.3.3 | Disociace kyselin a zásad | 63 |
| 12.3.4 | pH silných kyselin a silné zásady..... | 65 |
| 12.3.5 | pH slabé kyseliny a slabé zásady..... | 66 |
| 12.3.6 | pH solí | 67 |
| 12.3.7 | pH pufrů | 69 |
| 12.3.8 | Příklady | 70 |
| | ZÁVĚR..... | 83 |
| | POUŽITÁ LITERATURA..... | 84 |
| | PŘÍLOHY..... | 90 |

ÚVOD

Předmět chemie patří mezi méně oblíbené předměty, protože některá témata chemie jsou pro žáky příliš abstraktní, a tak těžko uchopitelná. V případě řešení chemických výpočtů, kde dochází k mezipředmětovému přesahu do učiva matematiky, se mohou problémy vyskytnout také v souvislosti s využitím učiva matematiky a jeho aplikací. Chemické výpočty jsou nicméně podstatnou základnou pro studenty chemie, kterou uplatňují prakticky v celém průběhu studia, především pak v průběhu práce v chemické laboratoři. Z tohoto důvodu se také s tímto učivem studenti setkávají již v počátcích studia chemie na vysokých školách.

Předložená bakalářská práce zahrnuje nejen analýzu problematiky chemických výpočtů v dostupných středoškolských učebnicích a analýzu vybraných školních vzdělávacích programů gymnázií, ale je také zaměřená na rešerši k problematice, jak řeší chemické výpočty žáci středních škol.

Na základě této rešerše a zpracovaných analýz byla vybrána témata z oblasti chemických výpočtů, pro která byl v rámci předložené bakalářské práce vypracován podpůrný studijní materiál pro studenty prvních ročníků vysoké školy, případně pro žáky středních škol, se zájmem o studium chemie a učitelství chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci.

Podpůrný studijní materiál zahrnuje pro studenty často problematické typy úloh: ředění roztoků, výpočty z chemických rovnic a výpočty pH. Jednotlivé části kapitol mají jednotnou strukturu skládající se ze studijního textu s řešenými příklady a jsou doplněny příklady k procvičování.

CÍLE PRÁCE

Pro bakalářskou práci byly stanoveny následující cíle:

- Vypracovat literární řešení týkající se problematiky chemických výpočtů ve výuce chemie na střední škole se zaměřením na čtyřletá a víceletá gymnázia.
- Provést analýzu tématu chemických výpočtů v učebnicích pro gymnázia. Porovnat RVP a ŠVP vybraných gymnázií.
- Vybraná témata zpracovat v podobě studijního materiálu pro studenty vysokých škol v počátcích studia chemie a učitelství chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci.
- Výsledky zpracovat formou bakalářské práce.

TEORETICKÁ ČÁST

1 Kurikulární dokumenty

Kurikulární dokumenty jsou pedagogické dokumenty, které vymezují především koncepce, cíle pedagogického působení, vzdělávací obsah a případně i další parametry dané etapy vzdělávání (1). Týkají se celého vzdělávacího systému (2).

Jsou vytvářeny a uplatňovány na dvojí úrovni (1):

- Státní úroveň – Rámcové vzdělávací programy (RVP)
- Školní úroveň – Školní vzdělávací programy (ŠVP)

1.1 Rámcový vzdělávací program

Rámcový vzdělávací program je kurikulární dokument státní úrovně, který stanovuje cíle pro konkrétní fáze vzdělávání a tvoří obecně závazný rámec pro tvorbu školního vzdělávacího programu všech oborů vzdělávání (1).

Vychází z nové strategie vzdělávání, která zdůrazňuje klíčové kompetence, jejich provázanost se vzdělávacím obsahem a uplatnění získaných dovedností v praktickém životě. Formuluje očekávanou úroveň vzdělávání stanovenou pro všechny absolventy jednotlivých etap a oblastí vzdělávání (3).

Je schvalován a vydáván ministerstvem školství, mládeže a tělovýchovy (MŠMT) po projednání s příslušnými ministerstvy (4).

Dělení RVP (4):

- Rámcový vzdělávací program pro předškolní vzdělávání (RVP PV).
- Rámcový vzdělávací program pro základní vzdělávání (RVP ZV).
- Rámcový vzdělávací program pro základní umělecké vzdělávání (RVP ZUV).
- Rámcové vzdělávací programy pro gymnázia (RVP G).
- Rámcové vzdělávací programy středního odborného vzdělávání (RVP SOV).
- Rámcové vzdělávací programy pro speciální vzdělávání (RVP SV).

1.1.1 Strategie 2030+

Strategie 2030+ je klíčový dokument MŠMT pro rozvoj vzdělávání v České republice v období 2020–2030+. Cílem je modernizovat vzdělávací systém v oblasti regionálního školství, zájmového, neformálního vzdělávání a celoživotního učení, připravit ho na nové

výzvy a zároveň řešit problémy, které v českém školství přetrvávají, reflektovat a navrhovat opatření a hledat kreativní řešení. Byla schválena vládou ČR 19. 10. 2020 (5).

Ministerstvo chce během této dekády využívat moderní technologie, zavést podmínky pro rozvoj digitální gramotnosti a informativního myšlení žáků. Dále má potřebu podpořit inovace obsahu a způsobu vzdělávání tak, aby se zvýšila úroveň klíčových kompetencí, provzdušnit objem učiva s cílem hlubšího porozumění a realizovat nové metody přípravy a hodnocení žáků tak, aby získali znalosti, dovednosti a postoje využitelné v osobním, profesním a občansky zodpovědném životě. Zásadním způsobem se chce ministerstvo také věnovat přípravě nových a podpoře stávajících pedagogů, profesionalizaci ředitelů škol nebo snížení administrativní zátěže školy (5).

Strategické cíle (5):

1. Zaměřit vzdělávání více na získávání kompetencí potřebných pro aktivní občanský, profesní i osobní život.
2. Snížit nerovnosti v přístupu ke kvalitnímu vzdělání a umožnit maximální rozvoj potenciálu dětí, žáků a studentů.

Strategické linie (5):

1. Proměna obsahu, způsobu a hodnocení vzdělávání.
2. Rovný přístup ke kvalitnímu vzdělávání.
3. Podpora pedagogických pracovníků.
4. Zvýšení odborných kapacit, důvěry a vzájemné spolupráce.
5. Zvýšení financování a zajištění jeho stability.

Karty klíčových opatření pro období 2020-2023 (5):

- Podpora předškolního vzdělávání.
- Revize RVP ZV a metodická podpora školám.
- Podpora a řízení škol.
- Inovace oborové soustavy.
- Zvyšování kvality vzdělání ve strukturálně postižených regionech.

1.1.2 Velká revize RVP ZV

Požadavek upravit a modernizovat rámcový vzdělávací program je jedním z cílů vyplývajících ze Strategie 2030+. Revize bude vycházet z původních rámcově vzdělávacích programů, dojde k zachování základní struktury a pojmů, postupně však budou aktualizovány cíle a obsah tak, aby reflektovaly potřeby žáků (6). Dojde k začlenění nové klíčové kompetence – digitální, a nového vzdělávacího oboru – informatika (7) .

1.2 Školní vzdělávací program

Školní vzdělávací program je kurikulární dokument na úrovni školy. Je zpracován na základě příslušného RVP, jehož požadavky se řídí, škola však může formulovat vlastní představy o podobě vzdělávání a tím se odlišit od jiných škol (1).

Je povinnou součástí dokumentace školy a musí být přístupný veřejnosti (1). Na vytváření se podílí pedagogičtí pracovníci dané školy, schvalován a vydáván je poté ředitelem (4).

2 Chemické výpočty

K výuce chemie neodmyslitelně patří i zařazení výpočtových úloh (8).

2.1 Charakteristika výpočtových úloh

Výpočtové úlohy v chemii jsou zařazeny ve všech fázích vyučovacího procesu (8):

- Fáze motivační – zajímavé výpočtové úlohy.
- Fáze expoziční – výpočet příkladu v rámci výkladu nového učiva.
- Fáze fixační a aplikační – upevnění postupu řešení příkladů.
- Fáze diagnostická – ústní či písemné zkoušení.

2.2 Kategorizace problémových úloh dle Tollingerové

Z psychologického hlediska lze zahrnout řešení příkladů do skupiny problémových úloh, které dle Tollingerové kategorizujeme na (8):

1. Úlohy vyžadující pamětní reprodukci poznatků – pojmy, definice, názvosloví.
2. Úlohy vyžadující jednoduché myšlenkové operace a poznatky – prosté dosazení do vzorce.
3. Úlohy vyžadující složité myšlenkové operace a poznatky – složité dosazování (kombinace alespoň dvou vzorců, převody jednotek apod.).
4. Úlohy vyžadující sdělení poznatků – výpočet po provedení kvantitativního chemického pokusu.
5. Úlohy vyžadující tvořivé myšlení – vytvoření problémové situace a její následné řešení.

2.3 Zadání výpočtových úloh

Každá úloha může být formulována jiným způsobem, a to buď verbálně, tj. vyjádřena pouze slovy, nebo je možné při formulaci úlohy využít i neverbální, tedy jiné než slovní vyjádření (9).

Základ zadání tvoří obvykle jedna nebo více vět. Verbálně je většinou formulována otázka v úloze či příkaz k řešení, mohou tak být sděleny i motivující a doplňkové informace či vyjádření odpovědi. Tyto složky úlohy mohou být vyjádřeny i různými neverbálními prostředky, jejichž použití má v chemických úlohách výrazný motivační účinek a usnadňuje pochopení i řešení (9).

Mezi neverbální prostředky pro zadání chemických úloh můžeme zařadit (9):

- Tabulky – jedná se například o tabulky s chybějícími údaji, které žáci postupně doplňují.
- Schémata – chemické rovnice, značky či vzorce.

- Grafy – jednoduché grafy s chybějícími částmi či údaji k doplnění.
- Modely – modely atomů, molekul či krystalových struktur.
- Realita – obrázky předmětů z běžného života či pokusů.

2.4 Proces řešení výpočtových úloh

Kromě samotného zadání mohou být součástí úlohy také informace o postupu řešení, který napomáhá žákovi s řešením a stimuluje ho k úspěšnému vyřešení úlohy (9).

První fáze obvykle spočívá ve zpracování, interpretaci textu, porozumění v jazykové rovině. Ve druhé fázi dochází k porozumění popisové situace, a to skrze uvědomění si jejich objektů a jejich vzájemných vztahů. Rozbíhá se zde také řešitelský proces. Třetí fáze, též zvaná matematizace, je o vytváření matematického modelu úlohy neboli převedení situace do jazyka matematiky (rovnice, schématu, výpočtu, obrázku aj.). Následuje fáze výpočtu, tedy aplikace matematických pravidel a postupů. Proces řešení uzavírá interpretace nalezeného výsledku ve vztahu k položené otázce a tvorba slovní odpovědi, která dává tomuto výsledku význam (10).

2.4.1 Práce žáků s výpočtovými úlohami

Každý žák přistupuje k řešení problému specificky. V podstatě je možné rozdělit postupy na dvě základní kategorie (8):

1. Řešení příkladů vlastní logikou, myšlenkovou úvahou.
2. Použití vzorce při výpočtu.

2.4.2 Žákův styl učení

Použití vzorce souvisí s žakovým stylem učení (8):

- Hlubkový styl – žák vnímá vzorec k výpočtu jako soubor logicky seřazených vztahů. Použití vzorce pro něj znamená převedení samostatného myšlenkového pochodu při řešení příkladů do matematické podoby. Ověřuje si reálnost výsledků.
- Mezistyl – pro žáka je prioritní použití vzorce. Pokud ho daný příklad ale zaujme, zamýšlí se nad jeho výpočtem a reálností výsledků.
- Povrchový styl – použití vzorců je pro žáka dogmatem, vnímá je jako matematický návod k řešení, do kterého je nutné pouze „dosadit čísla“. Nad příklady se nezamýšlí, neuvažuje nad správností použití vzorců a získaný výsledek automaticky považuje za správný, necítí potřebu porovnat ho s realitou.

3 Didaktika chemických výpočtů

Poprvé se žáci s učivem chemických výpočtů setkávají na druhém stupni základní školy. Dle rámcového vzdělávacího programu pro základní vzdělávání (RVP ZV) jsou chemické výpočty obsaženy v tematickém celku Směsi – výpočet složení roztoků (hmotnostní zlomek a koncentrace roztoku) a Chemické rovnice – výpočty z chemických rovnic (látkové množství a molární hmotnost) (11).

Na středních školách, respektive gymnáziích, učivo chemických výpočtů spadá dle rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia (RVP G) do tematického celku Obecná chemie (3):

- 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 hlediska očekávaných výstupů má žák provádět chemické výpočty a uplatňovat je při řešení praktických problémů (3).

Důležitou součástí výuky chemických výpočtů jsou mezipředmětové vztahy, jde o vzájemnou souvislost mezi jednotlivými předměty. U chemických výpočtů jde o propojení a kooperaci chemie s matematikou (úprava vzorců, logaritmy, procenta, zaokrouhlování, ...), fyzikou (fyzikální veličiny a jejich jednotky), biologií (příklady na přípravu biologických vzorků, ...), ale i českým jazykem (práce s textem, porozumění zadání, ...) (12).

Jedním z důležitých pilířů chemických výpočtů jsou základní jednotky SI. Mezinárodní soustava jednotek (SI, *Système International d'Unités*) je soustava přijatá 11. Generální konferencí pro váhy a míry v roce 1960. Dělí se na jednotky: základní, doplňkové, odvozené, násobné a dílčí (13).

Tabulka 1: Základní jednotky soustavy SI (13)

| Veličina | Označení | Jednotka | Značka |
|------------------------|-----------------|-----------------|---------------|
| Délka | l | metr | m |
| Hmotnost | m | kilogram | kg |
| Čas | t | sekunda | s |
| Termodynamická teplota | T | kelvin | K |
| Elektrický proud | I | ampér | A |
| Svítivost | I | kandela | cd |
| Látkové množství | n | mol | mol |

3.1 Obsah výuky obecné chemie v prvním semestru na vybraných vysokých školách

S učivem zaměřeným na chemické výpočty se studenti na vysokých školách (dále jen VŠ) setkávají již v úvodu vysokoškolského studia, v rámci předmětu obecná chemie. Obsah sylabu předmětu obecné chemie na vybraných přírodovědeckých fakultách je stejný, pouze je některý ze sylabů detailněji rozpracován. V Příloha 1 můžeme vidět a porovnat sylaby a strukturu předmětu obecné chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci, Univerzity Karlovy v Praze a Masarykovy univerzity v Brně. Je patrné, že s problematikou chemických výpočtů se studenti setkávají běžně již v prvním semestru výuky na VŠ se zaměřením na chemické obory. Vypracované studijní materiály tak mohou být vhodné nejen pro studenty prvních ročníků oboru chemie a učitelství chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci, ale mohou být vhodným studijním materiálem obecně pro žáky SŠ se zájmem o studium chemie na VŠ.

4 (Ne)atraktivita chemických výpočtů

Chemické výpočty jsou podstatnou základnou pro studenty chemie, kterou uplatňují prakticky v celém průběhu studia, především pak v laboratoři. Na druhou stranu se jedná o problematické téma, a to hned z několika důvodů. Jde totiž o spojení chemických znalostí s matematickými dovednostmi, ale i dovednostmi číst, porozumět textu, pracovat s pojmy a řešit problémy (14).

Téma chemických výpočtů patří k nejméně oblíbeným ve výuce chemie. Důležitou roli v postojích studentů hraje užitečnost, obtížnost a množství času věnovaného tématu (15). Významným faktorem je rovněž způsob výkladu učební látky, která je většinou na školách předkládána zejména transmisivním způsobem, obsahuje tedy malé množství nejrůznějších aktivizačních metod (16). Kladnější vztah tedy mají spíše studenti, kteří si obor chemie vybrali pro své další studium (15).

Nedostatečné propojení výuky chemie, tedy i chemických výpočtů, s využitím v běžném životě může vést až k prohloubení tzv. chemofobie, negativnímu vnímání všeho spojeného s chemií, pocitům strachu a nutkáním se jí vyhnout (17).

Neoblíbenost chemických výpočtů je také možné vysvětlit nedostatečnou motivací žáků (18).

4.1 Motivace ve výuce chemických výpočtů

Vhodná motivace žáků a studentů má pro výuku zásadní význam. Dochází k lepšímu vnímání probíraného učiva a studenti jsou tak nenásilně vedeni o tématu přemýšlet a dávat ho do souvislostí. Motivovaný žák se efektivněji učí (19).

Motivování, první psychologický proces učení, lze ve výuce chemie uskutečnit různými způsoby (16). Zájem studentů lze zvýšit zařazením kontextů do úloh (10), poukázáním na fakt, že chemie je součástí běžného života (20), propojením chemických výpočtů s laboratorním cvičením či demonstračním pokusem (21). Vhodnou a osvědčenou formou zapojení studentů mohou být i různé hry či použití digitálních technologií (19), práce ve skupinách (21).

Učitel by měl žákům nejen poskytovat informace, ale také je vést k jejich samostatnému vyhledávání, zvyšuje to jeho iniciativnost a aktivitu, tedy i přístup k celé výuce chemie (22). Žáci mohou individuálně získávat informace nejen z odborných či populárně vědeckých knih, časopisů ale i z televize, videa a v neposlední řadě i z internetu (16).

Jednou z cest, jak mohou učitelé zaujmout žáka je i uvědomělé a promyšlené využití mezipředmětových vztahů, kdy se snaží vytvořit žákovi ucelený pohled na přírodovědné učivo a ukázat souvislosti a propojení těchto předmětů (21).

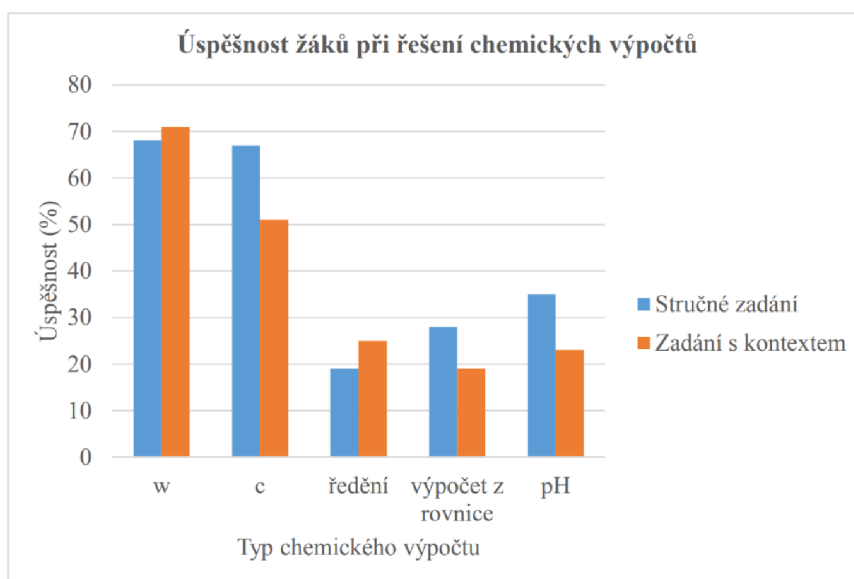
Pro nadanější studenty je zde možnost přihlásit se do nejrůznějších soutěží, kde je znalost využití chemických výpočtů potřeba. Nejvyšší chemickou soutěží, kterou každoročně vyhlašuje Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy je Chemická olympiáda (23).

5 Jak řeší chemické výpočty žáci na středních školách?

V poslední době se objevují výzkumy zaměřené na testování schopností žáků středních škol (dále jen SŠ) řešit chemické výpočty. Jedno takové testování proběhlo v rámci pedagogického výzkumu, který byl proveden v rámci diplomové práce zaměřené na motivační výpočtové úlohy pro výuku chemie na SŠ (24).

Pedagogický výzkum proběhl ve školním roce 2021/2022 na čtyřech vybraných gymnáziích a zúčastnilo se ho 104 žáků z třetího a čtvrtého ročníku. Bylo provedeno porovnání mezi úlohami zadanými stručně a úlohami s motivačním kontextem. Testy obsahovaly příklady na výpočet hmotnostního zlomku, molární koncentrace, ředění roztoků, výpočet z chemických rovnic a pH (24).

Úspěšnost řešení úloh zadaných stručně byla o něco vyšší než úspěšnost řešení úloh s kontextem. Nicméně dle výsledků, způsob zadání nehrál zásadní roli v úspěšnosti řešení. Co se týká jednotlivých typů příkladů, žáci nejúspěšněji řešili výpočty na hmotnostní zlomek a molární koncentraci, nejobtížnější pro ně byly příklady na ředění roztoků, výpočty z chemických rovnic a pH (24).



Obrázek 1: Graf úspěšnosti žáků při řešení chemických výpočtů (26)

Výsledky pedagogického výzkumu byly ve shodě se závěry polostrukturovaných rozhovorů, které proběhly v rámci uvedené diplomové práce. Bylo zjištěno, že respondenti nejsou spokojeni s absencí motivačních prvků v učebnicích chemie (24).

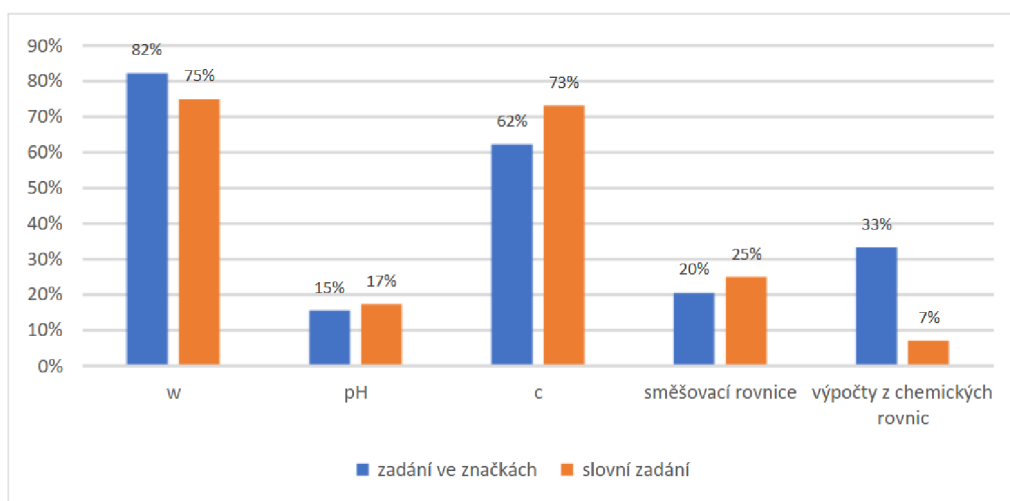
Další průzkum, zaměřený na úspěšnost studentů prvních ročníků VŠ (se zaměřením na chemii a učitelství chemie) řešit chemické výpočty, proběhl v akademickém roce 2020/2021 na několika VŠ po celé ČR. Testování proběhlo na začátku vysokoškolského studia (září / říjen),

aby nebylo ovlivněno získanými poznatky z probíhajících kurzů na VŠ. Testování se zúčastnilo celkem 220 studentů ze čtyř českých vysokých škol (14; 25).

V rámci průzkumu byla vytvořena sada výpočtových úloh respektujících učivo chemie pro střední školy a obsahující úlohy na hmotnostní zlomek, molární koncentraci, výpočet pH, ředění a výpočty z chemických rovnic. Test se skládal z pěti dvojic úloh, kde byla každá dvojice reprezentována slovní úlohou a příkladem zadaným v symbolickém zápisu (25).

Nejvyšší úspěšnosti dosáhli studenti ve výpočtech hmotnostního zlomku a molární koncentrace. Problematickými úlohami byly pro studenty výpočet pH, míchání roztoků a výpočty z chemických rovnic (14).

Výsledky naznačují, že studenti si ze středních škol neodnášejí dostatečné znalosti a dovednosti v oblasti chemických výpočtů (25). Zjištění jsou o to dramatičtější, vezme-li se v úvahu výzkumný vzorek. U jedinců se zájemem o chemii bylo zjištěno nízké porozumění, můžeme tedy důvodně předpokládat, že výsledky by byly ještě méně upokojivé, pokud by byly testy dány středoškolákům se zájmem v jiném oboru, než je chemie (14).



Obrázek 2: Graf úspěšnosti žáků při řešení chemických výpočtů (27).

PRAKTICKÁ ČÁST

6 Analýza rámcově vzdělávacího programu pro gymnázia

Rámcově vzdělávací program pro gymnázia (RVP G) je kurikulární dokument, který stanovuje základní vzdělávací úroveň pro všechny absolventy gymnázií, specifikuje úroveň klíčových kompetencí, jíž by měli žáci na konci vzdělávání na gymnáziu dosáhnout, vymezuje závazný vzdělávací plán, je určen pro tvorbu školního vzdělávacího programu na čtyřletých a vyšším stupni víceletých gymnázií (3).

Obsah RVP G (3):

- Vymezení Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia.
- Charakteristika vzdělávání.
- Pojetí a cíle vzdělávání.
- Klíčové kompetence.
- Vzdělávací oblasti.
- Průřezová témata.
- Rámcový učební plán.
- Zásady pro tvorbu školního vzdělávacího programu pro čtyřletá gymnázia a vyšší stupeň víceletých gymnázií.
- Vzdělávání žáků se speciálními vzdělávacími potřebami.
- Vzdělávání nadaných a mimořádně nadaných žáků.
- Podmínky pro vzdělávání na gymnáziu.

Vzdělávací obsah je v RVP G rozdělen do osmi vzdělávacích oblastí. Jednotlivé oblasti jsou poté tvořeny jedním vzdělávacím oborem nebo více obsahově blízkými vzdělávacími obory. Každá oblast obsahuje charakteristiku vzdělávací oblasti, cílové zaměření vzdělávací oblasti a vzdělávací obsah (3).

6.1 Chemické výpočty v rámcově vzdělávacím programu

Vyučovací předmět chemie patří spolu s fyzikou, biologií, geologií a geografii do vzdělávací oblasti Člověk a příroda. Tyto vědní obory, které tvoří základy věd, souhrnně označujeme jako vědy přírodní. Jejich přínosem je především objektivní poznání daného jevu pomocí metod experimentu či pozorování (18).

Chemie je dále členěna do 4 vzdělávacích celků (3):

1. Obecná chemie.
2. Anorganická chemie.
3. Organická chemie.
4. Biochemie.

Vzdělávání v oblasti chemických výpočtů má směřovat k utváření a rozvíjení klíčových kompetencí tím, že vede žáka k (3):

- Formulaci přírodních problémů, hledání odpovědi na něj a případnému zpřesňování či opravě řešení tohoto problému.
- Používání adekvátních matematických a grafických prostředků k vyjadřování přírodovědných vztahů a zákonů.
- Předvídání průběhu studovaných přírodních procesů na základě znalosti obecných přírodovědných zákonů a specifických podmínek.

Chemické výpočty jsou součástí především tematického celku Obecná chemie, a to v učivu: Soustavy látek a jejich složení, Veličiny a výpočty v chemii. Očekávanými výstupy zde jsou (3):

- Žák využívá odbornou terminologii při popisu látek a vysvětlování chemických procesů.
- Žák provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů.
- Žák využívá znalostí o částicové struktuře látek a chemických vazbách k předvídání některých fyzikálně-chemických vlastností látek a jejich chování v chemické reakci.

Chemické výpočty dále můžeme zařadit do tematického celku Anorganická chemie, kde je očekávaným výstupem (3):

- Žák předvídá průběh typických reakcí anorganických sloučenin.

7 Analýza školních vzdělávacích programů na vybraných gymnáziích

Školní vzdělávací program je kurikulární dokument na úrovni školy. Je zpracován na základě příslušného RVP, jehož požadavky se řídí, škola však může formulovat vlastní představy o podobě vzdělávání a tím se odlišit od jiných škol (1).

Obsah ŠVP (1):

- Identifikační údaje.
- Charakteristika školy.
- Učební plán.
- Učební osnovy.
- Hodnocení žáků a autoevaluace školy.

Pro jednotlivé vyučovací předměty, pak každé ŠVP obsahuje (26):

- Charakteristika vyučovacího předmětu:
 - Obsahové, časové a organizační vymezení.
 - Výchovné a vzdělávací strategie.
- Vzdělávací obsah vyučovacího předmětu:
 - Školní výstupy.
 - Učivo.
 - Průřezová témata.

7.1 Chemické výpočty ve školním vzdělávacím programu

7.1.1 Gymnázium Polička

Výuka předmětu Chemie zde probíhá v prvních třech ročnících s časovou dotací 3+2+2+0 hodin týdně. V prvním ročníku je výuka obohacena o laboratorní cvičení, kterému jsou vyčleněny dvě hodiny za dva týdny (27).

Získané znalosti mohou žáci dále rozvíjet ve volitelných předmětech Seminář z chemie a Chemie – profesní (27).

Dle školních výstupů se žáci během výuky v prvním ročníku setkávají s uvedenými chemickými výpočty (27):

- Hmotnost atomů a molekul, relativní atomová a molekulová hmotnost.
- Látkové množství.
- Molární objem, molární zlomek.
- Výpočty z chemických vzorců.
- Výpočty z chemických reakcí.
- Složení roztoků – hmotnostní zlomek, látková koncentrace.
- Ředění roztoků – křížové pravidlo, směšovací rovnice.
- Výpočet pH silných elektrolytů.

7.1.2 Slovanské gymnázium Olomouc

Výuka předmětu je realizována ve všech čtyřech ročnících studia s časovou dotací 2+3+2+2 hodiny týdně. Ve druhém ročníku je jedna hodina týdně věnována laboratorním cvičením. V posledních dvou ročnících je učivo chemie pro zájemce rozšiřováno a procvičováno ve volitelných seminářích, které jsou v pestrém zastoupení (28).

Dle učiva se žáci během výuky setkají s chemickými výpočty v prvním a druhém ročníku, a to v následujícím rozsahu (28):

- Hmotnost atomů a molekul.
- Látkové množství.
- Výpočty z chemických vzorců.
- Výpočty z chemických rovnic.
- Složení roztoků – koncentrace roztoků, hmotnostní zlomek, hmotnostní procento, objemové procento, molární koncentrace.
- Ředění roztoků.
- Výpočet pH silných kyselin a zásad.

7.1.3 Gymnázium Šumperk

Vyučovací předmět Chemie je vyučován v prvních třech ročnících s časovou dotací 3+3+2,5+0 hodin týdně, z toho v prvním a druhém ročníku je jedna hodina týdně věnována cvičením. Ve čtvrtém ročníku pro zájemce nabízí volitelný předmět Seminář z chemie a paralelně s výukou i nepovinný předmět Praktická chemie (29).

Během prvního ročníku se studenti dle ŠVP výstupu setkají s následujícími typy chemických výpočtů (29):

- Hmotnost atomů a molekul, relativní atomová a molekulová hmotnost.
- Molární hmotnost.
- Látkové množství.
- Molární objem.
- Výpočty spojené se základy termochemie.
- Výpočty z chemických rovnic.
- Složení roztoků.
- Výpočty spojené s protolytickými reakcemi.

7.1.4 Gymnázium Bruntál

Vyučovací předmět Chemie je realizován v prvním, druhém a třetím ročníku s následujícími týdenními hodinovými dotacemi 2+3+3+0. Ve druhém a třetím ročníku jsou dvě hodiny za dva týdny vyčleněny na laboratorní cvičení. V posledních dvou ročnících na předmět navazují volitelné předměty Chemie 2 a Seminář z chemie (30).

Dle výstupu ŠVP se žáci během výuky setkají s chemickými výpočty v prvním a druhém ročníku, a to v následujícím rozsahu (30):

- Hmotnost atomu.
- Látkové množství.
- Molární hmotnost.
- Složení roztoků – hmotnostní zlomek, objemový zlomek, molární koncentrace.
- Ředění roztoků.
- Výpočty ze vzorce.
- Výpočty z rovnic.
- Výpočty spojené s reakční kinetikou a termochemií.
- Výpočty rovnovážné konstanty.
- Výpočty pH.

7.1.5 Reálné gymnázium a základní škola Otto Wichterleho Prostějov

Výuka Chemie probíhá ve všech čtyřech ročnících s časovou dotací 2+2+2+2 hodin týdně. Pro zájemce o další studium nabízí volitelný předmět Biologicko-chemický seminář (dvě hodiny týdně v prvním, druhém a třetím ročníku) (31).

Žáci se s chemickými výpočty dle učebních osnov setkávají v prvním ročníku v uvedeném rozsahu (31):

- Složení roztoků.
- Látkové množství.
- Molární hmotnost.
- Molární koncentrace.
- Relativní atomová hmotnost.
- Výpočty z chemických rovnic.
- Výpočty spojené s termochemií.
- Výpočet pH roztoků silných kyselin a zásad.

Obsah výuky chemických výpočtů na jednotlivých gymnáziích souhrnně uveden v Tabulka 2.

Tabulka 2: Analýza a srovnání ŠVP vybraných gymnázií

| Téma výuky | Gymnázium Polička | Slovanské gymnázium Olomouc | Gymnázium Šumperk | Gymnázium Bruntál | Reálné gymnázium a základní škola Prostějov |
|------------------------|-------------------|-----------------------------|-------------------|-------------------|---|
| Hmotnost atomů/molekul | Ano | Ano | Ano | Ano | Ano |
| Látkové množství | Ano | Ano | Ano | Ano | Ano |
| Složení roztoků | Ano | Ano | Ano | Ano | Ano |
| Ředění roztoků | Ano | Ano | Ne | Ano | Ne |
| Výpočty ze vzorce | Ano | Ano | Ne | Ano | Ne |
| Výpočty z rovnic | Ano | Ano | Ano | Ano | Ano |
| Výpočty pH | Ano | Ano | Ano | Ano | Ano |
| Termochemie | Ne | Ne | Ano | Ano | Ano |
| Reakční kinetika | Ne | Ne | Ne | Ano | Ne |
| Rovnováhy | Ne | Ne | Ne | Ano | Ne |

8 Analýza středoškolských učebnic

V rámci bakalářské práce byla provedena analýza vybraných učebnic chemie pro střední školy, která byla zaměřena na problematiku chemických výpočtů. K analýze bylo využito devíti českých a jedné slovenské učebnice a dvou sbírek příkladů. Pro lepší orientaci byl každé přiřazen kód uvedený v Tabulka 3.

Tabulka 3: Vybrané učebnice a sbírky úloh pro analýzu

| Název učebnice (citace) | Kód |
|---|--------|
| Pěňčíková, Hana. <i>Chemické výpočty</i> . Brno : CERM Akademické nakladatelství, 1997 | CHSb01 |
| Mareček, A. a Honza, J. <i>Chemie sbírka příkladů</i> . Brno : Proton, 2004 | CHSb02 |
| Mareček, A. a Honza, J. <i>Chemie pro čtyřletá gymnázia 1.díl</i> . Brno : vydáno vlastním nákladem, 2013 | CHUč01 |
| Mareček, A. a Honza, J. <i>Chemie pro čtyřletá gymnázia 2.díl</i> . Brno : Proton, 2014 | CHUč02 |
| Mareček, A. a Honza, J. <i>Chemie pro čtyřletá gymnázia 3.díl</i> . Brno : Proton, 2014 | CHUč03 |
| Flemer, V. a Dušek, B. <i>Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická)</i> . Praha : SPN - pedagogické nakladatelství, 2007. | CHUč04 |
| Vacík, J., a další. <i>Přehled středoškolské chemie</i> . Praha : SPN - pedagogické nakladatelství, 1999 | CHUč05 |
| Fikr, Jaroslav. <i>Chci se dostat na VŠ! Jak porozumíme chemickým výpočtům</i> . Brno : Barrister & Principal, 2014. | CHUč06 |
| Břížďala, Jan. <i>Obecná chemie pro gymnázia a střední školy</i> . Třebíč : Nakladatelství Radek Veselý, 2011 | CHUč07 |
| Benešová, M., Pfeiferová, E. a Satrapová, H. <i>Odmaturuj! z chemie</i> . Brno : Didaktis, 2014 | CHUč08 |
| Obrátil, V., Sáblík, L. a kolektiv. <i>Chemie pro spolužáky. Obecná chemie II</i> . Praha : ProSpolužáky.cz s.r.o, 2018 | CHUč09 |
| Kmeťová, J., a další. <i>Chémia pre 1. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom</i> . Bratislava : Expol pedagógika, 2019. | CHUč10 |

Pro snazší zápis některých typů chemických výpočtů bylo použito následující označení:

n látkové množství

w hmotnostní zlomek

φ objemový zlomek

c molární (látková) koncentrace

c_m hmotnostní koncentrace

Tabulka 4: Analýza středoškolských učebnic chemie

| | CHUč01 | | CHUč02 | | CHUč03 | | CHUč04 | | CHUč05 | |
|----------------------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. |
| n | 2 | 9 | - | - | - | - | 1 | - | - | - |
| Výpočet ze vzorce | - | - | - | - | - | - | - | - | - | - |
| w | 4 | 5 | - | - | - | - | - | 2 | 5 | - |
| φ | 3 | 3 | - | - | - | - | - | - | 1 | - |
| c | 6 | 10 | - | - | - | - | - | 2 | 1 | - |
| c_m | - | - | - | - | - | - | - | - | 1 | - |
| Ředění roztoků | 2 | 3 | - | - | - | - | 2 | 1 | 4 | - |
| Výpočet z rovnic | 7 | 14 | - | - | - | - | 1 | 3 | 6 | - |
| Výpočet pH | 3 | 3 | - | - | 8 | 6 | - | 1 | 5 | - |
| Termochemie | 4 | 5 | - | - | - | - | 1 | 2 | 2 | - |
| Elektrochemie | - | - | 4 | 2 | - | - | - | - | - | - |
| Součin rozpustnosti | - | - | - | - | - | - | - | 1 | - | - |
| Rovnovážná konstanta | 1 | 1 | - | - | - | - | - | - | - | - |
| Ideální plyn | - | - | - | - | - | - | - | - | - | - |
| Termodynamika | - | - | - | - | - | - | - | - | - | - |
| Reakční kinetika | - | - | - | - | - | - | - | - | - | - |
| Stabilita komplexu | - | - | - | - | - | - | - | - | - | - |

Tabulka 5: Analýza středoškolských učebnic chemie

| | CHUč06 | | CHUč07 | | CHUč08 | | CHUč09 | | CHUč10 | |
|----------------------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. |
| n | 23 | 62 | 2 | 5 | 7 | - | 3 | 6 | 1 | 8 |
| Výpočet ze vzorce | | | 2 | 9 | 2 | - | 3 | 8 | - | - |
| w | 27 | 110 | 4 | 4 | 2 | - | 1 | 4 | 2 | 7 |
| φ | | | 2 | 3 | 1 | - | 1 | - | - | - |
| c | | | 4 | 7 | 4 | - | 1 | 5 | 2 | 4 |
| c_m | | | - | - | 1 | - | 1 | 2 | - | - |
| Ředění roztoků | | | 2 | 1 | 4 | - | 5 | 7 | 1 | 1 |
| Výpočet z rovnic | 32 | 84 | 2 | 11 | 2 | - | 4 | 10 | 2 | 9 |
| Výpočet pH | 16 | 39 | 4 | 4 | 4 | - | 5 | 5 | - | - |
| Termochemie | - | - | 2 | 1 | 2 | - | 3 | 5 | 3 | 9 |
| Elektrochemie | - | - | - | - | - | - | 2 | 7 | - | - |
| Součin rozpustnosti | - | - | - | - | - | - | 2 | 4 | 2 | 2 |
| Rovnovážná konstanta | - | - | - | - | - | - | 1 | 3 | 1 | 2 |
| Ideální plyn | - | - | - | - | - | - | 2 | 6 | - | - |
| Termodynamika | - | - | - | - | - | - | 3 | 2 | - | - |
| Reakční kinetika | - | - | - | - | - | - | 1 | 2 | 2 | 3 |
| Stabilita komplexu | - | - | - | - | - | - | - | 1 | - | - |

Tabulka 6: Analýza středoškolských učebnic – sbírky úloh

| | CHSb01 | | CHSb02 | |
|----------------------|--------|--------|--------|--------|
| | Řeš. | Neřeš. | Řeš. | Neřeš. |
| n | - | - | 7 | 31 |
| Výpočet ze vzorce | 1 | 14 | 4 | 22 |
| w | 3 | 93 | 8 | 32 |
| φ | 1 | | 7 | 7 |
| c | 4 | | 15 | 64 |
| c_m | 1 | | - | - |
| Ředění roztoků | 5 | | 7 | 15 |
| Výpočet z rovnic | 4 | 29 | 7 | 32 |
| Výpočet pH | 13 | 67 | 13 | 45 |
| Termochemie | - | - | 4 | 8 |
| Elektrochemie | - | - | 5 | 11 |
| Součin rozpustnosti | 1 | 14 | 3 | 7 |
| Rovnovážná konstanta | - | - | - | - |
| Ideální plyn | - | - | - | - |
| Termodynamika | - | - | - | - |
| Reakční kinetika | - | - | - | - |
| Stabilita komplexu | - | - | - | - |

Chemické výpočty – Hana Pěničková (CHSb01) (32)

Tato sbírka se zaměřuje pouze na problematiku chemický výpočtů pro žáky středních škol a může také sloužit jako studijní materiál pro přípravu na vysokou školu s chemickým zaměřením.

Příklady jsou řazeny podle obtížnosti a k jejich řešení je použito jednoduchých matematických operací. V každé kapitole je stručný úvod do problematiky, několik řešených a neřešených příkladů.

Chemie pro čtyřletá gymnázia: 1.díl – A. Mareček, J. Honza (CHUč01) (33)

První díl této učebnice je určen studentům 1. ročníku čtyřletého gymnázia, obsahuje poznatky z obecné chemie, základní chemické výpočty, teorii nepřechodných prvků a názvosloví jednotlivých skupin anorganické chemie.

V oblasti chemických výpočtů je ke každému typu výpočtu uvedena teorie, několik ukázkových příkladů, kde je řešení uvedeno v krocích, a několik neřešených příkladů s výsledky.

Chemie pro čtyřletá gymnázia: 2.díl – A. Mareček, J. Honza (CHUč02) (34)

Druhý díl navazuje na první a rozšiřuje poznatky z obecné chemie, dále se zabývá chemií přechodných prvků, základy z kvalitativní a kvantitativní analytické chemie, úvodem do organické chemie a názvoslovím komplexních sloučenin a uhlovodíků.

Z chemických výpočtů zde najdeme pouze výpočty z elektrochemie.

Chemie pro čtyřletá gymnázia: 3.díl – A. Mareček, J. Honza (CHUč03) (35)

Poslední díl z této série učebnic obsahuje deriváty uhlovodíků a jejich názvosloví, biochemii a rozšířené znalosti z obecné chemie.

V oblasti chemických výpočtů učebnice nabízí pouze výpočet pH.

Chemie sbírka příkladů pro studenty středních škol – A. Mareček, J. Honza (CHSb02) (36)

Sbírka je určena hlavně k procvičování, obsahuje pouze řešené a neřešené příklady bez jakékoli teorie a úvodu k dané problematice.

Ukázkové příklady jsou řešeny v bodech s krátkými komentáři pomocí vzorců a přímé či nepřímé úměry.

Chemie pro gymnázia I. – V. Flemr, B. Dušek (CHUč04) (37)

Obsah učebnice navazuje na znalosti chemie ze základní školy, je věnována učivu obecné a anorganické chemie, základům analytické chemie a obsahuje i nápady a postupy na laboratorní cvičení.

Chemickým výpočtům zde není věnováno mnoho prostoru, najdeme zde ale několik řešených příkladů i příkladů k procvičení, které mají často velmi poutavé a motivační zadání.

Přehled středoškolské chemie – J. Vacík a kolektiv (CHUč05) (38)

Učebnice shrnuje celé středoškolské učivo, slouží převážně k přípravě na maturitní zkoušku nebo k přijímacímu řízení na vysoké školy.

Chemickým výpočtům je věnována jen malá část. V ukázkových příkladech je používáno k výpočtu jak vzorců, tak přímé a nepřímé úměrnosti. Neobsahuje neřešené příklady k procvičování. K pochopení tématu chemických výpočtů jistě nestačí.

Celkově je v učebnici text velmi zhuštěn a tím pádem je nepřehledná.

Chci se dostat na VŠ! – J. Fikr (CHUč06) (39)

Učebnice je určena jak žákům středních a vysokých škol, tak učitelům chemie, kteří v ní najdou způsoby, jak žákům učivo podat co nejjednodušeji. Je zaměřena pouze na chemické výpočty a rozdělena do čtyř kapitol:

- Výpočty ze vzorce – látkové množství, molární objem, molární hmotnost, hmotnostní zlomek, stechiometrické vzorce.
- Složení roztoků – hmotnostní a objemový zlomek, molární a hmotnostní koncentrace, vyjádření složení roztoků a ředění roztoků.
- Výpočty pH.
- Výpočty z rovnic.

Úvodem je látka stručně vysvětlena spolu se vzorci a jednotkami. Dále navazují ukázkové příklady, které jsou řešeny, pokud je to možné, alespoň dvěma metodami – úvahou (úměra, trojčlenka), pomocí vzorců. Na konci každé kapitoly je několik nevyřešených příkladů k procvičování s uvedenými výsledky.

Obecná chemie pro gymnázia a střední školy – Jan Břížďala (CHUč07) (40)

Učebnice pokrývá učivo obecné chemie na střední škole a poskytuje znalosti potřebné k přijímacímu řízení na vysokou školu.

Chemickým výpočtům je věnována celá kapitola, kde je každá problematika uvedena teoreticky, následně na vyřešených úlohách, a nakonec je zde několik příkladů k procvičování. Celá učebnice je uzavřena výstupním testem, kde je opět několik neřešených příkladů.

Odmaturuj! z chemie – M. Benešová, E. Pfeiferová, H. Satrapová (CHUč08) (41)

Jak už název napovídá, titul se zabývá souhrnem středoškolského učiva chemie s cílem připravit žáky na maturitní zkoušku a k přijímacímu řízení na vysoké škole.

Chemické výpočty jsou součástí kapitoly Obecná chemie. Problematika je vysvětlena v teoretickém úvodu a předvedena na několika ukázkových příkladech, pokud je to možné, dvojitým způsobem – pomocí vzorců a trojčlenky. Nevýhodou je absence příkladů k procvičování.

Chemie pro spolužáky, Obecná chemie II. – V. Obrátil, L. Šablík a kolektiv (CHUč09) (42)

Učebnice je zpracována studenty, základy chemie jsou podány jednoduchou formou a látka je tak žákům srozumitelnější. Může sloužit jak k běžné výuce, tak k přípravě na maturitní zkoušku či k přijímacímu řízení na vysokou školu.

Jednotlivé chemické výpočty jsou vždy uvedeny krátkou motivací, teoretickými informacemi, dále následují ukázkové příklady, které jsou řešeny v krocích s komentáři, a nakonec procvičování. Postup řešení příkladů k procvičování si student může vyhledat na stránkách nebo pomocí QR kódu u příkladu.

K učebnici je vytvořen také pracovní sešit se spoustou dalších příkladů.

Chémia pre 1.ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom – J. Kmeťová, P. Silný, M. Medveď, M. Vydrová (CHUč10) (43)

Obsah této slovenské učebnice navazuje na znalosti získané na základní škole a odpovídá struktuře prvního ročníku na gymnáziu. Zabývá se převážně obecnou chemií – složením, strukturou, vlastnostmi a použitím látek, zákonitostmi průběhu chemických reakcí. Kromě teoretických poznatků, obsahuje učebnice i nápady na laboratorní práce.

Jednotlivé typy chemických výpočtů jsou uvedeny teoretickým základem, následují řešené příklady a na konci kapitoly jsou žákům k dispozici otázky a úkoly k procvičení spolu s neřešenými příklady.

VÝSLEDKY A DISKUZE

9 Výsledky analýzy pedagogických výzkumů

Výzkumy ukazují, že znalosti a dovednosti studentů v oblasti chemických výpočtů nejsou dostatečné, především pak v případě příkladů zaměřených na ředění roztoků, výpočty z chemických rovnic a výpočty pH (14; 24; 25). S tím je nutné počítat v příslušných kurzech na vysokých školách (dále pouze VŠ) a na tyto výsledky nějakým způsobem reagovat, aby tento stav nebyl rizikem pro další úspěšné studium na VŠ. Protože z uvedených výzkumů vyplývá, že i zájemci o studium chemie na VŠ mají v této oblasti mezery.

Jednou z možností jak, tento problém řešit je tvorba podpůrných studijních materiálů, které by mohly pomoci začínajícím studentům oboru chemie a učitelství chemie na VŠ s opakováním, prohloubením a fixací učiva středoškolské chemie a pomoci tak usnadnit pochopení učiva vysokoškolské chemie.

10 Výsledky analýzy školních vzdělávacích programů

Z analýzy ŠVP vybraných gymnázií lze vidět, že se žáci na gymnáziích setkávají s chemickými výpočty v prvním, případně také ještě ve druhém ročníku čtyřletých gymnázií (a odpovídajícím ročníku víceletých gymnázií). Předpokládá se opakování, případně rozšíření, učiva ve výběrových seminářích chemie, které jsou volitelné zpravidla (až na výjimky) v posledních dvou ročnících výuky na gymnáziu.

Běžnou součástí výuky jsou chemické výpočty zaměřené na témata: hmotnost atomů/molekul, látkové množství, složení roztoků, výpočty z chemických rovnic a výpočty pH. Často se studenti setkávají také s příklady na ředění roztoků a výpočty ze vzorce, případně základními výpočty v tématu termochemie. V ojedinělých případech jsou probírány na gymnáziích chemické výpočty z reakční kinetiky či chemických rovnováhách.

11 Výsledky analýzy středoškolských učebnic a sbírek

K analýze bylo využito devíti českých, jedné slovenské učebnice a dvou sbírek příkladů. Z hlediska obsahu učebnice a sbírky, tyto většinou zahrnují témata chemických výpočtů běžně probíraných při výuce na gymnáziích (uvedených ve Výsledky analýzy školních vzdělávacích programů) a mnohých případech i témata nad rámec.

Učebnice *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1. – 3. díl* (CHUč01, 02, 03) je třeba brát jako celek, který souhrnně pokrývá výuku chemie na gymnáziích. Z oblasti chemických výpočtů zahrnují 10 témat uvedených teoreticky, vypočítaných v několika ukázkových příkladech a zakončených

příklady k procvičování. Pokud k těmto učebnicím přiložíme ještě sbírku *Chemie sbírka příkladů pro studenty středních škol* (CHSb02), která je od stejných autorů a obsahuje problematiku chemických výpočtů pouze v řešených a neřešených příkladech, jedná se o početný soubor, který studentům předává srozumitelnou cestou podstatné vědomosti z oblasti chemických výpočtů.

Učebnice *Chci se dostat na VŠ!* (CHUč06), která je celkově zaměřená pouze na učivo chemických výpočtů a pokrývá 9 témat, je pro studenty přínosem jak množstvím řešených a neřešených příkladů, tak hlavně metodami řešení. Pokud je to možné, ukazuje studentům alespoň dva způsoby možného řešení.

Další z analyzovaných učebnic byla *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy* (CHUč07) ve které je chemickým výpočtům věnována samostatná kapitola objasňující 9 témat z této problematiky. Pokud je to možné, stejně jako v případě předešlé učebnice, je řešení ukázáno dvojitým způsobem.

Pro dostatečné množství příkladů a jejich srozumitelný výklad pro studenty, je vhodnou alternativou také učebnice *Chemie pro spolužáky, Obecná chemie II* (CHUč09). Každé ze 17 témat je uvedeno krátkou motivací. Pozitivem je i možnost prohlédnutí postupu řešení v učebnici neřešených příkladů pomocí QR kódu a existence pracovního sešitu, který pro studenty nabízí další příklady k procvičování.

Jedinou zahraniční učebnicí, byla učebnice *Chémia pre 1.ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom* (CHUč10). Řeší 9 témat z oblasti chemických výpočtů. Její nevýhodou je absence problematiky výpočtu pH, ve které žáci často chybují a mají nedostatky.

Jako materiál pro procvičování počítání může žákům sloužit sbírka *Chemické výpočty* (CHSb01), která je zaměřena na oblast devíti témat chemických výpočtů. Výhodou je velké množství řešených a neřešených příkladů, které jsou řazeny podle obtížnosti.

Mezi méně vhodné učebnice pro výuku chemických výpočtů na gymnáziích (středních školách) bych zařadila pro malé množství ukázkových a neřešených úloh učebnici *Chemie pro gymnázia I* (CHUč04), dále pak učebnice *Přehled středoškolské chemie* (CHUč05) a *Odmaturuj! z chemie* (CHUč08), ve kterých jsou zpracované pouze řešené příklady a bylo by tedy nutné je doplnit sbírkou úloh či jiným typem učebnice, která nabízí studentům příklady k procvičování.

12 Podpůrný materiál pro řešení chemických výpočtů

Z testování studentů na chemické výpočty, která proběhla jednak na vybraných gymnáziích a také na několika VŠ v počátcích 1. ročníku studia (viz kapitola 5) vyplývá, že jsou pro studenty nejvíce obtížné úlohy zaměřené na výpočty z chemických rovnic, ředění roztoků a výpočet pH. Proto se v této kapitole zaměříme právě na tyto vybrané typy chemických výpočtů.

12.1 Ředění roztoků

V laboratorních cvičeních je často potřeba připravit roztok o určitém složení z roztoku o složení jiném, v praxi jde především o mísení roztoku s rozpouštědlem, čistými látkami či jinými roztoky.

12.1.1 Složení roztoků

Jednou z veličin charakterizující složení roztoku je hmotnostním zlomkem w , který udává poměr hmotnosti látky rozpuštěné v roztoku a celkové hmotnosti roztoku. Hmotnostní zlomek je bezrozměrná veličina, ale často bývá vyjádřen v hmotnostních procentech $w \cdot 100\%$ (44).

$$w = \frac{m(A)}{m}$$

$m(A)$... hmotnost látky A,

m ... celková hmotnost výsledného roztoku.

Složení roztoků může být dále vyjádřeno pomocí molární (látkové) koncentrace c , která udává počet molů látky rozpuštěných v celkovém objemu roztoku. Jednotkou molární koncentrace v soustavě SI je $\frac{\text{mol}}{\text{m}^3}$, používá se však dílčí jednotka $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, respektive, při použití vedlejší jednotky soustavy SI, jednotka $\frac{\text{mol}}{\text{l}}$ (44).

$$c(A) = \frac{n(A)}{V}$$

$n(A)$... látkové množství látky A,

V ... celkový objem výsledného roztoku.

Hmotnostní koncentrace c_m [$\frac{kg}{m^3}$] látky rozpuštěné v roztoku je definována jako podíl hmotnosti dané látky a celkového objemu roztoku. Častěji se používá dílčí jednotka $\frac{g}{cm^3}$, případně $\frac{g}{ml}$ při použití vedlejší jednotky SI (44).

$$c_m(A) = \frac{m(A)}{V}$$

$m(A)$... hmotnost látky A,

V ... celkový objem výsledného roztoku.

Molární zlomek x je dán poměrem látkového množství látky a látkového množství celého roztoku (44).

$$x(A) = \frac{n(A)}{n}$$

$n(A)$... látkové množství látky A,

n ... součet látkových množství všech složek roztoku.

Objemový zlomek φ udává poměr objemu látky v celkovém objemu roztoku. Jedná se o bezrozměrnou veličinu, kterou lze vyjádřit pomocí objemového procenta $\varphi \cdot 100\%$ (44).

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{V}$$

$V(A)$... objem látky A,

V ... celkový objem roztoku.

12.1.2 Směšovací rovnice

Základní myšlenkou pro výpočty spojené s ředěním roztoků je zákon zachování hmotnosti $m_1 + m_2 + \dots + m_i = m$ a zákon zachování látkového množství $n_1 + n_2 + \dots + n_i = n$. Smíšením dvou (nebo více) roztoků dohromady bude výsledná hmotnost součtem hmotností každého z nich, to samé platí pro látkové množství (38).

Složení roztoků může být charakterizováno hmotnostním zlomkem w , ze zákona o zachování hmotnosti lze tedy sestavit rovnici tzv. směšovací rovnice, která má následující tvar (42):

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 + \dots + m_i \cdot w_i = (m_1 + m_2 + \dots + m_i) \cdot w$$

$w_1, w_2, \dots, w_i \dots$ hmotnostní zlomky látky v jednotlivých složkách roztoku,

$m_1, m_2, \dots, m_i \dots$ hmotnosti jednotlivých složek roztoku,

$w \dots$ hmotnostní zlomek látky ve výsledném roztoku.

V případě, že přidáváme k roztoku čisté rozpouštědlo (např. vodu, ethanol, ...), rozpouštědlo neobsahuje žádnou rozpuštěnou látku, hmotnostní zlomek w je tedy roven nule. Hmotnostní zlomek čistého rozpouštědla můžeme ve směšovací rovnici vynechat, nesmíme však zapomenou přičíst hmotnost rozpouštědla do hmotnosti výsledného roztoku (45).

Pokud je do roztoku přidávána čistá látka, která obsahuje pouze sebe sama a žádné rozpouštědlo, její hmotnostní zlomek w_x je roven jedné. Ve směšovací rovnici budeme tedy přičítat pouze hmotnost čisté látky (45).

Složení roztoků může být dále vyjádřeno pomocí molární (látkové) koncentrace c . Ze vztahu pro látkovou koncentraci lze jednoduše odvodit vztah pro látkové množství:

$$n = c \cdot V$$

Pokud vycházíme ze zákona zachování látkového množství, můžeme, s pomocí látkového množství, vytvořit směšovací rovnici se složením roztoků vyjádřeným pomocí látkové koncentrace (42):

$$c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 + \dots + c_i \cdot V_i = (V_1 + V_2 + \dots + V_i) \cdot c$$

$c_1, c_2, \dots, c_i \dots$ látkové koncentrace jednotlivých složek roztoku,

$V_1, V_2, \dots, V_i \dots$ objemy jednotlivých složek roztoku,

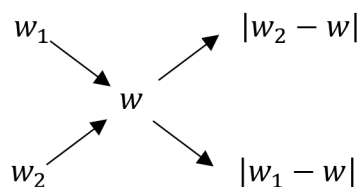
$c \dots$ látková koncentrace výsledného roztoku.

Při mísení různých kapalin obecně neplatí, zákon zachování objemů. Dochází k objemové kontrakci (zmenšení objemu), protože částice látek se po smíšení uspořádají prostorově výhodněji (39). Pokud však budeme mísit roztoky o podobné koncentraci, lze objemovou kontrakci zanedbat a brát objem výsledného roztoku jako součet objemů jednotlivých složek roztoku (42).

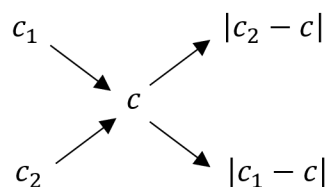
Stejně jako u předešlého tvaru směšovací rovnice, pro čisté rozpouštědlo platí, že jeho látková koncentrace c_x je rovna nule (39).

12.1.3 Křížové pravidlo

Pokud dochází k mísení dvou výchozích roztoků, respektive roztoku s čistým rozpouštědlem či čistou látkou, lze výsledný roztok vypočítat jednoduchým principem pomocí křížového pravidla. Jedná se v podstatě o grafické znázornění směšovací rovnice, díky kterému získáme poměr, ve kterém musíme výchozí roztoky smísit (45).



$$\frac{|w_2 - w|}{|w_1 - w|} = \frac{m_1}{m_2}$$



$$\frac{|c_2 - c|}{|c_1 - c|} = \frac{V_1}{V_2}$$

$w_1, w_2 \dots$ hmotnostní zlomky látky A v jednotlivých složkách roztoku,

$w \dots$ hmotnostní zlomek látky ve výsledném roztoku,

$m_1, m_2 \dots$ hmotnosti jednotlivých složek roztoku,

c_1, c_2, \dots molární koncentrace jednotlivých složek roztoku,

$c \dots$ molární koncentrace výsledného roztoku,

$V_1, V_2 \dots$ objemy jednotlivých složek roztoku.

12.1.4 Příklady

1) Roztok NaOH vznikl rozpuštěním 120 g NaOH ve 0,75 l vody ($\rho = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$). Vypočítejte hmotnostní procento roztoku NaOH, který byl tímto způsobem připraven.

Znamé údaje: $m(\text{NaOH}) = 120 \text{ g}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 0,75 \text{ l} = 750 \text{ cm}^3$; $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Hledané údaje: $w(\text{NaOH}) = ?$

Řešení: Nejprve si přepočítáme objem vody na hmotnost.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 750 \text{ g}$$

V dalším kroku si vypočítáme celkovou hmotnost vzniklého roztoku, která se rovná součtu hmotnosti NaOH a vody.

$$m = m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 120 + 750 = 870 \text{ g}$$

Získané hodnoty dosadíme do vzorce pro výpočet hmotnostního zlomku.

$$w(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m} = \frac{120}{870} \doteq 0,1379$$

Hmotnostní procento je rovno hmotnostnímu zlomku násobenému 100 %.

$$w(\text{NaOH}) \cdot 100 \% \doteq \mathbf{13,79 \%}$$

Odpověď: Rozpuštěním 120 g NaOH v 0,75 l vody získáme 13,79% roztok NaOH.

2) Uhličitan sodný o molární koncentraci $2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ se využívá jako skupinové činidlo při důkazu anorganických kationtů. Kolik gramů uhličitanu je třeba rozpustit ve vodě, abychom získali 450 ml roztoku uvedené koncentrace? $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Znamé údaje: $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$; $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 105,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $V = 120 \text{ ml} = 0,12 \text{ l}$

Hledané údaje: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ? \text{ g}$

Řešení: Ze vzorce pro výpočet molární koncentraci vypočteme látkové množství n .

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = c(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V = 2 \cdot 0,12 = 0,24 \text{ mol}$$

Ze znalosti molární hmotnosti a látkového množství Na_2CO_3 můžeme vypočítat hmotnost Na_2CO_3 v roztoku. Vychází ze vztahu pro látkové množství n .

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,24 \cdot 105,99 \doteq \mathbf{25,44 \text{ g}}$$

Odpověď: Pro přípravu roztoku uvedené koncentrace je třeba ve vodě rozpustit 25,44 g Na_2CO_3 .

3) Močovina, diamid kyseliny uhličitě, se v zemědělství využívá jako hnojivo s vysokým obsahem dusíku. Pro základní hnojení se aplikují granule močoviny na povrch půdy a zaplaví se kultivací. Zvláštní formou přihnojování během vegetace je postřik roztoku močoviny na listy. Jaká je molární koncentrace 0,5 l roztoku postřiku, jestliže vznikl rozpuštěním 8 g močoviny ve vodě? $M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Znamé údaje: $m(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 8\text{ g}; V = 0,5\text{ l} = 0,5\text{ dm}^3;$

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 60,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hledané údaje: $c = ? \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Řešení: Ze znalosti hmotnosti močoviny a její molární hmotnosti můžeme vypočítat látkové množství.

$$n(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = \frac{m(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)}{M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)} = \frac{8}{60,06} \doteq 0,1332\text{ mol}$$

Z vypočítaného látkového množství močovina a objemu výsledného roztoku vypočítáme hledanou koncentraci roztoku.

$$c = \frac{n(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)}{V} = \frac{0,1332}{0,5} \doteq \mathbf{2,664 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}$$

Odpověď: Molární koncentrace roztoku močoviny je $2,664 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

4) Pro nasolení sýrů je nejlepší použít solný nálev, přibližně 20% roztok soli. Ze včerejšího nakládání zeleniny vám zbylo 500 g 2% roztoku. Jaké množství soli je třeba do 2% roztoku přidat a kolik solného nálevu na sýry získáme? (46; 47)

Znamé údaje: $m_1 = 500\text{ g}; w_1 = 0,02; w = 0,2$

Sůl je čistá látka, její hmotnostní zlomek $w_2 = 1$.

Hledané údaje: $m_2 = ?\text{ g}, m = ?\text{ g}$

Řešení: Sestavíme směšovací rovnici a dosadíme známé údaje.

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$$500 \cdot 0,02 + m_2 \cdot 1 = (500 + m_2) \cdot 0,2$$

$$10 + m_2 = 100 + 0,2 m_2$$

$$0,8 m_2 = 90$$

$$\mathbf{m_2 = 112,5\text{ g}}$$

Hmotnost výsledného roztoku je součtem hmotností jednotlivých roztoků.

$$\mathbf{m = m_1 + m_2 = 500 + 112,5 = 612,5\text{ g}}$$

Odpověď: Pro přípravu 20% roztoku je třeba přidat do 2% roztoku 112,5 g soli, získáme tak 612,5 g 20% roztoku (solného nálevu).

5) Kolika ml vody musí být zředěn roztok, který vznikl rozpuštěním 58 g chloridu amonného v 142 ml vody ($\rho = 1 \frac{g}{cm^3}$), abychom získali 20% roztok NH_4Cl .

Znamé údaje: Pro 1. způsob řešení:

$$m(NH_4Cl) = 58 \text{ g}; V_1(H_2O) = 142 \text{ ml}; \rho(H_2O) = 1 \frac{g}{cm^3}; w = 0,2$$

Pro 2. způsob řešení:

$$m_1(NH_4Cl) = 58 \text{ g}; V_2(H_2O) = 142 \text{ ml}; \rho(H_2O) = 1 \frac{g}{cm^3}; w = 0,2$$

Chlorid amonný je čistá látka, jeho hmotnostní zlomek $w_1(NH_4Cl) = 1$.

Voda je čisté rozpouštědlo, její hmotnostní zlomek $w_{2,3}(H_2O) = 0$.

Hledané údaje: $V_3(H_2O) = ? \text{ ml}$

Řešení: 1. způsob:

Nejprve přepočítáme objem vody na hmotnost.

$$m_1(H_2O) = \frac{V_1(H_2O)}{\rho(H_2O)} = 142 \text{ g}$$

Dále spočítáme hmotnostní zlomek roztoku chloridu amonného ve 142 ml vody.

$$\begin{aligned} w_2(NH_4Cl) &= \frac{m(NH_4Cl)}{m_2(\text{roztok } NH_4Cl)} = \frac{m(NH_4Cl)}{m(NH_4Cl) + m_1(H_2O)} = \\ &= \frac{58}{58 + 142} = 0,29 \end{aligned}$$

Následně sestavíme směšovací rovnici a dosadíme známé údaje.

$$m_2 \cdot w_2 + m_3 \cdot w_3 = (m_2 + m_3) \cdot w$$

$$200 \cdot 0,29 = (200 + m_3) \cdot 0,2$$

$$m_3(H_2O) = 90 \text{ g}$$

Nakonec stačí přepočítat hmotnost vody na objem.

$$V_3(H_2O) = \frac{m_3(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \mathbf{90 \text{ ml}}$$

2. způsob:

Nejprve si přepočítáme objem vody na hmotnost.

$$m_2(H_2O) = \frac{V_2(H_2O)}{\rho(H_2O)} = 142 \text{ g}$$

V druhém kroku sestavíme směšovací rovnici a dosadíme známé údaje.

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 + m_3 \cdot w_3 = (m_1 + m_2 + m_3) \cdot w$$

$$58 \cdot 1 = (58 + 142 + m_3) \cdot 0,2$$

$$58 = 40 + 0,2 \cdot m_3$$

$$0,2 \cdot m_3 = 18$$

$$m_3(H_2O) = 90 \text{ g}$$

Nakonec stačí přepočítat hmotnost vody na objem.

$$V_3(H_2O) = \frac{m_3(H_2O)}{\rho(H_2O)} = \mathbf{90 \text{ ml}}$$

Odpověď: Pro přípravu 20% roztoku NH_4Cl , musíme roztok, který vznik rozpuštěním 58 g NH_4Cl ve 142 ml vody, zředit 90 ml vody.

6) Jaká bude molární koncentraci roztoku vzniklého smísením 1,2 l 0,6 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku K_2SO_4 s 750 ml 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztokem K_2SO_4 a 700 g K_2SO_4 ($\rho = 2,662 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$), za předpokladu zanedbání objemové kontrakce? $M(K_2SO_4) = 174,26 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Znamé údaje: $V_1 = 1,2 \text{ l} = 1,2 \text{ dm}^3$; $c_1 = 0,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $V_2 = 750 \text{ ml} = 0,75 \text{ dm}^3$;

$$c_2 = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}; m_3 = 700 \text{ g}; \rho_3 = 2,662 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3};$$

$$M(K_2SO_4) = 174,26 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hledané údaje: $c = ? \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Řešení: Nejprve přepočítáme hmotnost m_3 K_2SO_4 na objem.

$$V_3 = \frac{m_3}{\rho_3} = \frac{700}{2,662} \doteq 262,96 \text{ cm}^3 = 0,26296 \text{ dm}^3$$

V druhém kroku si vypočítáme látkové množství n_3 v 700 g K_2SO_4 .

$$n_3 = \frac{m_3}{M(K_2SO_4)} = \frac{700}{174,26} \doteq 4,017 \text{ mol}$$

Ze znalosti látkového množství n_3 a objemu V_3 nyní lze vypočítat koncentraci c_3 .

$$c_3 = \frac{n_3}{V_3} = \frac{4,017}{0,26296} \doteq 15,276 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Následně sestavíme směšovací rovnici a dosadíme známé údaje.

Za předpokladu zanedbání objemové kontrakce platí: $V_1 + V_2 + V_3 = V$.

$$V_1 \cdot c_1 + V_2 \cdot c_2 + V_3 \cdot c_3 = (V_1 + V_2 + V_3) \cdot c$$

$$1,2 \cdot 0,6 + 0,75 \cdot 0,2 + 0,26296 \cdot 15,276 = (1,2 + 0,75 + 0,26296) \cdot c$$

$$0,72 + 0,15 + 4,017 = 2,21296 \cdot c$$

$$2,21296 \cdot c = 4,887$$

$$c \doteq 2,208 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpověď: Koncentrace výsledného roztoku K_2SO_4 je $2,208 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

7) K výplachům oka za účelem odstranění nečistot, při lehčím zánětu spojivek či nepříjemných pocitech v oku (řezání, svědění) apod. se běžně využívá oční voda (Ophtal). Pokud roztok oční vody není k dispozici, lze využít sterilní roztok kyseliny borité s obsahem 1,63 – 1,75 hmotnostních %. V lékárně je k dostání 3% roztok (tzv. oční borová voda). Jaký objem 3% roztoku kyseliny borité ($\rho \doteq 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) musím smíchat s 5 ml vody ($\rho = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$), abychom získali roztok k výplachu očí? (Pro výpočet budeme brát střední hodnotu rozmezí hmotnostního procenta 1,69 %.) (48)

Znamé údaje: $w_1(\text{H}_3\text{BO}_3) = 0,03$; $\rho_1(\text{H}_3\text{BO}_3) \doteq 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$; $V_2(\text{H}_2\text{O}) = 5 \text{ ml}$;

$$\rho_2(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}; w = 0,0169$$

Roztok budeme ředit vodou, která má hmotnostní zlomek $w_2 = 0$.

Hledané údaje: $V_1 = ? \text{ ml}$

Řešení: Nejprve si vypočítáme hmotnost vody.

$$m_2 = \rho_2 \cdot V_2 = 5 \text{ g}$$

Pomocí směšovací rovnice vypočítáme hmotnost 3% roztoku kyseliny borité m_1 .

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$$m_1 \cdot 0,03 + 5 \cdot 0 = (m_1 + 5) \cdot 0,0169$$

$$0,03 m_1 = 0,0169 m_1 + 0,0845$$

$$0,0131 m_1 = 0,0845$$

$$m_1 \doteq 6,45 \text{ g}$$

Hmotnost 3% roztoku kyseliny borité přepočítáme na objem.

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} \doteq 6,45 \text{ ml}$$

Odpověď: Pro přípravu roztoku na výplach očí je třeba smíchat 6,45 ml 3% roztoku kyseliny borité s 5 ml vody.

8) V jakém hmotnostním a objemovém poměru je třeba smíchat 10% roztok HNO_3 ($\rho_{10\%} = 1,0543 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) a 34% roztok HNO_3 ($\rho_{34\%} = 1,2071 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) na přípravu 30% roztoku HNO_3 ?

Znamé údaje: $w_1 = 0,1$; $\rho_1 = 1,0543 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$; $w_2 = 0,34$; $\rho_2 = 1,2071 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$; $w = 0,3$

Hledané údaje: $\frac{m_1}{m_2} = ?$; $\frac{V_1}{V_2} = ?$

Řešení: V prvním kroku vypočítáme poměr hmotností roztoků.

1. způsob: využijeme směšovací rovnice.

$$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w$$

$$0,1 \cdot m_1 + 0,34 \cdot m_2 = 0,3 \cdot m_1 + 0,3 \cdot m_2$$

$$0,04 \cdot m_2 = 0,2 \cdot m_1$$

$$m_2 = 5 \cdot m_1$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{1}{5}$$

2. způsob: využijeme křížového pravidla.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{|w_2 - w|}{|w_1 - w|}$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{|0,34 - 0,3|}{|0,1 - 0,3|} = \frac{0,04}{0,2} = \frac{1}{5}$$

V druhém kroku ze znalosti poměru hmotností a hustot jednotlivých roztoků vypočítáme objemový poměr.

$$V = \frac{m}{\rho}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\frac{m_1}{\rho_1}}{\frac{m_2}{\rho_2}} = \frac{m_1 \cdot \rho_2}{m_2 \cdot \rho_1} = \frac{1 \cdot 1,2071}{5 \cdot 1,0543} = \frac{1,2071}{5,2715} \doteq \frac{1}{4,367}$$

Odpověď: 10% roztok HNO₃ a 34% roztok HNO₃ musíme smíchat v hmotnostním poměru 1:5 a objemovém poměru 1:4,367.

9) Pro odstranění vodního kamene se v domácnosti běžně používá kyselina citronová, která vodní kámen rozpouští. Pokud chceme odstranit vodní kámen z varné konvice, je třeba konvici naplnit 1,5 l vody ($\rho = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$), přidat lžičku kyseliny citronové (cca 15 g) a nechat povařit. Kolika procentní roztok kyseliny citronové byl využit? [0,99 %]

10) Vypočítejte molární koncentraci 200 ml roztoku, který vznikne rozpuštěním 28 g zelené skalice ve vodě. $M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278,05 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. [0,5035 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$]

11) Růžové víno obsahuje 12 % (objemových) ethanolu. Vypočítejte, jaký objem čistého ethanolu je ve 2 dl vína. [24 ml]

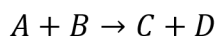
12) Kyselina mravenčí je přirozenou složkou medu, a proto se využívá k šetrné léčbě nákaz včelstev jako je například varroóza (onemocnění včel způsobené roztočem kleštíkem včelím). Její 60% roztok je za doprovodných opatření vhodný pro odpar shora, kdy během několika dnů dojde k zahubení roztočů (49). Kolik ml vody ($\rho = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) je třeba přidat k 180 g 85% roztoku kyseliny mravenčí, pro přípravu roztoku k léčbě nákaz včelstva? [75 ml]

13) V jakém hmotnostním a objemovém poměru musíme smíchat 30% roztok NH₃ ($\rho_{30\%} = 0,8920 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) a 6% roztok NH₃ ($\rho_{6\%} = 0,9730 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) pro přípravu 24% roztoku amoniaku? [$\frac{m_{6\%}}{m_{30\%}} = \frac{1}{3}$, $\frac{V_{6\%}}{V_{30\%}} \doteq \frac{1}{3,272}$]

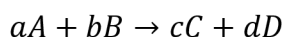
14) Za předpokladu zanedbání objemové kontrakce vypočítejte výslednou molární koncentraci roztoku, který vznikl smísením 1,5 l 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku s 500 ml 4 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku téže látky a 2 l vody. [0,575 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$]

12.2 Výpočty z chemických rovnic

Průběh každé chemické reakce lze vyjádřit pomocí reakčního schématu neboli nevyčíslené chemické rovnice. Reakční schéma nám dává informace pouze o tom, které látky do reakce vstoupily (reaktanty) a které reakcí vznikly (produkty) (42). Slouží tedy ke kvalitativnímu popisu chemického děje.



Tento zápis nazveme chemickou rovnicí, až pokud je vyčíslena, jsou doplněny všechny stechiometrické koeficienty, které vyjadřují, v jakém poměru jsou jednotlivé složky chemické reakce (33). Chemická rovnice je formálním zápisem chemické reakce.



A, B ... reaktanty,

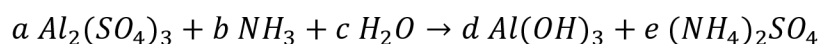
C, D ... produkty,

a, b, c, d ... stechiometrické koeficienty, poměr látkových množství látek, účastníků se chemické reakce.

12.2.1 Vyčíslování chemických rovnic

Vyčíslením chemické rovnice získáme správné hodnoty stechiometrických koeficientů. Ve vyčíslené rovnici se uplatňuje zákon zachování elektrického náboje a zákon zachování počtu atomů (45). K chemické rovnici můžeme přistupovat stejně jako k té matematické, tedy pravá strana se musí rovnat levé (42).

Obecný postup hledání koeficientů pro všechny typy rovnic je pomocí soustavy lineárních rovnic. Jedná se o pracný postup, a tak se volí především v případech vyčíslování komplikovanějších rovnic (42). Na místa koeficientů v reakčním schématu umístíme odpovídající počet proměnných $a, b \dots$ (33).



Z proměnných sestavíme jednotlivé rovnice soustavy tak, že každému prvku z reakce bude náležet právě jedna rovnice. Vycházíme z předpokladu, že počet atomů na jedné straně musí odpovídat počtu na straně druhé (42). Například ve výše uvedeném schématu se Al vyskytuje dvakrát s koeficientem a na pravé straně a jednou s koeficientem d na straně levé.

$$Al: 2a = d$$

$$S: 3a = e$$

$$O: 12a + c = 3d + 4e$$

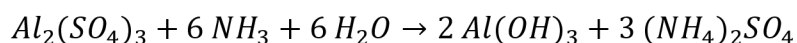
$$N: b = 2e$$

$$H: 3b + 2c = 3d + 8e$$

Rovnice soustavy jsou lineárně závislé, stačí tedy za jeden z koeficientů dosadit konkrétní hodnotu a dopočítat zbývající (33). Například dosadíme $a = 1$ a získáváme tyto hodnoty:

$$a = 1, \quad b = 6, \quad c = 6, \quad d = 2, \quad e = 3$$

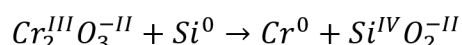
Pokud bychom po dosažení neobdrželi celá čísla, je třeba hodnoty vynásobit takovým číslem, aby byly koeficienty nejmenší celočíselné hodnoty (42). Nyní už stačí za proměnné dosadit vypočítané hodnoty do schématu. Získáváme chemickou rovnici:



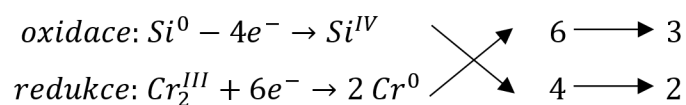
12.2.1.1 Oxidačně-redukční reakce

Při oxidačně-redukčních reakcích dochází k přesunu elektronů mezi reagujícími látkami, čehož využíváme pro vyčíslování těchto rovnic. Počet elektronů uvolněných při oxidačním ději se musí rovnat počtu přijatých elektronů při ději redukčním (42).

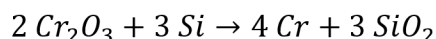
Zapišeme si reakční schéma reakce a najdeme v něm atomy, u kterých dochází ke změně oxidačního čísla.



Pod sebe vypíšeme dílčí reakce oxidace a redukce s počty uvolněných a přijatých elektronů (38). Následně provádíme úpravy, matematicky hledáme nejmenší společný násobek tak, aby se počet elektronů přijatých při redukci a uvolněných při oxidaci rovnal. Hodnoty vyměněných elektronů křížem zaměníme a zapišeme za rovnice. Pokud jdou čísla zkrátit, zkrátíme je (33). Získáváme tak v jakém poměru budou vynásobeny stechiometrické koeficienty u reaktantů a produktů v rovnici oxidačně-redukční reakce, které obsahují v molekule atomy těchto prvků (42).



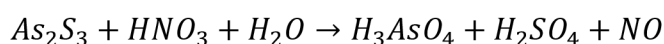
Stechiometrické koeficienty doplníme k reaktantům a produktům do schématu (u chromu na pravé straně musíme stechiometrický koeficient 2 získaný křížovým pravidlem ještě vynásobit dvojkou, kterou jsme mu přiřadili v dílčí reakci z důvodu zachování počtu atomů) a dopočítáme zbývající stechiometrické koeficienty molekul, které se nezúčastní oxidace a redukce. Získáváme tak následující rovnici:



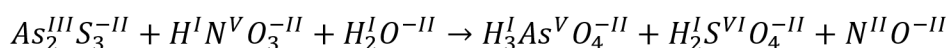
Kontrolou nám u těchto rovnic bude rovnost počtu atomů na pravé a levé straně.

U redoxních reakcí se můžeme setkat i s případy, kde se oxidační číslo mění u více než dvou prvků. Tyto rovnice vyčíslujeme stejným způsobem, jako je uvedeno výše, máme pouze více dílčích reakcí. Vyměněné elektrony se u stejného typu reakce (oxidace, respektive redukce) sečtou a až poté dochází ke křížové záměně (42).

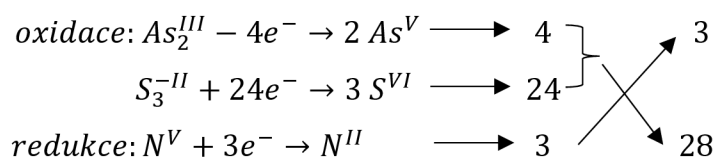
Příklad oxidačně-redukční reakce, kde se oxidační číslo mění u více než dvou prvků:



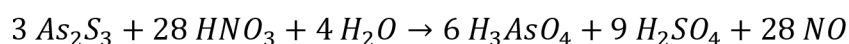
Zapišeme schéma chemické reakce a doplníme oxidační čísla jednotlivých atomů, případně iontů.



Vypíšeme dílčí reakce – oxidace a redukce.

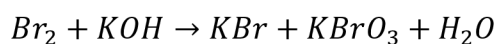


Stechiometrický koeficient 3 připišeme k As_2S_3 a koeficient 28 k HNO_3 . Dopočítáme zbývající stechiometrické koeficienty tak, aby se počet prvků na pravé straně rovnal počtu na straně levé.

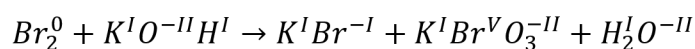


Dalšími typy redoxních reakcí jsou disproportionace a synproportionace. Jedná se o to, že se v rovnici oxiduje a redukuje atom téhož prvku. Způsob vyčíslování je totožný jako u běžných oxidačně-redukčních reakcí, v dílčích reakcích vystupují ale pouze atomy stejného prvku (42).

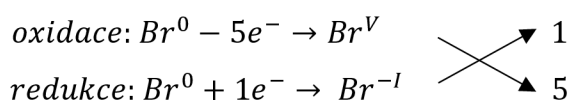
Disproportionace:



Zapišeme schéma chemické reakce a doplníme oxidační čísla jednotlivých atomů.



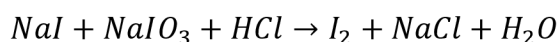
V uvedené rovnici se Br oxiduje a zároveň redukuje:



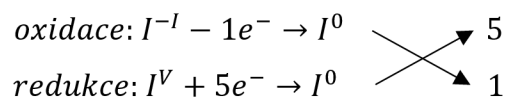
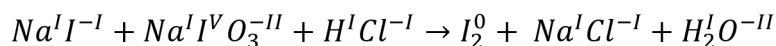
Stechiometrický koeficient jedna se do rovnice nepíše, stochiometrický koeficient pět zapišeme ke KBr. Dopočítáme zbývající stochiometrické koeficienty.



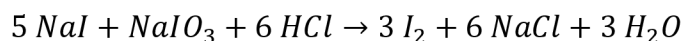
Synproporcionace:



Zapišeme schéma chemické reakce a doplníme oxidační čísla jednotlivých atomů.

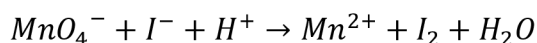


Stechiometrický koeficient pět připišeme k NaI, stochiometrický koeficient 1 se do rovnice nepíše. Následně dopočítáme zbývající stochiometrické koeficienty.

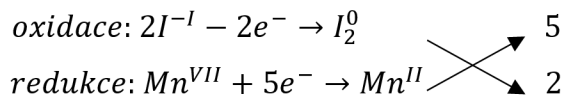
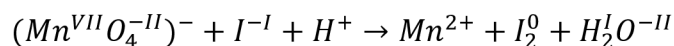


V některých případech není potřeba zapisovat celou reakci, ale pouze ionty, které spolu reagují, takovouto rovnici nazýváme oxidačně-redukční rovnice v iontovém tvaru (43). Postup na vyčíslení takovýchto rovnic je stejný jako u rovnic v „plném“ tvaru, ale navíc se zavádí pravidlo rovnosti náboje: součet nábojů na pravé straně se musí rovnat součtu nábojů na straně levé (42).

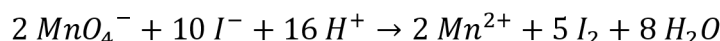
Příklad oxidačně-redukční rovnice v iontovém tvaru:



Zapišeme schéma chemické reakce a doplníme oxidační čísla jednotlivých atomů, případně iontů.



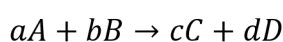
Stechiometrický koeficient pět připišeme k I_2 , stechiometrický koeficient 2 k Mn^{2+} . Následně dopočítáme zbývající stechiometrické koeficienty.



12.2.2 Výpočty z chemických rovnic

Prvním krokem pro kvantitativní posouzení chemických reakcí je správné sestavení a vyčíslení rovnic. Poměr látkových množství dvou reagujících látek je roven poměru příslušných stechiometrických koeficientů tzv. stechiometrickému poměru (42).

Pro obecnou rovnici



tedy platí vztahy (43):

$$\frac{n(A)}{n(B)} = \frac{a}{b} \quad \frac{n(C)}{n(D)} = \frac{c}{d} \quad \frac{n(A)}{n(D)} = \frac{a}{d} \quad \frac{n(C)}{n(B)} = \frac{c}{b} \quad \dots$$

Výpočty látkového množství n [mol] provádíme dosazením do známých vztahů s přihlédnutím k povaze sledovaných látek. Využíváme k tomu veličiny jako je hmotnost m [kg], hmotnostní zlomek w , molární hmotnost M [$\frac{g}{mol}$], molární koncentrace c [$\frac{mol}{dm^3}$], objem V [m^3], molárního objemu V_m ($22,41 \cdot 10^{-3} \frac{m^3}{mol}$ za normálního podmínek: 273,15 K, 101 325 Pa) a podobně (45).

Vycházíme ze základních chemických pojmů a vztahů. Molární hmotnost M je fyzikální veličina, která vyjadřuje hmotnost jednotkového látkového množství. Platí tedy vztah (44):

$$M = \frac{m}{n}$$

Molární hmotnost V_m je fyzikální veličina, která vyjadřuje objem jednotkového látkového množství plynu. Platí tedy vztah (45):

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Vztah pro výpočet molární koncentrace c byl zaveden v kapitole 9.1.1.

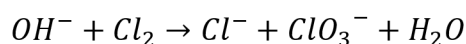
$$c(A) = \frac{n(A)}{V}$$

U výpočtů z chemických rovnic se můžeme setkat také s pojmy výtěžek reakce: teoretický a skutečný (praktický) výtěžek reakce, výtěžnost reakce. Skutečný (praktický) výtěžek reakce udává množství vzniklého produktu při chemické reakci. Teoretický výtěžek představuje maximální množství produktu, které by bylo možné získat při úplném zreagování limitujícího reaktantu. Získaný výtěžek je zpravidla nižší z toho důvodu, že chemické reakce probíhají pouze do rovnovážného stavu, mohou probíhat vedlejší reakce, musíme počítat ztráty při oddělování a čištění produktů. Množství produktů, které reakcí získáme, nazýváme skutečný (praktický) výtěžek. Výtěžnost reakce udává poměr skutečného výtěžku k teoretickému výtěžku. Výtěžnost se a často udává v procentech (45).

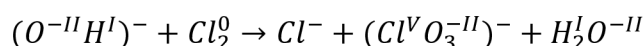
12.2.3 Příklady

1) Chlorečnany lze připravit disproportionační reakcí zaváděním chloru do horkého roztoku hydroxidu. Zapište reakční schéma reakce v iontovém tvaru a vyčíslte jej.

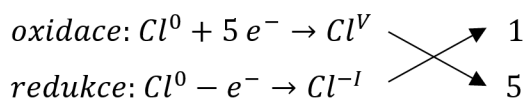
Řešení: Disproporcionce je reakce, kde se reaktant zároveň oxiduje a redukuje. V našem případě se chlor oxiduje na chlorečnany a redukovat se může pouze na chloridy. Zapišeme si reakční schéma.



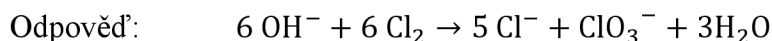
K jednotlivým atomům, případně iontům doplníme oxidační čísla.



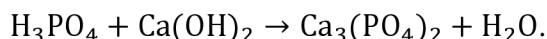
Nyní si vypíšeme dílčí reakce: redukci a oxidaci chloru.



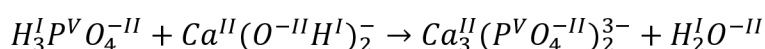
Chloridovým iontů přiřadíme ve schématu stechiometrický koeficient 5, chlorečnanovým 1, který se do rovnice nepíše, a zbylé koeficienty dopočítáme tak, aby se počet prvků na pravé straně rovnal počtu na straně levé.



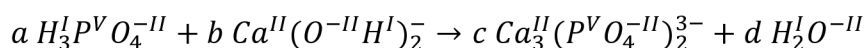
2) Doplňte stechiometrické koeficienty v následujícím reakčním schématu:



Řešení: Nejprve si ve schématu doplníme oxidační čísla u jednotlivých prvků.



Po doplnění vidíme, že během reakce nedochází ke změně oxidačního čísla u žádných z prvků, nejedná se tedy o redoxní reakci. Pro vyčíslení reakce budeme muset použít soustavu lineárních rovnic. Do rovnice si na místa stechiometrických koeficientů doplníme neznámé a, b, c, d .



Pro každý prvek ve schématu vytvoříme rovnici, která bude představovat počet prvků u jednotlivých neznámých koeficientů. Vycházíme z předpokladu, že počet prvků na levé straně rovnice se musí rovnat počtu prvků na pravé straně.

$$\text{H: } 3a + 2b = 2d$$

$$\text{P: } a = 2c$$

$$\text{O: } 4a + 2b = 8c + d$$

$$\text{Ca: } b = 3c$$

Za jeden z koeficientů dosadíme a dopočítáme zbylé. Například pro $a = 1$:
 $b = 1,5$; $c = 0,5$; $d = 3$

Koeficienty chceme v celočíselném tvaru, proto je třeba je vynásobit dvěma.

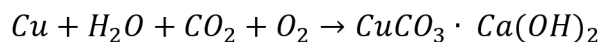
$$a = 2, b = 3, c = 1, d = 6$$

Za neznámé a, b, c, d dosadíme do schématu a tím získáme vyčíslenou rovnici chemické reakce.

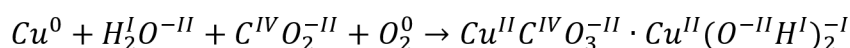
Odpověď: $2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

3) Na povrchu měděných a bronzových předmětech se vlivem působení kyslíku, oxidu uhličitého a vlhkosti vytváří tenká korozivní vrstvička modrozelené měděnky. Chemicky se jedná o hydroxid-uhličitan měďnatý. Zapište reakční schéma koroze mědi a vyčíslete jej.

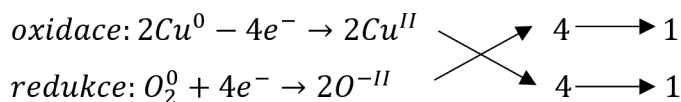
Řešení: Jako první si zapišeme reakční schéma.



Doplníme oxidační čísla u jednotlivých prvků.



Vidíme, že v reakci dochází k redoxnímu ději, zapišeme si tedy dílčí reakce redukce a oxidace:



Získané stechiometrické koeficienty doplníme do schématu, u mědi na pravé straně nesmíme zapomenout vynásobit stechiometrický koeficient získaný křížovým pravidlem ještě dvojkou, kterou jsme mu přiřadili v dílčí reakci z důvodu zachování počtu atomů. Dopočítáme zbývající koeficienty.

Odpověď: $2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuCO}_3 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$

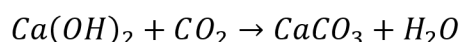
4) Hašené vápno má mnoho využití ve stavebnictví, je přísadou do malt, omítkových směsí a nátěrových hmot na stěny. Při tuhnutí hydroxidu vápenatého v maltě dochází k reakci se vzdušným oxidem uhličitým. Jaký objem v vody v ml ($\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) se odpaří ze 3 kg hydroxidu vápenatého při tuhnutí malty za vzniku uhličitanu vápenatého? $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,093 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Znamé údaje: $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3 \text{ kg} = 3\,000 \text{ g}$, $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74,093 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, \rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Hledané údaje: $V(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Řešení: Nejprve je třeba zapsat schéma reakce a vyčíslit ho.



Stechiometrický poměr $Ca(OH)_2$ a H_2O je roven poměru jejich látkových množství.

Z rovnice vyplývá, že látkové množství $n(Ca(OH)_2) = n(H_2O)$.

Ze znalosti hmotnosti a molární hmotnosti $Ca(OH)_2$ vypočítáme látkové množství, které poté využijeme pro výpočet objemu vody.

$$n(Ca(OH)_2) = \frac{m(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2)} = \frac{3000}{74,093} \doteq 40,49 \text{ mol}$$

$$n(H_2O) = n(Ca(OH)_2) \doteq 40,49 \text{ mol}$$

$$m(H_2O) = n(H_2O) \cdot M(H_2O) = 40,49 \cdot 18,015 \doteq 729,43 \text{ g}$$

$$V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)} \doteq \mathbf{729,43 \text{ ml}}$$

Odpověď: Při tuhnutí malty se odpaří přibližně 730 ml vody.

5) Rozpuštěním 15 g nečistého zinku ve zředěné kyselině chlorovodíkovou bylo získáno 29,5 g $ZnCl_2$. Jaké bylo množství čistého zinku v reaktantu a kolik procent nečistot obsahoval? $M(ZnCl_2) = 136,315 \frac{g}{mol}$; $A(Zn) = 65,409 \frac{g}{mol}$

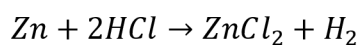
Znamé údaje: $m(Zn - \text{zněč.}) = 15 \text{ g}$; $m(ZnCl_2) = 29,5 \text{ g}$;

$$M(ZnCl_2) = 136,315 \frac{g}{mol}; A_r(Zn) = 65,409$$

Hledané údaje: $m(Zn) = ? \text{ g}$; % nečistot = ?

Schéma reakce: $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Řešení: V prvním kroku vyčíslíme rovnici reakce.



Z rovnice vyplývá, že $n(Zn) = n(ZnCl_2)$.

Ze znalosti hmotnosti a molární hmotnosti vzniklého $ZnCl_2$ vypočítáme látkové množství $ZnCl_2$.

$$n(ZnCl_2) = \frac{m(ZnCl_2)}{M(ZnCl_2)} = \frac{29,5}{136,315} \doteq 0,2164 \text{ mol}$$

Z rovnosti látkových množství a znalosti atomové hmotnosti Zn, můžeme spočítat hmotnost čistého zinku (pouze ten zreagoval).

$$m(\text{Zn}) = n(\text{Zn}) \cdot A(\text{Zn}) = n(\text{ZnCl}_2) \cdot A(\text{Zn}) = 0,2164 \cdot 65,409 = \\ = \mathbf{14,155 \text{ g}}$$

Hmotnost nečistot je pak rozdíl hmotnosti znečištěného a čistého zinku.

$$m(\text{nečistot}) = m(\text{Zn} - \text{zněč.}) - m(\text{Zn}) = 15 - 14,155 = 0,845 \text{ g}$$

Procentuální zastoupení nečistot v reaktantu můžeme vypočítat trojčlenkou.

$$\begin{array}{l} \uparrow 100 \% \dots\dots\dots 15 \text{ g} \uparrow \\ | x \% \dots\dots\dots 0,845 \text{ g} | \end{array}$$

$$x = \frac{100 \cdot 0,845}{15} \doteq \mathbf{5,634 \%}$$

Odpověď: V 15 g znečištěného zinku je obsaženo 14,155 g čistého zinku a 5,634 % nečistot.

6) Pro obnovování kyslíku v ponorkách a vesmírných plavidlech se využívá reakce peroxidu sodného s oxidem uhličitým. Vedlejším produktem je uhličitán sodný. Jaký objem kyslíku v litrech vznikne z 1,3 kg Na_2O_2 za normálních podmínek? $M(\text{Na}_2\text{O}_2) = 77,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

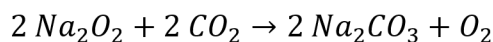
Znamé údaje: $m(\text{Na}_2\text{O}_2) = 1,3 \text{ kg} = 1300 \text{ g}$; $M(\text{Na}_2\text{O}_2) = 77,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

$$V_m = 22,41 \cdot 10^{-3} \frac{\text{m}^3}{\text{mol}} = 22,41 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

Hledané údaje: $V(\text{O}_2) = ? \text{ dm}^3$

Schéma reakce: $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$

Řešení: V prvním kroku je třeba vyčíslit rovnici reakce.



Z rovnice vyplývá, že ze dvou molů Na_2O_2 vznikne jeden mol O_2 .

$$n(\text{Na}_2\text{O}_2) = 2 \cdot n(\text{O}_2) \rightarrow n(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Na}_2\text{O}_2)$$

Ze znalosti hmotnosti a molární hmotnosti Na_2O_2 můžeme vypočítat jeho látkové množství.

$$n(\text{Na}_2\text{O}_2) = \frac{m(\text{Na}_2\text{O}_2)}{M(\text{Na}_2\text{O}_2)} = \frac{1300}{77,98} \doteq 16,67 \text{ mol}$$

Za normálních podmínek pro plyn platí:

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Pomocí tohoto vztahu, znalosti hodnoty V_m a látkového množství lze vypočítat objem vzniklého kyslíku.

$$\begin{aligned} V(O_2) &= n(O_2) \cdot V_m = \frac{1}{2} \cdot n(Na_2O_2) \cdot V_m = \frac{1}{2} \cdot 16,67 \cdot 22,41 \doteq \\ &\doteq 186,8 \text{ dm}^3 \doteq \mathbf{186,8 \text{ l}} \end{aligned}$$

Odpověď: Reakcí 1,3 kg peroxidu sodného s oxidem uhličitým vznikne 186,8 l kyslíku.

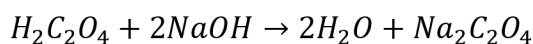
7) Vypočítejte molární koncentraci c roztoku hydroxidu sodného, jestliže 40 ml tohoto roztoku zneutralizovalo 350 ml $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku kyseliny šťavelové.

Znamé údaje: $V(\text{NaOH}) = 40 \text{ ml} = 0,04 \text{ dm}^3$; $V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 350 \text{ ml} = 0,35 \text{ dm}^3$;
 $c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Hledané údaje: $c(\text{NaOH}) = ? \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Schéma reakce: $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Řešení: Nejprve musíme rovnici reakce vyčíslit.



Z rovnice vyplývá, že jeden mol kyseliny šťavelové reaguje se dvěma moly hydroxidu sodného.

$$n(\text{NaOH}) = 2 \cdot n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

V prvním kroku ze znalosti molární koncentrace a objemu kyseliny šťavelové vypočítáme její látkové množství.

$$n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = c(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,1 \cdot 0,35 = 0,035 \text{ mol}$$

Následně už jsme schopni vypočítat hledanou koncentraci hydroxidu sodného, využijeme k tomu látkové množství kyseliny šťavelové a objemu NaOH.

$$c(\text{NaOH}) = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})} = \frac{2 \cdot n(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{V(\text{NaOH})} = \frac{2 \cdot 0,035}{0,04} = \mathbf{1,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}$$

Odpověď: Molární koncentrace hydroxidu sodného potřebného k neutralizaci $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku kyseliny šťavelové je $1,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

8) Jaká byla výtěžnost reakce, jestliže reakcí 13 g oxidu křemičitého s uhlíkem vzniklo 7,3 g karbidu křemíku. $M(\text{SiO}_2) = 60,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M(\text{SiC}) = 40,096 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

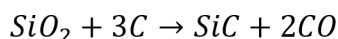
Znamé údaje: $m(\text{SiO}_2) = 13 \text{ g}$; $M(\text{SiO}_2) = 60,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $m_s(\text{SiC}) = 7,3 \text{ g}$;

$$M(\text{SiC}) = 40,096 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hledané údaje: Výtěžnost reakce v %

Schéma reakce: $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{SiC} + \text{CO}$

Řešení: Nejdříve je třeba vyčíslit rovnici reakce oxidu křemičitého s uhlíkem.



Z rovnice získáváme informace o tom, v jakém poměru látkových množství je SiO_2 a získaný SiC .

$$n(\text{SiO}_2) = n(\text{SiC})$$

Výtěžnost reakce je definována jako poměr skutečného výtěžku ku teoretickému výtěžku. Proto je nutné v prvním kroku spočítat látkové množství SiO_2 , díky kterému spolu se znalostí molární hmotnosti SiC získáme teoretický výtěžek reakce.

$$n(\text{SiO}_2) = \frac{m(\text{SiO}_2)}{M(\text{SiO}_2)} = \frac{13}{60,085} \doteq 0,2164 \text{ mol}$$

$$m_t(\text{SiC}) = n(\text{SiC}) \cdot M(\text{SiC}) = n(\text{SiO}_2) \cdot M(\text{SiC}) = 0,2164 \cdot 40,096 \doteq 8,68 \text{ g}$$

Nyní už máme všechny potřebné údaje pro výpočet výtěžnosti.

$$\frac{m_s}{m_t} = \frac{7,3}{8,68} \doteq 0,8410$$

Procentuální výtěžnost získáme vynásobením výtěžnosti 100 %.

$$0,8410 \cdot 100 \% = \mathbf{84,1 \%}$$

Odpověď: Výtěžnost reakce byla 84,1 %.

9) Jaké množství síranu nikelnatého vzniklo rozpuštěním uhličitanu nikelnatého ve 460 ml 10% roztoku kyseliny sírové ($\rho = 1,0661 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$)?

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,079 \frac{\text{g}}{\text{mol}} ; M(\text{NiSO}_4) = 154,75 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Znamé údaje: $V(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) = 460 \text{ ml}$; $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$;

$$\rho(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0661 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Hledané údaje: $m(\text{NiSO}_4) = ?$

Schéma reakce: $\text{NiCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Řešení: Rovnice již není třeba vyčíslovat (platí zachování počtu atomů). Z jednoho atomu kyseliny sírové vznikne jeden mol síranu nikelnatého.

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{NiSO}_4)$$

V prvním kroku spočítáme hmotnost 10% roztoku kyseliny sírové.

$$m = \rho \cdot V$$

$$\begin{aligned} m(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) &= \rho(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0661 \cdot 460 = \\ &= 490,406 \text{ g} \end{aligned}$$

Dále pomocí hmotnostního zlomku spočítáme hmotnost 100% kyseliny sírové.

$$w(A) = \frac{m(A)}{m}$$

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= w(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m(10\% \text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 490,406 = \\ &= 49,0406 \text{ g} \end{aligned}$$

Následně vypočítáme látkové množství 100% kyseliny sírové.

$$n = \frac{m}{M}$$

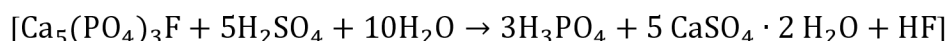
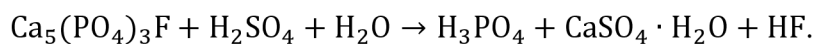
$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{49,0406}{98,079} \doteq 0,5 \text{ mol}$$

Nakonec využijeme získané látkové množství kyseliny sírové k výpočtu hmotnosti vzniklého NiSO_4 .

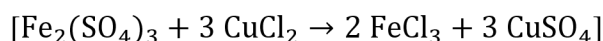
$$\begin{aligned} m(\text{NiSO}_4) &= n(\text{NiSO}_4) \cdot M(\text{NiSO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{NiSO}_4) = \\ &= 0,5 \cdot 154,75 \doteq \mathbf{77,375 \text{ g}} \end{aligned}$$

Odpověď: Rozpuštěním uhličitanu nikelnatého ve 460 ml 20% kyseliny sírové vznikne 77,375 g NiSO₄.

10) Kyselinu fosforečnou je možné připravit reakcí kyseliny sírové s fluoroapatitem. Doplňte stechiometrické koeficienty do uvedeného schématu reakce.



11) Vyčíslíte reakční schéma $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{CuSO}_4$.



12) Srážením síranu železitého s roztokem hydroxidu sodného lze získat červenohnědý hydroxid železitý. Jaké množství $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ je třeba pro přípravu 45 g $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

$$M(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 399,88 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 106,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

[84,19 g]

13) Na povrch přezhnutých keramických výrobků a obkladů se z estetických, ale i technických důvodů nanáší glazura, tenká vrstva sklovitého povlaku. Glazura uzavírá pórovitost střepe a tím zvyšuje jeho mechanickou odolnost, slouží ale také jako způsob dekorativního zkrášlení (různá barevnost). Jako bílé barvivo se v glazurách dlouhodobě využívá oxid cíničitý. Jeho hlavním využitím je však výroba cínu žárovou redukcí uhlíkem. Jaká je procentuální výtěžnost reakce, jestliže z 25 g oxidu cíničitého vznikne 10 g cínu?

$$M(\text{SnO}_2) = 150,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; A(\text{Sn}) = 118,710 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

[50,78 %]

14) Jaké množství $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ vykrytalizuje reakcí roztoku kyseliny chlorovodíkové se 20 ml $6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku hydroxidu barnatého? $M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 244,27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

[29,31 g]

15) Raketové motory na kapalná paliva jsou výkonnější a účinnější než motory na tuhá paliva. K pohonu využívají jak paliv, tak oksylichovadel v kapalném stavu. Jedním z možných druhů paliv je hydrazin spolu s oxidem dusičitým jako oksylichovadlem. Jedná se o směs hypergolicou (reakce započne hned po smíchání složek směsi). Pomocí uvedeného schématu

reakce: $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ vypočítejte, jaký objem dusíku se uvolní při reakci z 600 ml N_2H_4 ($\rho(\text{N}_2\text{H}_4) = 1,011 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) za normálních podmínek. $M(\text{N}_2\text{H}_4) = 32,0456 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
[636,31 dm³]

12.3 Výpočty pH

12.3.1 Iontové rovnováhy v roztocích

Iontové rovnováhy se zavádějí v roztocích, v nichž některé částice nesou elektrický náboj. Látky, které v roztocích vystupují ve formě iontů, nazýváme elektrolyty. Jejich vznik je způsoben interakcí s molekulami polárního rozpouštědla, kdy dochází k disociaci (štěpení) látky na ionty (45).

Roztoky dělíme podle elektrostatické interakce mezi ionty na roztoky ideální, jedná se o zředěné roztoky, kde se ionty pohybují nezávisle na sobě a interakce mezi nimi je zanedbatelná. Děje, které probíhají v ideálních roztocích, můžeme popsat pomocí vztahů vyjádřených koncentracemi látek c . Dalším typem roztoků jsou roztoky reálné, koncentrovanější roztoky, kde se ionty ovlivňují elektrostatickými silami. Pro popis probíhajících dějů v reálných roztocích využíváme stejných vztahů jako u roztoků ideálních, místo koncentrace ale zavedeme veličinu, která zohledňuje vzájemné interakce – iontovou aktivitu definovanou vztahem (44):

$$a = \gamma \cdot c$$

γ ... aktivitní koeficient,

c ... molární koncentrace v $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Aktivitní koeficient je závislý na iontové síle a při dostatečném zředění pro něj platí limitní Debye – Hückelův zákon (45):

$$-\log \gamma_i = A \cdot z_i^2 \sqrt{I}$$

A ... konstanta, která má pro vodu hodnotu $A = 0,509$,

z ... náboj iontu,

I ... iontová síla roztoku.

Iontová síla je veličina, která udává množství všech iontů a jejich náboj v roztoku. Je definovaná vztahem (45):

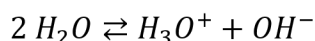
$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2$$

z_i ... náboj i -tého iontu,

c_i ... molární koncentrace i -tého iontu v jednotkách $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

12.3.2 Disociace vody a pH

Voda má amfoterní vlastnosti, její molekuly mohou, jak přijímat, tak odevzdávat protony. Disociace vody probíhá dle chemické rovnice (38):



Ve vodném prostředí probíhá tzv. autoprotolýza vody a lze pro ni odvodit rovnovážnou konstantu (44):

$$K_a = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-}}{(a_{H_2O})^2} \approx \frac{[OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2O]^2}$$

Při disociaci vody se na ionty přemění jen velmi malé množství molekul, a proto lze aktivitu nedisociovaných molekul prohlásit za konstantní, definujeme novou konstantu,

$$K_V = K_a \cdot (a_{H_2O})^2 \approx K_a \cdot [H_2O]^2$$

kteřá se nazývá iontový součin vody (44):

$$K_V = a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-} \approx [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

Iontový součin je závislý na teplotě a při 25 °C má hodnotu $K_V = 10^{-14}$. Součin aktivit (koncentrací) H_3O^+ a OH^- má tuto hodnotu nejen v čisté vodě, ale i ve vodných roztocích. Toho se využívá ve výpočtech pH (42).

Protože počítání se zápornými exponenty není příliš praktické, byla zavedena logaritmická stupnice, kterou nazýváme pH stupnice. pH je pak definováno jako záporný dekadický logaritmus aktivity (koncentrace) H_3O^+ iontů (38):

$$pH = -\log a_{H_3O^+} \approx -\log[H_3O^+]$$

Z iontového součinu vody vyplývá (44):

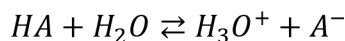
$$a_{H_3O^+} \cdot a_{OH^-} = 10^{-14}$$

$$-\log a_{H_3O^+} - \log a_{OH^-} = 14$$

$$pH + pOH = 14$$

12.3.3 Disociace kyselin a zásad

Kyselina HA ve vodě disociuje podle následující rovnice.



Rovnováhu, která se ustanoví, můžeme charakterizovat pomocí rovnovážné konstanty (44).

$$K_a = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA} \cdot a_{H_2O}}$$

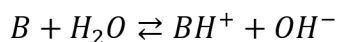
Aktivita vody jako rozpouštědla se při disociaci příliš nemění, lze aktivitu nedisociovaných molekul prohlásit za konstantní. Definujeme novou konstantu,

$$K_{HA} = K_a \cdot a_{H_2O} = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}}$$

kteřou nazýváme disociační konstanta kyseliny. Pokud se jedná o ideální roztok, můžeme aktivity nahradit koncentracemi (44).

$$K_{HA} = \frac{a_{H_3O^+} \cdot a_{A^-}}{a_{HA}} \approx \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

Disociaci zásady B ve vodě můžeme zapsat rovnicí.



Rovnováhu zde charakterizuje disociační konstanta zásady, kterou odvodíme obdobným způsobem jako u kyseliny (44).

$$K_B = \frac{a_{BH^+} \cdot a_{OH^-}}{a_B} \approx \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

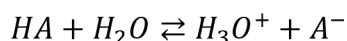
Pro vyjádření míry disociace kyselin (zásad) se používá disociační stupeň α , který je definován jako podíl koncentrace nebo aktivity disociovaných částic k celkové koncentraci nebo aktivitě kyseliny (zásady) (45):

$$\alpha = \frac{a_{A^-}}{a_{HA}} = \frac{a_{H_3O^+}}{a_{HA}} \approx \frac{[A^-]}{c_{HA}} = \frac{[H_3O^+]}{c_{HA}} \qquad \alpha = \frac{a_{BH^+}}{a_B} = \frac{a_{OH^-}}{a_B} \approx \frac{[BH^+]}{c_B} = \frac{[OH^-]}{c_B}$$

Následující vztahy jsou vyjádřeny pro výpočet přibližných hodnot pH zředěných vodných roztoků ($\gamma_{H_3O^+} = 1$).

12.3.4 pH silných kyselin a silné zásady

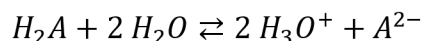
Silné kyseliny jsou takové kyseliny, které se ve vodném roztoku zcela disociují na ionty, disociační stupeň se blíží k jedné. Koncentraci hydroxoniových iontů lze ztotožnit s celkovou koncentrací kyseliny. Pro pH silné jednosytné kyseliny platí, že z jedné molekuly kyseliny vzniká jedna molekula H_3O^+ :



pro pH proto platí (39):

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log c_{HA}$$

Pro silné dvojsytné kyseliny platí, že z jedné molekuly kyseliny vznikají hned dvě molekuly H_3O^+ :

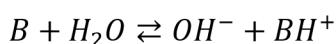


to je třeba zahrnout do výpočtu pH (39):

$$pH = -\log(2 \cdot c_{H_2A})$$

Silné zásady, obdobně jako silné kyseliny, ve vodném roztoku zcela disociují. Koncentrace zásady se rovná koncentraci OH^- . Ve výpočtu pH je třeba opět zohlednit, kolika sytná zásada je (39).

Pro silné jednosytné báze platí



pH silné jednosytné zásady se vypočítá následovně (39):

$$pH = 14 - pOH$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log c_B$$

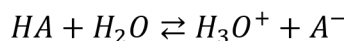
Pro silné dvojsytné báze pak:

$$pH = 14 + \log(2 \cdot c_B)$$

12.3.5 pH slabé kyseliny a slabé zásady

Slabé kyseliny a zásady na rozdíl od silných kyselin a zásad ve vodných roztocích disociují jen částečně (39).

Dle chemické reakce disociace kyseliny ve vodném prostředí



pro disociační konstantu slabé kyseliny platí (39):

$$K_{HA} = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} = \frac{c_{HA}\alpha \cdot c_{HA}\alpha}{c_{HA} - c_{HA}\alpha} = \frac{c_{HA}\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Bliží-li se disociační stupeň α k nule ($\alpha \ll 1$), výraz ve jmenovateli ($1 - \alpha$) se blíží k jedné a uvedený vztah pro disociační konstantu se zjednoduší na tvar (38):

$$K_{HA} = c_{HA}\alpha^2$$

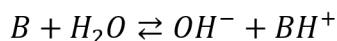
Po dosazení ze vztahu pro α a úpravě získáváme vzorec pro výpočet pH slabé kyseliny (39):

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_{HA} \cdot c_{HA}}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\frac{1}{2}\log K_{HA} - \frac{1}{2}\log c_{HA}$$

$$pH = \frac{1}{2}pK_{HA} - \frac{1}{2}\log c_{HA}$$

Slabé zásady stejně jako slabé kyseliny ve vodných roztocích zcela nedisociují. Dle chemické reakce báze ve vodném prostředí



pro disociační konstantu slabé báze platí rovnost (45):

$$K_B = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

Obdobným způsobem jako u kyseliny se dostaneme ke vztahu pro pH slabých zásad (39):

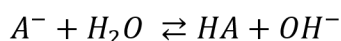
$$pH = 14 - \frac{1}{2}pK_B + \frac{1}{2}\log c_B$$

12.3.6 pH solí

Rozpuštění solí závisí jak na charakteru složek tvořících sůl, tak na povaze rozpouštědla. Soli se v roztocích prakticky zcela disociují na ionty (45).

Pokud ve vodě rozpustíme sůl, která vznikla neutralizací silné kyseliny se silnou zásadou, ionty vzniklé disociací soli s molekulami vody nereagují. Jediným zdrojem H_3O^+ a OH^- je autoprotolýza vody, pH roztoku je tedy rovno pH čistého rozpouštědla (44).

Roztoky vzniklé rozpuštěním soli slabé kyseliny HA a silné zásady B už se chovají jinak. Ve vodném prostředí sůl zcela disociuje na ionty BH^+ a A^- . Aniont slabé kyseliny reaguje s vodou:



Této reakci se říká hydrolyza soli. Její rovnováhu lze popsat hydrolytickou konstantou,

$$K_h = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

ktehou můžeme vyjádřit za pomoci disociační konstanty kyseliny K_{HA} (44).

$$K_h = \frac{K_V}{K_{HA}}$$

Analogicky, jako se u kyselin a zásad zaváděl disociační stupeň, se u solí zavádí stupeň hydrolyzy γ .

$$\gamma = \frac{[HA]}{c_{soli}} = \frac{[OH^-]}{c_{soli}}$$

Zanedbáme-li ionty OH^- původně vzniklé disociací vody, získáváme pro hydrolytickou konstantu následující vztah (44).

$$K_h = \frac{K_V}{K_{HA}} = \frac{c_{soli} \cdot \gamma^2}{1 - \gamma}$$

Bliží-li se stupeň hydrolyzy γ k nule ($\gamma \ll 1$), výraz ve jmenovateli ($1 - \gamma$) se blíží k jedné a uvedený vztah pro disociační konstantu se zjednoduší na tvar:

$$K_h = \frac{K_V}{K_{HA}} = c_{soli} \cdot \gamma^2$$

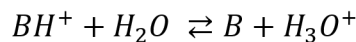
Po dosazení vztahu pro γ a úpravě získáváme vzorec pro výpočet pH soli slabé kyseliny a silné zásady (44).

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_V \cdot K_{HA}}{c_{soli}}}$$

$$-\log[H_3O^+] = -\frac{1}{2} \log K_V - \frac{1}{2} \log K_{HA} + \frac{1}{2} \log c_{soli}$$

$$\mathbf{pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_{HA} + \log c_{soli})}$$

V roztoku soli vzniklé neutralizací silné kyseliny a slabé zásady podléhá hydrolyze pouze kation slabé zásady:



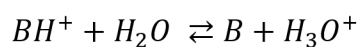
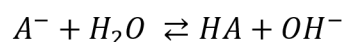
pro hydrolytickou konstantu platí rovnost.

$$K_h = \frac{[B] \cdot [H_3O^+]}{[BH^+]}$$

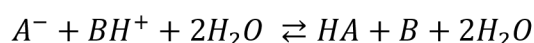
Obdobným způsobem jako u soli slabé kyseliny a silné zásady se dostaneme ke vztahu pro pH soli silné kyseliny a slabé zásady (44):

$$\mathbf{pH = 7 - \frac{1}{2}(pK_B + \log c_{soli})}$$

V případě rozpuštění soli slabé kyseliny a slabé zásady v roztoku hydrolyzuje jak aniont slabé kyseliny, tak kationt slabé báze.



Sumárně lze tedy rovnici hydrolyzy napsat následujícím způsobem:



Dané rovnici odpovídá konstanta hydrolyzy.

$$K_h = \frac{[B] \cdot [HA]}{[BH^+] \cdot [A^-]} = \frac{K_V}{K_B \cdot K_{HA}}$$

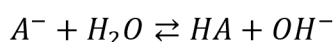
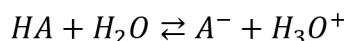
Stejným způsobem jako u předešlých případů dojdeme k odvození vztahu pro výpočet pH soli slabé kyseliny a slabé zásady (44).

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_A - pK_B)$$

12.3.7 pH pufrů

Pufry, nebo též tlumivé roztoky, jsou roztoky slabé kyseliny a její soli (konjugované zásady), respektive slabé zásady a její soli (konjugované kyseliny), které zachovávají konstantní pH i po přidání malého množství kyseliny či zásady (45).

V roztoku směsi slabé jednosytné kyseliny a její soli se ustanoví následující rovnováhy.



Pro disociační konstantu kyseliny platí.

$$K_{HA} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

Na rovnovážné koncentraci nedisociovaných molekul se podílí jednak nedisociované molekuly kyseliny, ale také molekuly vzniklé hydrolyzou soli. Na rovnovážné koncentraci disociovaných molekul pak anionty vzniklé disociací kyseliny, ale také nehydrolyzované anionty soli (44).

Je-li kyselina slabá a roztok není příliš zředěn, blíží se disociační stupeň i stupeň hydrolyzy k nule. Ze vztahu pro disociační konstantu kyseliny získáváme tedy vztah.

$$[H_3O^+] = K_{HA} \cdot \frac{c_{HA}}{c_{soli}}$$

Pro výpočet pH pufru slabé kyseliny a její soli platí (44):

$$pH = pK_{HA} + \log \frac{c_{soli}}{c_{HA}}$$

Pro odvození výpočtu pH pufru tvořeného slabou zásadou a její soli postupujeme analogicky jako v případě slabé kyseliny a její soli a získáváme tak vztah (44):

$$pH = 14 - pK_B - \log \frac{c_{soli}}{c_B}$$

12.3.8 Příklady

1) Vypočítejte aktivitu Ca^{2+} a Cl^- v $0,002 \frac{mol}{dm^3}$ vodném roztoku $CaCl_2$.

Znamé údaje: $c(CaCl_2) = 0,002 \frac{mol}{dm^3}$

Hledané údaje: $a = ?$

Řešení: Z koncentrace roztoku $CaCl_2$ získáváme informace o koncentraci jednotlivých iontů.

$$c(Ca^{2+}) = c(CaCl_2) = 0,002 \frac{mol}{dm^3}$$

$$c(Cl^-) = 2 \cdot c(CaCl_2) = 0,004 \frac{mol}{dm^3}$$

Pro zjištění hodnoty aktivit a musíme nejprve vypočítat iontovou sílu I .

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2 = \frac{1}{2} \cdot [(c_{Ca^{2+}} \cdot z_{Ca^{2+}}^2) + (c_{Cl^-} \cdot z_{Cl^-}^2)] = \\ &= \frac{1}{2} \cdot [(0,002 \cdot 2^2) + (0,004 \cdot 1^2)] = 0,006 \frac{mol}{dm^3} \end{aligned}$$

Pomocí Debye – Hückela vztahu spočítáme střední aktivní koeficienty, protože rozpouštědlem je voda, konstanta $A = 0,509$.

$$-\log \gamma_{Ca^{2+}} = A \cdot z_{Ca^{2+}}^2 \sqrt{I} = 0,509 \cdot 2^2 \cdot \sqrt{0,006} \doteq 0,1577$$

$$\gamma_{Ca^{2+}} = 10^{-0,1577} \doteq 0,6955$$

$$-\log \gamma_{Cl^-} = A \cdot z_{Cl^-}^2 \sqrt{I} = 0,509 \cdot 1^2 \cdot \sqrt{0,006} \doteq 0,0394$$

$$\gamma_{Cl^-} = 10^{-0,0394} \doteq 0,9133$$

Aktivity iontů nakonec získáme jako součin jejich koncentrací a aktivních koeficientů.

$$a_{Ca^{2+}} = c_{Ca^{2+}} \cdot \gamma_{Ca^{2+}} = 0,002 \cdot 0,6955 \doteq 1,391 \cdot 10^{-3}$$

$$a_{Cl^-} = c_{Cl^-} \cdot \gamma_{Cl^-} = 0,004 \cdot 0,9133 \doteq 3,653 \cdot 10^{-3}$$

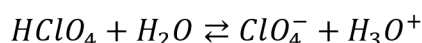
Odpověď: Aktivita Ca^{2+} a Cl^- ve vodném roztoku CaCl_2 o koncentraci $0,002 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ je $1,391 \cdot 10^{-3}$ a $3,653 \cdot 10^{-3}$.

2) Vypočítejte pH vodného roztoku HClO_4 o molární koncentraci $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ a vodného roztoku KOH o molární koncentraci $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

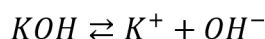
Znamé údaje: $c(\text{HClO}_4) = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $c(\text{KOH}) = 0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Hledané údaje: $\text{pH}(\text{HClO}_4) = ?$; $\text{pH}(\text{KOH}) = ?$

Řešení: HClO_4 je silná kyselina, která ve vodě disociuje podle rovnice:



KOH je silná zásada, která ve vodě disociuje následovně:



Pro silné kyseliny (zásady) platí, že jsou ve vodě plně disociovány na ionty, jejich disociační stupeň α se blíží k jedné. $[\text{H}_3\text{O}^+]$ lze ztotožnit s celkovou koncentrací kyseliny, $[\text{OH}^-]$ pak s celkovou koncentrací zásady.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\begin{aligned} \text{pH}(\text{HClO}_4) &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c(\text{HClO}_4) = -\log(0,05) \doteq \\ &\doteq \mathbf{1,03} \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]; \text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\begin{aligned} \text{pH}(\text{KOH}) &= 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log c(\text{KOH}) = 14 + \log(0,03) \doteq \\ &\doteq \mathbf{12,48} \end{aligned}$$

Odpověď: Vodný roztok HClO_4 o molární koncentraci $0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ má pH 1,03. Vodný roztok KOH o molární koncentraci $0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ má pH rovné 12,48.

3) Klasická tuhá toaletní mýdla jsou sodnými soli převážně nasycených mastných kyselin. Vznikají procesem zmýdelnění, kdy dochází k alkalickému působení na triacylglyceroly tuku nebo oleje. Typické pH tuhých mýdel má hodnotu v rozmezí 9-11. Takto vysoká hodnota je způsobena hydrolyzou mýdla, při které dochází k uvolňování rovnovážného množství zásad (50). Vypočítejte, v jakém rozmezí je rovnovážná koncentrace hydroxidových iontů v tuhých mýdlech.

Znamé údaje: $pH = 9 - 11$

Hledané údaje: $[OH^-] = ? \frac{mol}{dm^3}$

Řešení: Nejprve vypočítáme koncentraci při $pH = 8$. pH přepočítáme na pOH , které je definované jako záporný dekadický logaritmus $[OH^-]$.

$$pH = 14 - pOH$$

$$pOH = 14 - 9 = 5$$

Ze vztahu pro pOH spočítáme hledanou rovnovážnou koncentraci $[OH^-]$.

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$$

Stejným způsobem budeme postupovat pro $pH = 10$.

$$pOH = 14 - 11 = 3$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$$

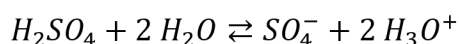
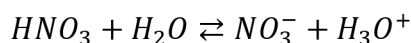
Odpověď: V tuhém mýdle o pH v rozmezí 9-11 se rovnovážná koncentrace OH^- pohybuje od $10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$ do $10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$.

4) Jak se bude lišit pH vodného roztoku H_2SO_4 a HNO_3 o stejné molární koncentraci $0,04 \frac{mol}{dm^3}$?

Znamé údaje: $c(H_2SO_4) = c(HNO_3) = 0,04 \frac{mol}{dm^3}$

Hledané údaje: $pH(H_2SO_4) = ?$; $pH(HNO_3) = ?$

Řešení: (HNO_3) i (H_2SO_4) jsou silné kyseliny, které ve vodě disociují podle rovnic:



Silné kyseliny ve vodě plně disociují, $[H_3O^+]$ lze proto ztotožnit s celkovou koncentrací kyseliny.

Kyselina dusičná je jednosytná kyselina, pro výpočet pH tedy platí:

$$pH(HNO_3) = -\log[H_3O^+] = -\log c(HNO_3) = -\log(0,04) \doteq \mathbf{1,40}$$

Kyselina sírová je však silnou dvojsytnou kyselinou, při výpočtu pH nesmíme zapomínat na to, že při disociaci jedné molekuly H_2SO_4 vznikají dvě molekuly H_3O^+ (jak je uvedeno v rovnici disociace). Pro výpočet pH tedy platí:

$$pH(H_2SO_4) = -\log(2 \cdot [H_3O^+]) = -\log(2 \cdot c(H_2SO_4)) = \\ = -\log(2 \cdot 0,04) \doteq \mathbf{1,10}$$

$$\Delta pH = pH(HNO_3) - pH(H_2SO_4) = 1,4 - 1,1 \doteq \mathbf{0,3}$$

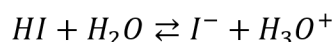
Odpověď: pH vodných roztoků HNO_3 a H_2SO_4 o stejné molární koncentraci se liší o 0,3. pH H_2SO_4 je 1,1; zatímco pH HNO_3 je 1,4.

5) Jaká je molární koncentrace vodného roztoku kyseliny jodovodíkové, jestliže pH tohoto roztoku má hodnotu 1,3?

Znamé údaje: $pH = 1,3$

Hledané údaje: $c(HI) = ? \frac{mol}{dm^3}$

Řešení: Kyselina jodovodíková je silnou kyselinou, která ve vodě plně disociuje na ionty podle rovnice.



Vztah pro výpočet molární koncentrace si vyjádříme ze vzorce pro výpočet pH.

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(c_{HI})$$

$$c(HI) = 10^{-pH} = 10^{-1,3} \doteq \mathbf{0,05 \frac{mol}{dm^3}}$$

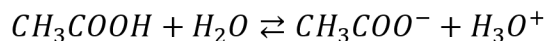
Odpověď: Molární koncentrace roztok kyseliny jodovodíkové o pH 1,3 se rovná $0,05 \frac{mol}{dm^3}$.

6) Kyselina octová se využívá jako protiplísňové činidlo vůči plísním chleba při pH 3,5 (51). Vypočítejte molární koncentraci kyseliny octové v roztoku, které má zmíněné pH, jestliže disociační konstanta kyseliny má hodnotu $pK_{CH_3COOH} = 4,76$.

Znamé údaje: $pH = 3,5$; $pK_{CH_3COOH} = 4,76$

Hledané údaje: $c(CH_3COOH) = ? \frac{mol}{dm^3}$

Řešení: Napíšeme si rovnici disociace kyseliny octové ve vodě.



Dosadíme známé hodnoty ze zadání do vzorce pro výpočet pH slabé kyseliny.

$$pH = \frac{1}{2} \cdot pK_{HA} - \frac{1}{2} \cdot \log c_{HA} = \frac{1}{2} \cdot (pK_{CH_3COOH}) - \frac{1}{2} \cdot \log c_{CH_3COOH}$$

$$3,5 = \frac{1}{2} \cdot 4,76 - \frac{1}{2} \cdot \log c_{CH_3COOH}$$

$$2,24 = -\log c_{CH_3COOH}$$

$$c_{CH_3COOH} = 10^{-2,24} \doteq 5,75 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$$

Odpověď: Molární koncentrace roztoku kyseliny octové v roztoku o pH 3,5 je $5,75 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$.

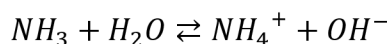
7) 25% vodný roztok amoniaku, často nazývaný jako čpavková voda, se používá k čištění, leptání a dalším technickým účelům. Jaké je pH 350 ml čpavkové vody ($\rho = 0,9071 \frac{g}{cm^3}$), jestliže disociační konstanta amoniaku má hodnotu $1,78 \cdot 10^{-5}$? $M(NH_3) = 17,031 \frac{g}{mol}$.

Znamé údaje: $w(NH_3) = 0,25$; $\rho_{25\%} = 0,9071 \frac{g}{cm^3}$; $V = 350 \text{ ml} = 0,35 \text{ dm}^3$;

$$M(NH_3) = 17,031 \frac{g}{mol}; K_{NH_3} = 1,78 \cdot 10^{-5}$$

Hledané údaje: $pH = ?$

Řešení: Amoniak je slabá zásada, která ve vodě disociuje následovně:



Pro výpočet pH je potřeba nejdříve vypočítat molární koncentraci amoniaku v roztoku. K výpočtu využijeme znalosti z kapitoly ředění roztoků. V prvním kroku vypočítáme hmotnost NH_3 .

$$w(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{m} = \frac{m(NH_3)}{\rho \cdot V}$$

$$m(\text{NH}_3) = w(\text{NH}_3) \cdot \rho \cdot V = 0,25 \cdot 0,9071 \cdot 350 = 79,37 \text{ g}$$

V druhém kroku spočítáme látkové množství NH_3 .

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{79,37}{17,031} \doteq 4,66 \text{ mol}$$

Nakonec můžeme ze získaných hodnot vypočítat hledanou molární koncentraci.

$$c(\text{NH}_3) = \frac{n(\text{NH}_3)}{V} = \frac{4,66}{0,35} \doteq 13,31 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Následně hodnoty dosadíme do vzorce pro výpočet pH slabé báze.

$$\begin{aligned} \text{pH}(\text{NH}_3) &= 14 - \frac{1}{2} \text{p}K_{\text{NH}_3} + \frac{1}{2} \log c_{\text{NH}_3} = 14 - \frac{1}{2} (-\log K_{\text{NH}_3}) + \\ &+ \frac{1}{2} \log c_{\text{NH}_3} = 14 - \frac{1}{2} (-\log(1,78 \cdot 10^{-5})) + \frac{1}{2} \log(13,31) = \\ &= 14 - \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \cdot 1,124 \doteq \mathbf{12,19} \end{aligned}$$

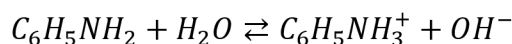
Odpověď: 350 ml 25% vodného roztoku amoniaku má pH 12,19.

8) Vypočítejte disociační stupeň vodného roztoku anilinu o molární koncentraci $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jestliže disociační konstanta $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ má hodnotu $4,27 \cdot 10^{-10}$. Jaké má tento roztok pH?

Znamé údaje: $c(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $K_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2} = 4,27 \cdot 10^{-10}$

Hledané údaje: $\alpha = ?$; $\text{pH} = ?$

Řešení: Anilin je slabou zásadou, která ve vodě disociuje následujícím způsobem:



Pro disociační konstantu platí:

$$K_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2} = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

Pro disociační stupeň pak:

$$\alpha = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2}} = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2}}$$

Pokud dosadíme vztahy pro stupeň disociace do rovnosti disociační konstanty, získáme následující výraz:

$$K_{C_6H_5NH_2} = \frac{c_{C_6H_5NH_2} \cdot \alpha \cdot c_{C_6H_5NH_2} \cdot \alpha}{c_{C_6H_5NH_2} - c_{C_6H_5NH_2} \alpha} = \frac{c_{C_6H_5NH_2} \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Dosadíme-li do toho vztahu pro disociační konstantu anilinu známé hodnoty, získáme hledaný stupeň disociace.

$$4,27 \cdot 10^{-10} = \frac{0,1 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

$$0,1 \cdot \alpha^2 + 4,27 \cdot 10^{-10} \cdot \alpha - 4,27 \cdot 10^{-10} = 0$$

Z kořenů této kvadratické rovnice bereme pouze kladný, protože disociační stupeň α je číslo z intervalu (0;1).

$$\alpha = 6,53 \cdot 10^{-5}$$

Pomocí koncentrace anilinu a stupně disociace jsme nyní schopni vypočítat ze vztahu pro stupeň disociace $[OH^-]$.

$$[OH^-] = \alpha \cdot c_{C_6H_5NH_2} = 6,53 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1 = 6,53 \cdot 10^{-6}$$

Pro výpočet pH je nejprve potřeba spočítat pOH.

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(6,53 \cdot 10^{-6}) = 5,19$$

$$pH = 8,81$$

Odpověď: Stupeň disociace 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku anilinu má hodnotu $6,53 \cdot 10^{-5}$ a pH je rovno 8,81.

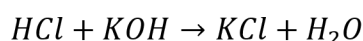
9) Jaké je pH roztoku vzniklého smísením 30 ml 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku HCl a 90 ml 0,05 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku KOH?

Znamé údaje: $c(\text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}; V(\text{HCl} - \text{roztok}) = 30 \text{ ml} = 0,03 \text{ dm}^3;$

$$c(\text{KOH}) = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}; V(\text{KOH} - \text{roztok}) = 90 \text{ ml} = 0,09 \text{ dm}^3$$

Hledané údaje: $pH = ?$

Řešení: Smísením roztoků dojde k neutralizaci podle uvedené rovnice.



Ze znalosti molárních koncentrací a objemů roztoků spočítáme látková množství.

$$n(A) = c(A) \cdot V$$

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl} - \text{roztok}) = 0,1 \cdot 0,03 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{KOH}) = c(\text{KOH}) \cdot V(\text{KOH} - \text{roztok}) = 0,05 \cdot 0,09 =$$

$$= 4,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Dle rovnice reakce za vzniku soli reaguje stejné látkové množství KOH a HCl . Jelikož jsme vypočítali, že látkové množství $n(\text{KOH})$ je větší než $n(\text{HCl})$, po neutralizaci v roztoku zůstane ještě nezreagovaný KOH , který bude ovlivňovat pH výsledného roztoku.

$$n(\text{KOH} - \text{nezreag.}) = n(\text{KOH}) - n(\text{HCl}) = 4,5 \cdot 10^{-3} - 3 \cdot 10^{-3} =$$

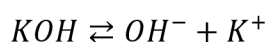
$$= 1,5 \cdot 10^{-3}$$

Molární koncentrace nezreagovaného KOH ve vzniklém roztoku je pak rovna podílu látkového množství $n(\text{KOH} - \text{nezreag.})$ A celkového objemu roztoku.

$$c(\text{KOH} - \text{nezreag.}) = \frac{n(\text{KOH} - \text{nezreag.})}{V(\text{HCl}) + V(\text{KOH})} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3}}{0,03 + 0,09} =$$

$$= 0,0125 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Nezreagovaný KOH je silná báze, která ve vodě zcela disociuje podle rovnice.



pH roztoku vypočítáme pomocí vzorce pro výpočet pH silné zásady.

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log(c(\text{KOH} - \text{nezreag.}))$$

$$pH = 14 + \log(0,0125) = \mathbf{12,10}$$

Odpověď: Roztok vzniklý smísením HCl a KOH má pH 12,10.

10) Octan sodný, v potravinářství označovaný též jako E-262, se využívá jako regulátor kyselosti a ochucující prostředek (51). Jaká je molární koncentrace této soli ve vodného roztoku o pH 9,5? $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$

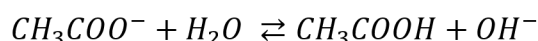
Znamé údaje: $pH = 9,5$; $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$

Hledané údaje: $c_{\text{CH}_3\text{COONa}} = ? \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Řešení: Octan sodný je sůl slabé kyseliny a silné zásady, která ve vodě zcela disociuje na ionty.



Aniont slabé kyseliny CH_3COO^- ve vodě hydrolyzuje podle rovnice:



Znamé hodnoty dosadíme do vzorce pro výpočet pH soli vzniklé neutralizací slabé kyseliny a silné báze.

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_{\text{HA}} + \log(c_{\text{soli}}))$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(-\log K_{\text{CH}_3\text{COOH}} + \log(c_{\text{CH}_3\text{COONa}}))$$

$$9,5 = 7 + \frac{1}{2}(-\log(1,75 \cdot 10^{-5}) + \log(c_{\text{CH}_3\text{COONa}}))$$

$$\log(c_{\text{CH}_3\text{COONa}}) = 0,1215$$

$$c_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 10^{0,1215} = \mathbf{1,323 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}$$

Odpověď: Molární koncentrace octanu sodného v roztoku o pH 9,5 je $1,323 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

11) V 750 ml vodného roztoku je rozpuštěno 5 g chloridu amonného. Jaké je pH roztoku chloridu amonného? $\text{p}K_{\text{NH}_3} = 4,75$; $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,492 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Znamé údaje: $V = 750 \text{ ml} = 0,75 \text{ dm}^3$; $m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 5 \text{ g}$; $M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,492 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;
 $\text{p}K_{\text{NH}_3} = 4,75$

Hledané údaje: $\text{pH} = ?$

Řešení: V prvním kroku je třeba spočítat molární koncentraci chloridu amonného v roztoku. Pomocí molární hmotnosti a hmotnosti NH_4Cl spočteme látkové množství a z něj poté spolu se známým objemem roztoku získáme molární koncentraci.

$$n = \frac{m}{M}; c(A) = \frac{n(A)}{V}$$

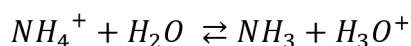
$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m(\text{NH}_4\text{Cl})}{M(\text{NH}_4\text{Cl})} = \frac{5}{53,492} \doteq 0,0935 \text{ mol}$$

$$c(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{n(\text{NH}_4\text{Cl})}{V} = \frac{0,0935}{0,75} = 0,125 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Chlorid amonný je sůl vzniklá neutralizací silné kyseliny a slabé zásady, která ve vodě zcela disociuje na ionty.



Kationt slabé zásady se vodě hydrolyzuje podle rovnice.



Znamé hodnoty dosadíme do vzorce pro výpočet pH soli vzniklé neutralizací silné kyseliny a slabé báze.

$$pH = 7 - \frac{1}{2}(pK_B + \log c_{soli})$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2}(pK_{NH_3} + \log c_{NH_4Cl}) = 7 - \frac{1}{2}(4,75 + \log(0,125)) = \\ = 5,08$$

Odpověď: Vodný roztok NH_4Cl má pH 5,08.

12) Jakou hodnotu má pH a konstanta hydrolyzy roztoku methanoátu amonného (mravenčanu amonného)? $pK_{NH_3} = 4,75$; $pK_{HCOOH} = 3,75$

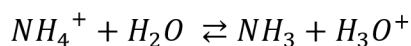
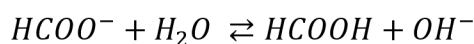
Znamé údaje: $pK_{NH_3} = 4,75$; $pK_{HCOOH} = 3,75$

Hledané údaje: $pH = ?$; $K_h = ?$

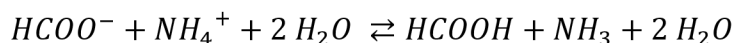
Řešení: Methanoát amonný je sůl, která vznikla neutralizací slabé kyseliny a slabé zásady. Ve vodě se zcela disociuje na ionty.



V roztoku oba tyto ionty dále hydrolyzují podle rovnic.



Sumárně lze tedy rovnici hydrolyzy zapsat.



Dané rovnici pak odpovídá konstanta hydrolyzy.

$$K_h = \frac{[NH_3] \cdot [HCOOH]}{[NH_4^+] \cdot [HCOO^-]} = \frac{K_V}{K_{NH_3} \cdot K_{HCOOH}} = \frac{K_V}{10^{-pK_{NH_3}} \cdot 10^{-pK_{HCOOH}}}$$

$$K_h = \frac{10^{-14}}{10^{-4,75} \cdot 10^{-3,75}} = 10^{-5,5}$$

Pro výpočet pH stačí pouze dosadit známé hodnoty do vzorce pro pH roztoku soli slabé kyseliny a slabé zásady.

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_A - pK_B) = 7 + \frac{1}{2}(pK_{HCOOH} - pK_{NH_3})$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(3,75 - 4,75) = 6,5$$

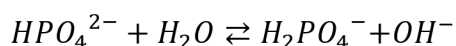
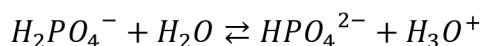
Odpověď: Roztok mravenčanu amonného má pH 6,5 a hodnota konstanty hydrolyzy je rovna $10^{-5,5}$.

13) Fosfátový pufr hraje významnou roli v udržování stabilního pH v tubulech ledvin (pufrační systém moči) (52). V jakém poměru molárních koncentrací je třeba smíchat hydrogenfosforečnan a dihydrogenfosforečnan, aby pH vzniklého fosfátového pufru bylo 7,5? Disociační konstanty kyseliny fosforečné mají hodnoty: $pK_1 = 2,16$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,67$.

Znamé údaje: $pH = 7,5$; $pK_1 = 2,16$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,67$

Hledané údaje: $\frac{c(HPO_4^{2-})}{c(H_2PO_4^-)} = ?$

Řešení: $H_2PO_4^-$ je slabou kyselinou, HPO_4^{2-} je její solí. Ve vodě disociují podle následujících rovnic.



Pro výpočet poměru molárních koncentrací využijeme vzorce pro pH pufru slabé kyseliny a její soli. Jako disociační konstantu vezmeme pK_2 .

$$pH = pK_{HA} + \log \frac{c_{A^-}}{c_{HA}} = pK_2 + \log \frac{c_{HPO_4^{2-}}}{c_{H_2PO_4^-}}$$

$$7,5 = 7,21 + \log \frac{c_{HPO_4^{2-}}}{c_{H_2PO_4^-}}$$

$$\frac{c_{HPO_4^{2-}}}{c_{H_2PO_4^-}} = 10^{7,5-7,21} \doteq 1,95 \doteq \frac{1,95}{1}$$

Odpověď: Hydrogenfosforečnan a dihydrogenfosforečnan je potřeba smíchat v poměru molárních koncentrací 1,95:1.

14) Úklidový prostředek Savo obsahuje jako hlavní účinnou složku chlornan sodný, který patří mezi dezinfekční a bělicí činidla. Vypočítejte stupeň hydrolyzy a pH vodného roztoku chlornanu sodného o molární koncentraci $0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Disociační konstanta kyseliny chlorné je $K_{\text{HClO}} = 3,2 \cdot 10^{-8}$.

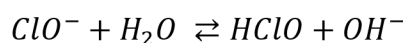
Znamé údaje: $c(\text{NaClO}) = 0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $K_{\text{HClO}} = 3,2 \cdot 10^{-8}$

Hledané údaje: $\gamma = ?$; $\text{pH} = ?$

Řešení: Chlornan sodný je solí, která vznikla neutralizací slabé kyseliny a silné zásady. Ve vodě disociuje zcela na ionty.



Aniont slabé kyseliny ClO^- ve vodě hydrolyzuje podle rovnice:



Rovnováhu hydrolyzy lze popsat pomocí hydrolytické konstanty.

$$K_h = \frac{[\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{K_V}{K_{\text{HClO}}}$$

Pro stupeň hydrolyzy soli platí.

$$\gamma = \frac{[\text{HClO}]}{c_{\text{HClO}}} = \frac{[\text{OH}^-]}{c_{\text{HClO}}}$$

Pokud dosadíme vztahy pro stupeň hydrolyzy do rovnosti disociační konstanty, získáme následující výraz:

$$K_h = \frac{K_V}{K_{\text{HClO}}} = \frac{c_{\text{HClO}} \cdot \gamma^2}{1 - \gamma}$$

Dosadíme-li do vztahu pro hydrolytickou konstantu známé hodnoty, získáme hledaný stupeň hydrolyzy.

$$\frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} = \frac{0,3 \cdot \gamma^2}{1 - \gamma}$$

$$0,3 \cdot \gamma^2 + \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} \gamma - \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 0$$

Z kořenů této kvadratické rovnice bereme pouze kladný, protože stupeň hydrolyzy γ je číslo z intervalu (0;1).

$$\gamma \doteq 1,02 \cdot 10^{-3}$$

Ze vztahu pro stupeň hydrolyzy plyne.

$$[OH^-] = c_{HClO} \cdot \gamma = 0,3 \cdot 1,02 \cdot 10^{-3} = 3,06 \cdot 10^{-4}$$

Pro pH této soli tedy platí.

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log[OH^-] = 14 + \log(3,06 \cdot 10^{-4}) \doteq \mathbf{10,49}$$

Odpověď: Stupeň hydrolyzy chlornanu sodného v $0,3 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztoku je $1,02 \cdot 10^{-3}$ a pH tohoto roztoku má hodnotu 10,49.

15) Vypočítejte aktivitu Fe^{3+} a Br^- v $0,06 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ vodném roztoku $FeBr_3$.

$$[a_{Fe^{3+}} = 0,165; a_{Br^-} = 0,055]$$

16) Jaké je pH roztoku hydroxidu barnatého, jestliže je jeho molární koncentrace $0,0025 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?

$$[11,7]$$

17) Vypočítejte molární koncentraci vodného roztoku kyseliny propionové (propanové), který má pH rovné 3,2. Pro disociační konstantu platí: $K_{CH_3CH_2COOH} = 1,33 \cdot 10^{-5}$.

$$[0,03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}]$$

18) Vypočítejte stupeň disociace a pH roztoku HNO_2 o koncentraci $0,015 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Disociační konstanta kyseliny dusité má hodnotu $K_{HNO_2} = 5,62 \cdot 10^{-4}$.

$$[\alpha \doteq 0,176; pH \doteq 2,58]$$

19) Fluorid sodný je účinnou složkou zubních past, zvyšuje totiž odolnost vůči zubnímu kazu.

Jaké je molární koncentrace této soli ve vodném roztoku o pH 8,2? $pK_{HF} = 3,17$

$$[0,17 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}]$$

20) V jakém molárním poměru musíme smíchat roztok chloridu amonného a amoniaku, aby měl vzniklý pufr pH 10,7. Disociační konstanta amoniaku je $K_{NH_3} = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

$$[\frac{c_{NH_4Cl}}{c_{NH_3}} \doteq \frac{0,0355}{1}]$$

ZÁVĚR

Cílem bakalářské práce bylo vytvoření podpůrného materiálu k vybraným tématům výuky chemie pro studenty středních škol (především gymnázií), kteří mají zájem úspěšně studovat vybraný odborný program z oblasti chemie, případně program *Chemie pro vzdělávání* na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci. Vypracovaný studijní materiál je členěn do tří tematických celků: ředění roztoků, výpočty z chemických rovnic a výpočty pH. Každý celek začíná teoretickým úvodem do problematiky, na který navazují řešené příklady s písemným komentářem, jak postupovat při řešení výpočtu. Na konci každé kapitoly je pro studenty připraveno ještě několik příkladů k procvičení. Materiál obsahuje celkem 31 řešených a 18 neřešených chemických výpočtů. Vypracovaná témata byla vybrána na základě pedagogických výzkumů zaměřených na schopnosti žáků středních škol počítat základní chemické výpočty (14; 24; 25)

Teoretická část je zaměřena na literární rešerši týkající se chemických výpočtů a didaktiky chemických výpočtů. První kapitola je zaměřena na kurikulární dokumenty v českém školství. Dále navazuje rešerše týkající se problematiky chemických výpočtů, a to především výpočtových úloh, jejich způsobům zadávání a postupům řešení studenty, a didaktiky chemických výpočtů v jednotlivých stupních studia (zaměřeno převážně na gymnázia). Jednou z kapitol je také neoblíbenost chemických výpočtů u studentů, důvody a možná řešení v podobě jejich motivace. Závěr teoretické části je věnován analýze výzkumů zkoumající znalosti žáků SŠ v oblasti chemických výpočtů.

Praktická část je zaměřena na analýzu rámcově vzdělávacích programů, školních vzdělávacích programů na vybraných pěti gymnáziích a analýze středoškolských učebnic a sbírek se zaměřením na chemické výpočty. Na praktickou část navazují výsledky a diskuze, jejichž součástí je vytvořený podpůrný materiál, který je zaměřen na (pro žáky/studenty) často nejproblematictější typy chemických výpočtů, jak vyplývá z citovaných pedagogických výzkumů. Tato část práce bude k dispozici v elektronické podobě jako studijní materiál pro studenty se zájmem o studium chemie (učitelství chemie) na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci. A může být výchozím materiálem pro zpracování dalších vhodných didaktických, učebních textů a dalších materiálů (např. krátká výuková videa), vhodných jako studijní materiály v počátku výuky chemie na VŠ.

POUŽITÁ LITERATURA

1. **Masarykova univerzita.** *Kurikulární dokumenty I.* [Online] 2008. [Citace: 30. 8. 2022] https://is.muni.cz/el/ped/podzim2008/SZ2MP_Pd20/kurikularnidokument.pdf
2. **Vlčková, K.** *Nová struktura kurikulárních dokumentů v ČR.* [Online] 2005. [Citace: 30. 8. 2022] https://is.muni.cz/el/med/jaro2005/MFPE0821/um/struktura_kurikularnich_dokumentu_cr.pdf
3. <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/ramcove-vzdelavaci-programy-pro-gymnazia-rvp-gl/>. *Rámcově vzdělávací program pro gymnázia.* [Online] MŠMT, 2021. [Citace: 3. 8. 2022] https://www.edu.cz/wp-content/uploads/2020/08/RVPG-2007-07_final.pdf
4. <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/>. *RVP - Rámcově vzdělávací programy.* [Online] MŠMT, 2022. [Citace: 19. 9. 2022] <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/>
5. <https://www.msmt.cz/vzdelavani/skolstvi-v-cr/strategie-2030>. *Strategie vzdělávací politiky ČR do roku 2030+.* [Online] [Citace: 19. 9. 2022] https://www.msmt.cz/uploads/Brozura_S2030_online_CZ.pdf
6. <https://velke-revize-zv.rvp.cz/>. *Velká revize RVP ZV.* [Online] MŠMT ČR & NPI ČR, 2022. [Citace: 20. 9. 2022] <https://velke-revize-zv.rvp.cz/>
7. <https://revize.edu.cz/co-se-meni>. *Co se mění v RVP ZV.* [Online] MŠMT ČR & NPI ČR, 2022. [Citace: 21. 9. 2022] <https://revize.edu.cz/co-se-meni>
8. **Solarová, M., Švec, V. a Jodas, B.** *Výpočtový vzorec ve výuce chemie a jeho reflexe žákem.* Pedagogická orientace. [Online] 2001. [Citace: 3. 8. 2022] <https://journals.muni.cz/pedor/article/view/8600/7783>
9. **Čtrnáctová, H.** *Učební úlohy v chemii 1. díl.* Praha : Karolinum, 2009. ISBN 978-80-246-1666-7.
10. **Havlíčková, R.** *Vliv atraktivity kontextu matematické slovní úlohy na řešitelský proces.* Scientia in Educatione. [Online] 2020. [Citace: 3. 8. 2022] <https://ojs.cuni.cz/scied/article/view/1715/1304>
11. <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/ramcovy-vzdelavacii-program-pro-zakladni-vzdelavani-rvp-zv/>. *Rámcový vzdělávací program pro základní*

- vzdělávání. [Online] MŠMT, 2021. [Citace: 12. 10. 2022] <https://www.edu.cz/rvp-ramcove-vzdelavaci-programy/ramcovy-vzdelavacici-program-pro-zakladni-vzdelavani-rvp-zv/>
12. **Pečivová, M. a Šmíd, M.** *Didaktika chemie I pro ZŠ a SŠ*. [Online] 2014. [Citace: 3. 8. 2022] https://chemistry.ujep.cz/userfiles/files/opory_Didaktika%20I_final.pdf
13. **SI Brochure, 9th Edition**. [Online] 2019. [Citace: 12. 11. 2022] <https://www.bipm.org/en/publications/si-brochure/>
14. **Rusek, M., a další.** *To What Extent do Freshmen University Chemistry Students Master Chemistry Calculation?* [Online] 2022. [Citace: 3. 10. 2022] https://www.researchgate.net/publication/361318664_To_What_Extent_do_Freshmen_Unive_r_sity_Chemistry_Students_Master_Chemistry_Calculations
15. **Rusek, M., Jančařík, A. a Novotná, J.** *Chemical calculations: A necessary evil or an important part of chemistry education?* [Online] 2016. [Citace: 3. 10. 2022] https://www.researchgate.net/publication/303697206_Chemical_calculations_A_necessary_evil_or_an_important_part_of_chemistry_education
16. **Pečivová, M. a Šícha, V.** *Prostředky motivace v chemii*. Univerzita Jana Evangelisty Purkyně. [Online] 2004. [Citace: 4. 10. 2022] <https://capv.cz/prostredky-motivace-v-chemii/>
17. **Chalupa, R. a Nesměrák, K.** *Chemofobie, veřejný obaz chemie a co s tím*. Chemické listy 108, 993-1009. [Online] 2014. [Citace: 4. 10. 2022] <http://www.chemicke-listy.cz/ojs3/index.php/chemicke-listy/article/view/460/460>
18. **Picková, M.** *(Ne)oblíbenost vyučovacího předmětu chemie u žáků na gymnáziích*. [Online] 2012. [Citace: 3. 8. 2022] <https://konference.osu.cz/svk/sbornik2012/pdf/budoucnost/didaktika/Pickova.pdf>
19. **Šmejkal, P., a další.** *Motivační prvky ve výuce středoškolské chemie*. Univerzita Karlova. [Online] 2010. [Citace: 4. 10. 2022] https://chemistrynetwork.pixel-online.org/data/SMO_db/doc/29_3_%C5%A0mejkal.pdf
20. **Veselský, M. a Hrubíšková, H.** *Zájem žáků o učební předmět chemie. Pedagogická orientace*. [Online] 2009. [Citace: 4. 10. 2022] <https://journals.muni.cz/pedor/article/view/1259/951>. ISSN 1211-4669
21. **Zemanová, M.** *Mezipředmětové vztahy chemie s přírodovědnými disciplínami v motivačních úlohách (s akcentem na fyziku a matematiku)*. [Online] 2006. [Citace: 10. 10. 2022] <https://is.muni.cz/th/ykxcr/vzor2.pdf>

22. **Škoda, J. a Doulík, P.** *Uplatnění vybraných vzdělávacích postupů při výuce chemie na víceletých gymnáziích a jejich diagnostika*. Pedagogická orientace, č. 4, s. 66-72. [Online] 2002. [Citace: 5. 10. 2022] <https://journals.muni.cz/pedor/article/view/8504/7653>. ISSN 1211-4669
23. <https://olympiada.vscht.cz/cs/>. *Chemická olympiáda*. VŠCHT Praha. [Online] [Citace: 11. 10. 2022] https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/5e/21/5e217992-7870-4b3c-933e-f19bb5db0da6/or_cho_od_01-09-2012.pdf
24. **Obruča, Alexandra.** *Motivační výpočtové úlohy pro výuku chemie na SŠ*. [Online] 2022. [Citace: 22. 2. 2022] https://theses.cz/id/cgp2z5/DIPLOMOVA_PRACE_Obruca_Alexandra_STAG.pdf
25. **Rusek, M., a další.** *How well students solve chemistry calculation tasks when starting their university studies?* [Online] 2021. [Citace: 22. 2. 2023] https://www.researchgate.net/profile/Martin-Rusek/publication/348910372_How_well_students_solve_chemistry_calculation_tasks_when_starting_their_university_studies/links/6015d13d45851517ef2a9744/How-well-students-solve-chemistry-calculation-tasks-when-star
26. <https://www.edu.cz/methodology/manual-pro-tvorbu-svp-na-gymnaziich/>. *Mánuaál pro tvorbu vzdělávacích programů na gymnáziích*. [Online] [Citace: 15. 12. 2022] <https://www.edu.cz/methodology/manual-pro-tvorbu-svp-na-gymnaziich/>
27. **Gymnázium Polička.** *Školní vzdělávací program pro gymnaziální vzdělávání*. [Online] [Citace: 16. 12. 2022] https://www.gympolicka.cz/wp-content/uploads/2022/11/SVP_GV_2020.pdf
28. **Slovanské gymnázium Olomouc.** *Školní vzdělávací programy*. [Online] [Citace: 16. 12. 2022] https://www.sgo.cz/uploads/page/20/doc/%C5%A0VP_vy%C5%A1%C5%A1%C3%AD_gymn%C3%A1zium.pdf
29. **Gymnázium Šumperk.** *Školní vzdělávací program*. [Online] [Citace: 17. 12. 2022] <https://www.gymspk.cz/wp-content/uploads/2020/10/Vzdelany-clovek-ma-stale-bohatstvi-v-sobe-2019.pdf>
30. **Gymnázium Bruntál.** *ŠVP chemie*. [Online] [Citace: 17. 12. 2022] <https://gymbru.cz/wp-content/uploads/2022/09/6-13-chemie.pdf>

31. **Reálné gymnázium a základní škola Otto Wichterleho Prostějov.** *Školní vzdělávací program.* [Online] [Citace: 21. 2. 2023] <https://www.rg.prostejov.cz/skolni-vzdelavaci-program>
32. **Pěňčíková, Hana.** *Chemické výpočty.* Brno: CERM Akademické nakladatelství, 1997. ISBN 80-7204-055-3.
33. **Mareček, A. a Honza, J.** *Chemie pro čtyřletá gymnázia 1.díl.* Brno: vydáno vlastním nákladem, 2013. ISBN 80-902402-0-8.
34. **Mareček, A. a Honza, J.** *Chemie pro čtyřletá gymnázia 2.díl.* Brno: Proton, 2014. ISBN 978-80-902402-5-4.
35. **Mareček, A. a Honza, J.** *Chemie pro čtyřletá gymnázia 3.díl.* Brno: Proton, 2014. ISBN 978-80-902402-6-1.
36. **Mareček, A. a Honza, J.** *Chemie sbírka příkladů.* Brno: Proton, 2004. ISBN 80-902402-2-4.
37. **Flegr, V. a Dušek, B.** *Chemie pro gymnázia I (obecná a anorganická).* Praha: SPN - pedagogickénakladatelství, 2007. ISBN 978-80-7235-369-9.
38. **Vacík, J., a další.** *Přehled středoškolské chemie.* Praha: SPN - pedagogické nakladatelství, 1999. ISBN 80-7235-108-7.
39. **Fikr, Jaroslav.** *Chci se dostatna VŠ! Jak porozumíme chemickým výpočtům.* Brno: Barrister & Principal, 2014. ISBN 978-80-87029-95-4.
40. **Břížd'ala, Jan.** *Obecná chemie pro gymnázia a střední školy.* Třebíč: Nakladatelství Radek Veselý, 2011. ISBN 978-80-86376-41-7.
41. **Benešová, M., Pfeiferová, E. a Satrapová, H.** *Odmaturuj! z chemie.* Brno: Didaktis, 2014. ISBN 978-80-7358-232-6.
42. **Obrátil, V., Sáblik, L. a kolektiv.** *Chemie pro spolužáky. Obecná chemie II.* Praha: ProSpolužáky.cz s.r.o, 2018. ISBN 978-80-88255-34-5.
43. **Kmeťová, J., a další.** *Chémia pre 1. ročník gymnázia so štvorročným štúdiom a 5. ročník gymnázia s osemročným štúdiom.* Bratislava: Expol pedagogika, 2019. ISBN 978-80-8091-560-5.
44. **Vacík, Jiří.** *Obecná chemie.* Praha: Knihovna chemie, Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy, 2017. ISBN 978-80-7444-050-2.

45. **Čajan, M., Drahoš, B. a Klanicová, A.** *Příklady a úlohy z obecné a anorganické chemie.* Olomouc: Univerzita Palackého, 2018. ISBN 978-80-244-5029-2.
46. **Sýrař.cz.** *Solný roztok na nasolení sýrů.* [Online] 2023. [Citace: 19. 3. 2023]
<https://syrar.cz/solny-roztok-na-nasoleni-syru/>
47. **Economia.** *Nakládaná zelenina v solném nálevu.* Varení.cz. [Online] [Citace: 19. 3. 2023]
<https://www.vareni.cz/recepty/nakladana-zelenina-v-solnem-nalevu-1643274783789/>
48. **Dubská, Kateřina.** *Oční vody, kapky, gely, masti... Jak správně aplikovat přípravky do očí? Lékárnické kapky.* [Online] [Citace: 19. 3. 2023]
<https://www.lekarnickekapky.cz/leky/spravne-po-uzivani-leku/ocni-vody-kapky-gely-masti-jak-spravne-aplikovat-pripravky-do-oc.html>
49. **Moravová, Pavlína.** *Varroóza a možnosti jejího tlumení organickými kyselinami.* [Online] 2016. [Citace: 30. 3. 2023] https://theses.cz/id/n0zq4w/zaverecna_prace.pdf
50. **Mikulcová, Veronika.** *Antimikrobní účinky vybraných kosmetických přípravků.* [Online] 2011 [Citace: 11. 4. 2023]
https://digilib.k.utb.cz/bitstream/handle/10563/15938/mikulcov%C3%A1_2011_bp.pdf?sequence=1&isAllowed=y
51. **Voldřich, Michal.** *Potravinářské aditivní látky: Kyseliny, zásady, soli a estery.* Potraviny info. [Online] [Citace: 10. 4. 2023] <https://www.potravinyinfo.cz/33/potravinarske-aditivni-latky-kyseliny-zasady-soli-a-estery-uniqueidmRRWSbk196FNf8-jVUh4EstVtRjpnQxZ-RjFZHoOpj7VRYFLS2WAvA/>
52. **Masarykova univerzita.** *Acidobazické rovnováhy v organismu.* [Online] [Citace: 11. 4. 2023] https://is.muni.cz/el/med/jaro2016/BLKBC0211p/um/30_ABR16.pdf
53. **Univerzita Palackého.** Informační systém Univerzity Palackého. [Online] [Citace: 21. 9. 2022] <https://stag.upol.cz/StagPortletsJSR168/CleanUrl?urlid=prohlizeni-predmet-sylabus&predmetZkrPrac=AFC&predmetZkrPred=OBC1&predmetRok=2022&predmetSemestr=ZS>
54. **Univerzita Karlova.** Informační systém Univerzity Karlovy. [Online] [Citace: 21. 9. 2022] <https://is.cuni.cz/studium/predmety/index.php?do=predmet&kod=MC280P82>
55. **Masarykova univerzita.** Informační systém Masarykovy univerzity. [Online] [Citace: 21. 9. 2022] <https://is.muni.cz/predmet/sci/C1020>

SEZNAM OBRÁZKŮ:

| | |
|---|----|
| Obrázek 1: Graf úspěšnosti žáků při řešení chemických výpočtů (26) | 19 |
| Obrázek 2: Graf úspěšnosti žáků při řešení chemických výpočtů (27). | 20 |

SEZNAM TABULEK:

| | |
|--|----|
| Tabulka 1: Základní jednotky soustavy SI (13)..... | 16 |
| Tabulka 2: Analýza a srovnání ŠVP vybraných gymnázií | 26 |
| Tabulka 3: Vybrané učebnice a sbírky úloh pro analýzu | 27 |
| Tabulka 4: Analýza středoškolských učebnic chemie | 28 |
| Tabulka 5: Analýza středoškolských učebnic chemie | 29 |
| Tabulka 6: Analýza středoškolských učebnic – sbírky úloh | 30 |

SEZNAM PŘÍLOH:

| | |
|--|--|
| Příloha 1: Obsah výuky obecné chemie v prvním semestru na vybraných VŠ | |
|--|--|

PŘÍLOHY

Příloha 1: Obsah výuky obecné chemie v prvním semestru na vybraných VŠ

Přírodovědecká fakulta Univerzity Palackého

Obsah předmětu (53):

- Základní chemické pojmy a zákony
- Struktura atomu, periodický systém a jeho souvislost se strukturou elektronového obalu, atomové jádro a jeho vlastnosti, radioaktivita
- Stavba molekul a chemická vazba, vodíková vazba a slabé nevazebné interakce
- Koordinační sloučeniny
- Chemické reakce, aktivita a hnací síla chemických reakcí – termodynamika a kinetika
- Skupenství a fázové přeměny
- Plyny, stavová rovnice ideálního a reálného plynu, kinetická teorie ideálního plynu
- Roztoky a jejich vlastnosti
- Acidobazické rovnováhy ve vodném i nevodném prostředí a v plynné fázi
- Základní pojmy elektrochemie
- Pevné látky, základní pojmy krystalografie
- Metody určování struktury látek, RTG analýza, termická analýza, spektroskopické metody

Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy

Obsah předmětu (54):

- Základní pojmy pro charakterizaci látek a jejich soustav, veličiny a jednotky. Základní chemické zákony a principy. Dualistický charakter hmoty: látky a pole.
- Struktura atomu:
Struktura atomového jádra, nuklidy a isotopy. Stálost jader a přirozená a umělá radioaktivita.
Elektronový obal atomu: kvantově mechanický model, atomové orbitály a jejich znázorňování. Zákony výstavby elektronového obalu a periodicitu vlastností prvků.
- Struktura molekul:
Kvantově mechanický výklad chemické vazby, molekulové orbitály, polarita vazeb, hybridní orbitály. Vazba kovalentní, iontová, koordinačně kovalentní a slabé vazebné interakce. Vazebné interakce v biologicky významných molekulách.

- **Struktura a vlastnosti látek:**
Elektrické, magnetické a optické vlastnosti látek a jejich význam pro studium struktury látek (přehledově). Přehled metod atomové a molekulové spektroskopie, jejich principy a aplikace. Příklady spektroskopických studií biologicky významných molekul.
- **Skupenské stavy látek:**
Plynné skupenství: ideální a reálný plyn, stavové rovnice, zkapalňování plynů a kritický stav.
Kapalné skupenství: tenze páry nad kapalinou, povrchové napětí a viskozita kapalin (přehledově).
Pevné skupenství: krystalické a amorfní látky, typy vazeb v krystalech.
- **Chemická kinetika:**
Základní pojmy chemické kinetiky. Izolované reakce 1. a 2. řádu. Simultánní reakce: zvrtné, následné a bočné (přehledově). Závislost reakční rychlosti na teplotě, reakční mechanismy, katalýza.
- **Chemická energetika:**
Základní pojmy, veličiny a principy termodynamiky a jejich aplikace. Tepelná bilance chemických reakcí, charakterizace uspořádanosti systému, podmínky spontánního průběhu chemických reakcí v různých typech soustav.
- **Rovnovážné stavy:**
Chemický potenciál a Gibbsův zákon fází. Příklady konstrukce fázového diagramu a uplatnění Gibbsova zákona fází. Rovnováha na fázovém rozhraní a její praktické využití.
Chemická rovnováha, princip dynamické rovnováhy, Guldbergův - Waagův zákon, rovnovážná konstanta. Rovnovážné složení reakční směsi, stupeň konverze reaktantu, vliv reakčních podmínek na stupeň konverze.
- **Elektrochemie:**
Rovnováhy v roztocích elektrolytů: základní pojmy – elektrolytická disociace, silné a slabé elektrolyty, ideální a reálné roztoky, iontová síla roztoků, aktivita. Rozpustnost solí. Definice pH. Disociace kyselin a zásad, disociační konstanta. Hydrolyza solí. Pufry. Výpočet pH roztoků kyselin, zásad, solí a pufřů.
Elektrolýza. Elektrodové rovnováhy, elektrodový potenciál. Typy elektrod a jejich praktické využití.

Přírodovědecká fakulta Masarykovy univerzity

Obsah předmětu (55):

- Předmět obecné chemie, pojem hmoty, její vlastnosti a formy existence, základní chemické zákony, chemické vzorce, chemické látky, čistota látek, stupně čistoty, směsi, fyzikální a chemické charakteristiky čistých látek.
- Atomová symbolika, základní elementární částice, pojem prvku, nuklidu, izotopu, izotonu a izobaru, hmotnost atom a molekul, atomová hmotnostní jednotka m , vyjádření hmotnosti v chemii, látkové množství, molární hmotnost. Atomové jádro, hmotnostní defekt, stabilita jader α -, β -, a γ - radioaktivita, spontánní štěpení, základní pojmy o radioaktivitě látek, základní zákon radioaktivních přeměn, Fajans-Soddyho posunová pravidla, jaderné reakce a jejich symbolika.
- Fyzikální rozdíly mikro- a makrosvěta, korpuskulárně-vlnový charakter mikročástic, dualismus hmoty, Heisenbergův princip neurčitosti, Bohrův a Sommerfeldův model atomu, Bohrova teorie vodíkového atomu, emisní spektra atomu vodíku, rtg. záření, Moseleyův zákon. Schrödingerova vlnová rovnice, elektronová vlnová funkce a její význam, pravděpodobnost výskytu částice, hustota pravděpodobnosti, atomový orbital, kvantová čísla n , l , m a s , tvary atomových orbitalů, energetické stavy a degenerace, výstavbový princip víceelektronových systémů, Pauliho princip vylučnosti, Hundovo pravidlo.
- Periodický zákon a periodický systém prvků, primární a sekundární periodicitu vlastností prvků. Vlastnosti atomů (ionizační potenciál, elektronová afinita, elektronegativita). Historický vývoj názorů na chemickou vazbu, tvorba iontů, ionty s 18 a 20 valenčními elektrony, iontové poloměry, iontové krystaly, metody studia iontových krystalů.
- Kovalentní a donor-akceptorová vazba, vlnově-mechanický model vazby, překryv atomových orbitalů, integrál překryvu, typy překryvu (s , p , d), molekulové orbitály (MO) a metoda MO-LCAO, výstavbový princip MO, molekulové diagramy biatomických homo- a heteronukleárních molekul, ostatní molekuly, polarita, stupeň iontovosti, vazebný řád a vaznost atomu, délka kovalentní vazby, vazebná energie.
- Tvar molekul, teorie hybridizace, typy hybridizace, metoda VSEPR. Delokalizované p -systémy, rezonance, sloučeniny s nedostatkem elektronů, slabé interakce (van der Waalsovy síly, vazba vodíkovým můstkem).

- Koordinační částice (centrální atom, ligand), koordinační polyedry, cheláty, chelátový efekt, vícejaderné komplexy, klastry, strukturální izomerie (vazebná, koordinační a ionizační), prostorové izomerie (geometrická, optická). Názvosloví koordinačních sloučenin. Koordinační vazba, donor-akceptorové vlastnosti ligandů, základy teorie ligandového pole, oktaedrické, tetraedrické a tetragonální komplexy, vysoko- a nízkospinové komplexy, Jahn-Tellerův efekt, spektrální a magnetické vlastnosti komplexů. Komplexní rovnováha, stabilita komplexů, mechanismy komplexotvorných reakcí, trans-efekt.
- Stavová rovnice a jednoduché zákony pro ideální plyn, transportní jevy v plynech, Grahamův zákon, stavová rovnice reálného plynu, kritický stav, zkapalňování plynů, redukovaná van der Waalsova rovnice. Stavová rovnice pro kapaliny, teze páry, povrchové napětí, viskozita kapalin.
- Obecné vlastnosti pevných látek, krystalová mřížka, Madelungova konstanta, Born-Haberův cyklus, mřížková energie, prvky a operace symetrie, symetrie molekul a iontů. Pásová teorie vazby v pevných látkách, vlastnosti kovů, kovová vazby, vodiče, polovodiče a izolanty.
- Typy a mechanismy chemických reakcí, energetické změny při průběhu chemických reakcí, základní termodynamické veličiny (U, H, G, S) a zákony, termodynamické podmínky průběhu chemických reakcí. Vratné reakce, zákon rovnováhy, rovnovážná konstanta, vliv změny koncentrace, tlaku a teploty na rovnováhu, Le Chaterier-Brownův princip, reakční kinetika, rychlost reakce, rychlostní zákon, rychlostní konstanta, řád reakce, molekularita reakce, vliv teploty na reakční rychlost, Arrheniova rovnice, aktivační energie, reakční koordináta, homogenní a heterogenní katalýza.
- Rovnováha ve vícefázovém systému, Gibbsovo pravidlo fází, definice fáze, složky a stupně volnosti, roztoky, rozpustnost, vyjadřování koncentrace, vodivost roztoků, elektrolytická disociace, solvatace a asociace iontů, iontová síla, aktivita a aktivitní koeficient. Srážení a součin rozpustnosti, vlastnosti zředěných roztoků, Raoltův zákon, ebulioskopie a kryoskopie, základní fázové diagramy jednoho- a dvousložkových systémů, destilace, rektifikace a destilace s vodní parou, sublimace, tavení.
- Arrheniova, Brønstedova-Lawryho a Lewisova teorie kyselin a zásad, solvotemie kyselin a zásad, superkyselá prostředí, acidita a bazicita vodných roztoků, síla kyselin, stupnice pH, hydrolýza solí, tlumivé roztoky, kapacita tlumivých roztoků.

- Základní pojmy v oblasti elektrolýzy, Faradayovy zákony, coulometrie, elektrochemické potenciály, typy elektrod, standardní elektrodový potenciály, standardní vodíková elektroda, Nernstova a Nernst-Petersova rovnice, galvanické články.
- Absorpce elektromagnetického záření, funkce spektrometru. Molekulární spektra, infračervená a Ramanova spektroskopie, elektronová spektroskopie, luminiscence (fosforescence a fluorescence). Magnetické vlastnosti látek, magnetický moment atomu a jádra, dia- a s, ferro- a antiferromagnetismus. Rentgenová strukturní analýza, hmotnostní spektroskopie.