Univerzita Karlova

Pedagogická fakulta

Katedra matematiky a didaktiky matematiky

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Využití matematických znalostí v chemických výpočtech

Use of mathematical knowledge in chemical calculations

Tomáš Schwarzbacher Zeman

Vedoucí práce: Prof. RNDr. Jarmila Novotná, CSc.

Studijní program: Specializace v pedagogice

Studijní obor: Matematika-Chemie se zaměřením na vzdělávání

2017

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci na téma Využití matematických znalostí v chemických výpočtech vypracoval pod vedením vedoucího bakalářské práce prof. RNDr. Jarmily Novotné, CSc. samostatně za použití v práci uvedených pramenů a literatury. Dále prohlašuji, že tato bakalářská práce nebyla využita k získání jiného nebo stejného titulu.

Praha, 1. 4. 2017

....

podpis

Poděkování

Rád bych poděkoval prof. RNDr. Jarmile Novotné, CSc., za pomoc při vedení bakalářské práce. Cením si času, připomínek a poskytnutých informací, které vedly k vypracování této práce.

ANOTACE:

V této práci je zmapován základní přehled nejčastějších typů chemických výpočtů na základních a středních školách a jejich propojení s matematickými znalostmi.

Práce je členěna na tři hlavní části – část o chemických výpočtech na základních školách, část o chemických výpočtech na středních školách a část mapující úlohy na chemické výpočty v chemických soutěžích pro žáky základních a středních škol.

První dvě jmenované části obsahují vždy kromě potřebné teorie z matematiky a chemie, včetně používaných chemických vzorců, vždy několik vzorových příkladů pro lepší pochopení daného tématu. Poslední část ukazuje aplikaci znalostí chemických výpočtů v soutěžích pro žáky.

KLÍČOVÁ SLOVA:

matematika, chemie, chemické výpočty, chemické soutěže, chemické vzorce, chemická olympiáda, základní škola, střední škola

ANNOTATION:

A basic summary of the most common types of chemical calculations for primary and high schools and their connection with the mathematical knowledge is mapped in this work.

The work is divided into three main parts – the chemical calculations at primary schools, part of chemical calculations at high schools and part mapping tasks that contain chemical calculations in chemical competitions for pupils of primary and high schools.

The first two parts contain the necessary theory in mathematics and chemistry, including chemical formulas which are used. The first two parts also contain a few typical examples for better understanding of the topic. The last part shows the application of knowledge of chemical calculations in competitions for pupils.

KEYWORDS:

mathematics, chemistry, chemical calculations, chemical competitions, chemical formulas, chemistry olympiad, primary school, high school

Obsah

1 Úvod ... 3

2 Výuka matematiky a chemie na základních a středních školách ... 4
- 2.1 RVP pro základní školy ... 4
- 2.3 RVP pro střední školy ... 5

3 Chemické výpočty na základních školách ... 7
- 3.1 Úvod ke kapitole ... 7
- 3.2 Matematické znalosti ... 7
  - 3.2.1 Trojčlenka a procenta ... 7
  - 3.2.2 Lineární rovnice a jejich ekvivalentní úpravy ... 8
- 3.3 Chemické výpočty ... 9
  - 3.3.1 Hmotnostní zlomek ... 9
    - 3.3.1.1. Vzorové příklady ... 10
    - 3.3.2 Výpočet molární hmotnosti sloučenin ... 11
    - 3.3.2.1 Vzorové příklady ... 12
  - 3.3.3 Výpočet z chemických rovnic ... 14
    - 3.3.3.1 Vzorové příklady ... 15
  - 3.3.4 Hustota ... 16
- 3.4 Závěr kapitoly ... 17

4 Chemické výpočty na středních školách ... 18
- 4.1 Úvod ke kapitole ... 18
- 4.2 Matematické znalosti ... 18
  - 4.2.1 Logaritmické funkce ... 18
  - 4.2.2 Soustavy rovnic ... 18
- 4.3 Chemické výpočty ... 20
  - 4.3.1 Molární hmotnost, látkové množství ... 20
    - 4.3.1.1 Vzorové příklady ... 21
  - 4.3.2 Výpočty z chemických rovnic, vyčíslení chemických rovnic ... 22
  - 4.3.2.1 Vzorové příklady ... 24
  - 4.3.3 Termochemie ... 26
    - 4.3.3.1 Vzorové příklady ... 27

4.3.4 Složení roztoků ... 28
4.3.4.1 Objemové procento ... 28
4.3.4.2 Molární koncentrace ... 29
4.3.4.3 Ředění roztoků ... 29
4.3.4.4 Vzorové příklady ... 30
4.3.5 pH, pOH ... 31
4.3.5.1 Vzorové příklady ... 33
4.4 Závěr kapitoly ... 36

5 Chemické soutěže pro žáky ... 37
5.1 Úvod ke kapitole ... 37
5.2 Chemická olympiáda ... 37
5.2.1 Úlohy z kategorie A a E ... 38
5.2.2 Úlohy z kategorie B ... 40
5.2.3 Úlohy z kategorie C ... 42
5.2.4 Úlohy z kategorie D ... 44
5.3 Hledáme nejlepšího Mladého chemika ČR ... 45
5.3.1 Úlohy ... 45

6 Závěr ... 47

7 Použitá literatura a zdroje ... 48
7.1 Knižní literatura ... 48
7.2 Elektronické zdroje ... 49

1 Úvod

Cílem této bakalářské práce je zmapovat chemické výpočty napříč výukou na základních a středních školách. Cílem je nalézt chemické výpočty v učivu chemie a ukázat základní přehled nejčastějších typů chemických výpočtů, jaké musí žák zvládnout během studia na základní a střední škole. Jelikož se jedná o početní úlohy, nedílnou součástí této práce je propojení chemických výpočtů s potřebnými matematickými znalostmi a dojde tak k propojení těchto dvou oborů.

Jelikož cílem této práce není udělat stručný úvod do učiva chemie na školách, jedná se pouze o výběr konkrétních témat, čtenář této práce by měl mít základní chemické znalosti, především znalost chemického názvosloví a základních chemických pojmů. Přínosem této práce tak je právě ono oddělení chemických výpočtů od ostatní učební látky chemie a utvoření přehledu chemických výpočtů, které by žák měl zvládnout a se kterými by ho měl učitel seznámit.

Nedílnou součástí této práce také je, kromě potřebné teorie a používaných chemických vzorců, vždy několik vzorových příkladů ke každé kapitole pro lepší pochopení daného tématu.

Z pozice studenta programu Specializace v pedagogice (matematika a chemie se zaměřením na vzdělávání) na Pedagogické fakultě Univerzity Karlovy a zároveň učitele na základní škole jsem si toto téma zvolil se záměrem, že bude velmi užitečné pro mou praxi, ale také pro jiné studenty a učitele.

2 Výuka matematiky a chemie na základních a středních školách[1]

Pro základní i sekundární vzdělávací úroveň vydává ministerstvo rámcové vzdělávací programy (dále jen RVP), které jsou závazným základem pro tvorbu školních vzdělávacích programů (dále jen ŠVP).

2.1 RVP pro základní školy[2]

Chemie se vyučuje v osmém a devátém ročníku. Výuka probíhá podle RVP pro základní vzdělávání (dále jen RVP ZV). RVP ZV vymezuje devět základních vzdělávacích oblastí (tvořených jedním nebo více vzdělávacími obory), průřezová témata a doplňující vzdělávací obory. Stanovuje povinný vzdělávací obsah oborů, tj. učivo a očekávané výstupy na konci jednotlivých období. Vzdělávací oblast chemie spadá do vzdělávací oblasti Člověk a příroda (společně s fyzikou, přírodopisem a zeměpisem). Matematika a její aplikace je jedna z dalších vzdělávacích oblastí.

Vyučování chemie vede žáky k poznávání vybraných chemických látek a reakcí, které jsou součástí přírody a se kterými se každý den setkávají. Žáci získávají informace o bezpečném, účelném a ekonomickém zacházení s chemickými látkami a jsou vedeni k ochraně přírody a vlastního zdraví.

Posloupnost probíraného učiva v RVP ZV není v učebních osnovách závazná, je pouze doporučeno probrat učivo do kapitoly Soli (včetně) v osmém ročníku a v devátém ročníku pak ostatní učivo.

Doporučuje se probírat v osmém ročníku témata Úvod, Směsi, Složení látek a chemická vazba, Chemické prvky, Chemické reakce, Oxidy a halogenidy, Kyseliny a hydroxidy a Soli. Témata probíraná v ročníku devátém jsou Redoxní reakce, Uhlovodíky, Deriváty uhlovodíků, Chemie ve společnosti.

V těchto tématech se vyskytují dle RVP ZV následující chemické výpočty, jimiž se podrobně budu zabývat dále:

- Vypočítávat hmotnostní zlomek složek v roztocích.
- Vypočítat molární hmotnost sloučeniny (o známém vzorci) z molárních hmotností chemických prvků.
- Řešit nejjednodušší výpočtové úlohy z chemických rovnic (vypočítávat hmotnost reaktantu nebo produktu ze známé hmotnosti jiného reaktantu nebo produktu).

1 Včetně podkapitol zpracováno dle http://www.msmt.cz/uploads/VKav_200/Eu_CZ_2010/edu-cz_0910.pdf

2 Zpracováno dle http://www.nuv.cz/file/194_1_1/

– Používat veličinu látkové množství a jednotku mol při čtení chemických rovnic.

Všechny tyto výpočty se tedy doporučuje probírat již v osmém ročníku.

Matematika spolu s výukou českého jazyka tvoří osu vzdělávacího působení základní školy. Matematika poskytuje žákům vědomosti a dovednosti potřebné pro orientaci v praktickém životě a vytváří předpoklady pro úspěšné uplatnění ve většině oborů profesionální přípravy i různých směrů studia na středních školách. Rozvíjí intelektuální schopnosti žáků, jejich paměť, představivost, tvořivost, abstraktní myšlení, schopnost logického úsudku.

Na chemické výpočty jmenované výše žákům postačí po matematické stránce především ekvivalentní úpravy lineárních rovnic z ročníku osmého a z předešlého ročníku trojčlenka s procenty.

2.3 RVP pro střední školy[3]

Stejně jako v základním vzdělávání vzdělávací oblast chemie na střední škole spadá do vzdělávací oblasti Člověk a příroda (společně s fyzikou, biologií, geografií a geologií). Matematika spadá opět do vzdělávací oblasti Matematika a její aplikace.

RVP definuje potřebné chemické výpočty jen velmi obecně:

– Provádí chemické výpočty a uplatňuje je při řešení praktických problémů – veličiny a výpočty v chemii.

Pro konkrétní chemické výpočty a veličiny, které se vyučují, je tedy nutno se podívat do ŠVP vybraných škol poskytujících střední vzdělávání s maturitní zkouškou. Žák na středním vzdělávání s maturitní zkouškou by měl znát následující chemické veličiny a výpočty:[4]

– Výpočty molární hmotnosti, látkového množství.
– Výpočty z chemických rovnic, vyčíslení chemických rovnic.
– Výpočty v termochemii.
– Výpočty pH, pOH.
– Výpočty složení roztoků – hmotnostní zlomek, látková koncentrace, směšovací rovnice.

3 Zpracováno dle http://www.msmt.cz/uploads/Vzdelavani/Skolska_reforma/RVP/RVP_gymnazia.pdf

4 Zpracováno dle http://www.gytool.cz/soubory/skolni-vzdelavaci-program.pdf a http://www.gymjh.cz/downloads/SVP_8l_2016-09-09-Fin-pdf.pdf a http://www.gymi.cz/file/369
Vzhledem k tomu, že škola si může ve svých ŠVP v podstatě sama určit, jaké chemické výpočty bude vyučovat, jsou tyto chemické veličiny považovány za potřebné minimum k zvládnutí na středních školách.

Žáci si po matematické stránce opět postačí především s trojčlenkou (s procenty) a ekvivalentními úpravami lineárních rovnic, které znají již ze základní školy. Na výpočet pH dále žáci potřebují znalost logaritmu a k vyčíslování chemických rovnic řešení soustavy více rovnic o více neznámých.

3 Chemické výpočty na základních školách

3.1 Úvod ke kapitole

V této kapitole se podrobně zabývám výukou chemie, a to konkrétně chemickými výpočty, na základních školách. Žáci na základní škole s chemií začínají, jedná se o předmět vyučovaný až od osmého ročníku a žáci si ho idealizovaně představují jako sérii nekončících pokusů, hrátky s chemikáliemi a ohněm. Skutečnost je však bohužel taková, že na pokusy tolik času nezbývá (doporučuje se pouze 5 laboratorních prací za rok) a jak to v počátcích bývá, je nutno, aby se žáci naučili velké množství obecných informací, o kterých do té doby tolik neslyšeli, ale které jsou nezbytné a důležité pro další studium chemie. Na učiteli v těchto prvopočátcích leží odpovědnost, aby svým přístupem neznechutil žákům další studium chemie, ale aby jim srozumitelným a do jisté míry i zábavným způsobem předal důležité základy nového předmětu.

3.2 Matematické znalosti

3.2.1 Trojčlenka a procenta

„Podíl čísel a, b (v uvedeném pořadí), kde $b \neq 0$, je takové číslo x, pro něž platí $b \,.\, x = a$. Podíl čísel a, b označujeme $a : b$ nebo symbolem $\frac{a}{b}$ zvaným zlomek. Rovnosti podílů (poměrů) se říká úměra. Čísla a, b se nazývají dělenec a dělitel, u zlomku čitatel a jmenovatel.“ (Polák, 1995, s. 41, 144)

„Při určování zlomků z daného čísla se v praxi často uplatňují zlomky se jmenovateli 100. Přitom pro zlomek $\frac{1}{100}$ se užívá mezinárodně název procento a označení %, tedy 1 % = $\frac{1}{100}$. V úlohách řešených užitím procent se volí určité reálné číslo z za základ a jistý počet procent p ze z tvoří jeho tzv. procentovou část, přičemž platí p % ze z je $\frac{z}{100} \cdot p$.“ (Polák, 1995, s. 84)

„Trojčlenka je postup řešení úlohy, který vede k sestavení rovnosti dvou poměrů s jedním neznámým členem a k výpočtu tohoto neznámého členu.“ (Odvárko, Kadleček, 2011, s. 33)

3.2.2 Lineární rovnice a jejich ekvivalentní úpravy

„Algebraický výraz je výraz (zápis) skládající se z čísel a z písmen označujících proměnné, jež jsou spojeny znaky operací sčítání, odčítání, násobení, dělení, umocňování a odmocňování, popř. obsahuje též závorky, které určují pořadí provádění naznačených operací. K výrazům obsahující proměnné se připojuje obor proměnných.[5]

Jsou dány dva výrazy s $L(x)$, $P(x)$ s proměnnou x. Mají se určit hodnoty této proměnné z daného číselného oboru M, pro něž jsou si rovny hodnoty obou výrazů. Zápis této úlohy ve tvaru $L(x) = P(x)$ se nazývá rovnice. Výrazu $L(x)$ se říká levá strana rovnice, výrazu $P(x)$ pravá strana rovnice. Proměnná x v rovnici se nazývá neznámá.

Hodnoty neznámé x_k, pro něž je rovnice splněna, tj. platí rovnost $L(x_k) = P(x_k)$, se nazývají kořeny (řešení) rovnice. Číselný obor M, ve kterém hledáme kořeny rovnice, nazýváme oborem řešení rovnice. Podmnožina množiny M, v níž jsou definovány oba výrazy $L(x)$ a $P(x)$, se nazývá definiční obor rovnice.

Předpokládáme, že daná rovnice má alespoň jeden kořen a jejími úpravami získáme rovici, jejíž kořeny známe nebo je snadno dovedeme určit. Přitom použité úpravy rovnice musí mít tu vlastnost, že každý kořen dané rovnice je také kořenem rovnice získané její úpravou. Těmto úpravám rovnice důsledkové (implikační) úpravy.

Z důsledkových úprav rovnice jsou zvláště důležité tzv. ekvivalentní úpravy. Jsou to takové úpravy dané rovnice, které ji převádějí na rovnici, jejíž množina všech kořenů je rovna množině všech kořenů dané rovnice; obě tyto rovnice se nazývají navzájem ekvivalentní rovnice. Nejdůležitější ekvivalentní úpravy rovnic jsou:

- Vzájemná výměna stran rovnice.
- Nahrazení libovolné strany rovnice výrazem, který se jí rovná v celém oboru řešení rovnice.
- Přičtení téhož čísla nebo výrazu s neznámou, který je definován v celém oboru řešení rovnice, k oběma stranám rovnice.
- Vynásobení obou stran rovnice týmž číslem nebo výrazem s neznámou, který je definován a různý od nuly (tj. nabývá jen nenulových hodnot) v celém oboru řešení rovnice.
- Umocnění obou stran rovnice přirozeným mocnitelem, jsou-li obě strany rovnice nezáporné (tj. nabývají jen nezáporných hodnot) v celém oboru řešení rovnice.

5 Proměnná je symbol, zpravidla písmeno, který označuje kterýkoliv objekt z dané množiny objektů. Konstanta je symbol, který označuje určitý objekt z dané množiny objektů. Množina konstant, které zastupuje proměnná, se nazývá obor proměnné. (Polák, 1995)

– Odmocnění[6] obou stran rovnice přirozeným odmocnitelem, jsou-li obě strany rovnice nezáporné (tj. nabývají jen nezáporných hodnot) v celém oboru řešení rovnice.

– Zlogaritmování obou stran rovnice při témž základu, jsou-li obě strany rovnice kladné (tj. nabývají jen kladných hodnot) v celém oboru řešení rovnice.

Lineární rovnicí s neznámou x nazýváme každou rovnici tvaru $ax + b = 0$, kde a, b jsou libovolná reálná nebo komplexní čísla.

Je-li $a \neq 0$, je ekvivalentní s rovnicí $ax = -b$, takže má právě jeden kořen $x = -\frac{b}{a}$." (Polák, 1995, s. 104, 181–183, 186)

3.3 Chemické výpočty

V této kapitole jsou probrány jednotlivé chemické výpočty základního vzdělávání s návazností na matematické znalosti žáků a jsou uvedeny na konkrétních vzorových příkladech s výpočty. Vzorové příklady jsou vždy převzaty z knižního zdroje, který je uveden, výpočty jsou vždy vlastní a výsledky jsou ověřeny dle výsledku v příslušné literatuře.

3.3.1 Hmotnostní zlomek[7]

S hmotnostním zlomkem se v chemii žák setkává poměrně brzy, a to hned po úvodu do chemie, kdy se probírá kapitola o směsích, kde se s touto veličinou počítá složení směsí. Jedná se o vůbec o první chemický výpočet, s jakým se žák ve výuce chemie setkává.

Hmotnostní zlomek (hmotnostní podíl) $w(\mathrm{A})$ látky A v soustavě je roven podílu hmotnosti této látky obsažené v soustavě $m(\mathrm{A})$ a celkové hmotnosti soustavy (roztoku, směsi aj.) m. Hmotnostní zlomek se vypočítá dle vzorce:

$$w(\mathrm{A}) = \frac{m(\mathrm{A})}{m}. \qquad (3.1)$$

Hmotnostní zlomek je bezrozměrná veličina, běžně je vyjadřována v procentech (pak se nazývá hmotnostní procento a vyjadřuje se v hmot. % či jen %). Hmotnostní zlomek nabývá hodnot od 0 do 1, což odpovídá 0–100 % rozpuštěné látky.

Pro vyjádření neznámé ze vzorce je nutná znalost úpravy lineárních rovnic. Avšak například na ZŠ a ZUŠ Jesenice se výpočet hmotnostního zlomku probírá v 1. čtvrtletí

6 Je zde myšlena druhá odmocnina. Liché odmocniny jsou definovány i pro záporná čísla.

7 Zpracováno dle (Mach, Plucková, Šibor, 2010), (Mareček, Honza, 1998) a (Vacík, 1990).

8. ročníku a úprava lineárních rovnic ve 3. čtvrtletí 8. ročníku.[8] Další způsob řešení výpočtu úloh na hmotnostní zlomek je pomocí trojčlenky, která se probírá již v ročníku sedmém. Trojčlenka pro vzorec (3.1) se dá vyjádřit jako rovnost dvou poměrů za využití znalosti, že hmotnostní zlomek celkové hmotnosti soustavy m je roven 100 % a $w(\mathrm{A})$ v tomto případě dosazujeme v procentech:

$$\frac{w(\mathrm{A})}{100\ \%} = \frac{m(\mathrm{A})}{m}. \qquad (3.1.1)$$

3.3.1.1. Vzorové příklady

„Nasycený roztok chloridu amonného obsahuje při 20 °C 37,2 g NH_4Cl a 100 g vody. Vypočítejte hmotnostní zlomky obou složek roztoku a přesvědčte se, že je jejich součet roven jedné.“ (Vacík, 1990, s. 48)

$m(\mathrm{NH_4Cl}) = 37{,}2\ \mathrm{g}$
$m(\mathrm{H_2O}) = 100\ \mathrm{g}$
$w(\mathrm{NH_4Cl}) = ?$
$w(\mathrm{H_2O}) = ?$
$w(\mathrm{NH_4Cl}) + w(\mathrm{H_2O}) = ?$

Nejprve se vypočítá celková hmotnost roztoku sečtením hmotností obou složek roztoku:

$$m = m(\mathrm{NH_4Cl}) + m(\mathrm{H_2O}) = 37{,}2\ \mathrm{g} + 100\ \mathrm{g} = 137{,}2\ \mathrm{g}.$$

Dále se dle vzorce (3.1) vypočítají hmotnostní zlomky obou složek roztoku:

$$w(\mathrm{NH_4Cl}) = \frac{m(\mathrm{NH_4Cl})}{m} = \frac{37{,}2\ \mathrm{g}}{137{,}2\ \mathrm{g}} = 0{,}271\ (27{,}1\ \%),$$

$$w(\mathrm{H_2O}) = \frac{m(\mathrm{H_2O})}{m} = \frac{100\ \mathrm{g}}{137{,}2\ \mathrm{g}} = 0{,}729\ (72{,}9\ \%).$$

A jako poslední bude ověřeno, zdali součet hmotnostních zlomků obou složek se rovná jedné, což odpovídá tomu, že se v roztoku nevyskytuje žádná třetí složka:

8 Zpracováno dle http://jesenickaskola.cz/files/document/311/1475336586_original.pdf
a http://jesenickaskola.cz/files/document/319/1475336624_original.pdf

$w(NH_4Cl) + w(H_2O) = 0{,}271 + 0{,}729 = 1{,}000$.

Hmotnostní zlomek NH_4Cl je 0,271, hmotnostní zlomek H_2O je 0,729. Jejich součet je roven jedné.

„Kolika gramů dusičnanu draselného a kolika gramů vody je zapotřebí k přípravě 350 g roztoku o složení 15 hmot. % KNO_3?“ (Šípek, 1974, s. 30)

$m = 350$ g
$w(KNO_3) = 0{,}15$ (15 hmot. %)
$m(KNO_3) = ?$
$m(H_2O) = ?$

Ze vzorce (3.1) se vyjádří a následně vypočítá požadovaná hmotnost KNO_3:

$m(KNO_3) = w(KNO_3) \,.\, m = 0{,}15 \,.\, 350\ \text{g} = 52{,}5\ \text{g}$.

Dále víme, že celková hmotnost tohoto roztoku je dána součtem hmotností obou složek, takže lze zapsat a vypočítat hledanou hmotnost vody takto:

$m(H_2O) = m - m(KNO_3) = 350\ \text{g} - 52{,}5\ \text{g} = 297{,}5\ \text{g}$.

K přípravě 350 g roztoku o složení 15 hmot. % KNO_3 je zapotřebí 52,5 g dusičnanu draselného a 297,5 g vody.

3.3.2 Výpočet molární hmotnosti sloučenin[9]

Při chemických výpočtech je běžně zapotřebí znát množství látek v soustavě, se kterou se pracuje. Kromě hmotnosti je často třeba znát počet částic (atomů, molekul), které látka obsahuje. Hmotnosti jednotlivých atomů jsou však o 20 i více řádů menší než hmotnosti látek, se kterými se v soustavách běžně pracuje.[10] Částic je v soustavě naopak velmi mnoho, aby v praxi použitelnou jednotkou charakterizující počet částic látce byla jen jedna částice. Proto byla zavedena nová veličina látkové množství n. Za její jednotku byl zvolen mol.

9 Zpracováno dle (Mach, Plucková, Šibor, 2010) a (Vacík, 1990).

10 Například atom uhlíku ^{12}C má hmotnost $m(^{12}C) = 1{,}992\,67 \,.\, 10^{-26}$ kg. (Vacík, 1990)

Vzorek látky má látkové množství jeden mol, obsahuje-li právě tolik částic, kolik atomů je obsaženo v nuklidu[11] uhlíku ^{12}C o hmotnosti 12 g. Počet částic v látce odpovídající jednomu molu látky udává Avogadrova konstanta $N_A = 6{,}02 \;.\; 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$.[12]

Molární hmotnost M vyjadřuje hmotnost látky, která má látkové množství 1 mol. Jednotkou molární hmotnosti je g/mol.

Pro přepočet mezi látkovým množstvím n a molární hmotností M platí vztah:

$$n(\mathrm{A}) = \frac{m(\mathrm{A})}{M(\mathrm{A})}, \qquad (3.2)$$

kde $m(\mathrm{A})$ je hmotnost látky A. Tento přepočet je důležitý i pro výpočty z chemických rovnic[13]. Vzorec (3.2) se dá vyjádřit i ve formě trojčlenky za využití znalosti, že molární hmotnost M vyjadřuje hmotnost látky, která má látkové množství 1 mol, takto:

$$\frac{n(\mathrm{A})}{1\ \mathrm{mol}} = \frac{m(\mathrm{A})}{M(\mathrm{A})}. \qquad (3.2.1)$$

Molární hmotnost prvku značí hmotnost jednoho molu daného prvku. Relativní atomové hmotnosti jednotlivých prvků se dají nalézt v matematicko-fyzikálně-chemických tabulkách a jsou to bezrozměrné veličiny stejné velikosti jako molární hmotnosti prvků.

Sloučenina je chemická látka vzniklá sloučením atomů různých prvků a její molární hmotnost určíme z jejího vzorce tak, že sečteme molární hmotnosti všech atomů jednotlivých prvků.

3.3.2.1 Vzorové příklady[14]

„Vypočítejte molární hmotnost vody H_2O.“ (Mach, Plucková, Šibor, 2010, s. 42)

11 Prvek je chemicky čistá látka složená z atomů se stejným protonovým číslem (počtem protonů v jádře atomu). Je-li prvek složen z atomů se stejným nukleonovým číslem (součet počtu protonů a nukleonů v jádře atomu), nazývá se nuklid. (Vacík, 1990)

12 Některé zdroje – např. (Mach, Plucková, Šibor, 2010) – uvádějí velikost Avogadrovy konstanty jako $6{,}023 \;.\; 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$, jiné zdroje – např. (Mareček, Honza, 1998) či (Vacík, 1990) – uvádějí velikost této konstanty jako $6{,}022 \;.\; 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$, proto v této práci budu velikost Avogadrovy konstanty uvádět jako $6{,}02 \;.\; 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$. Národní institut standardů a technologie uvádí velikost Avogadrovy konstanty jako $6{,}022\ 140\ 857 \;.\; 10^{23}\ \mathrm{mol}^{-1}$. (http://physics.nist.gov/cgi-bin/cuu/Value?na|search_for=all!)

13 (kap. 3.3.3)

14 V celé kapitole byly využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhleny na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007).

$M(H) = 1$ g/mol
$M(O) = 16$ g/mol
$M(H_2O) = ?$

Dle kap. 3.3.2 určíme molární hmotnost sloučeniny z jejího vzorce tak, že sečteme molární hmotnosti všech atomů jednotlivých prvků, což se dá zapsat takto:

$M(H_2O) = 2 \,.\, M(H) + M(O) = 2 \,.\, 1 \text{ g/mol} + 16 \text{ g/mol} = 18 \text{ g/mol}.$

Molární hmotnost vody H_2O je 18 g/mol.

„Vypočítejte molární hmotnost kyseliny sírové H_2SO_4." (Mach, Plucková, Šibor, 2010, s. 42)

$M(H) = 1$ g/mol
$M(S) = 32$ g/mol
$M(O) = 16$ g/mol
$M(H_2SO_4) = ?$

$M(H_2SO_4) = 2 \,.\, M(H) + M(S) + 4 \,.\, M(O) = 2 \,.\, 1 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 4 \,.\, 16 \text{ g/mol} =$
$= 98$ g/mol

Molární hmotnost kyseliny sírové H_2SO_4 je 98 g/mol.

„Vypočítejte molární hmotnost kyseliny dusičné HNO_3." (Šípek, 1974, s. 9)

$M(H) = 1$ g/mol
$M(N) = 14$ g/mol
$M(O) = 16$ g/mol
$M(HNO_3) = ?$

$M(HNO_3) = M(H) + M(N) + 3 \,.\, M(O) = 1 \text{ g/mol} + 14 \text{ g/mol} + 3.\, 16 \text{ g/mol} = 63 \text{ g/mol}$

Molární hmotnost kyseliny dusičné HNO_3 je 63 g/mol.

3.3.3 Výpočet z chemických rovnic[15]

Chemické rovnice se používají pro zápis chemické reakce a jsou v chemii hojně užívané. Rovnice jsou obvykle zapisovány ustáleným způsobem:

výchozí látky (reaktanty) → produkty.[16]

Občas je třeba v chemické rovnici označit skupenství reakčních složek (reaktantů a produktů), do závorek se doplňují symboly příslušného skupenství – (g) pro plynné skupenství, (l) pro kapalné skupenství, (s) pro pevné skupenství.[17]

Při výpočtech z chemických rovnic můžeme pomocí trojčlenky vypočítat hmotnosti výchozích látek i produktů ze známé hmotnosti jiné výchozí látky nebo produktu. Využívá se platnosti zákona zachování hmotnosti. Pro to, aby chemická rovnice splňovala zákon zachování hmotnosti, musí být doplněna o stechiometrické koeficienty[18]. Rovnice se vyrovnává zapsáním stechiometrických koeficientů (tzv. vyčíslením).

Stechiometrické koeficienty píšeme arabskými číslicemi před prvek nebo sloučeninu do chemické rovnice, přičemž jednotkové stechiometrické koeficienty se neuvádějí. Poměry stechiometrických koeficientů vyjadřují látková množství reakčních složek dané reakce, která spolu beze zbytku reagují.

Například chemická rovnice $2\,A + B \rightarrow 2\,C$ říká, že spolu reagují 2 moly látky A s jedním molem látky B za vzniku 2 molů látky C (či jejich nenulových násobků). Ze znalosti příslušné chemické rovnice se stechiometrickými koeficienty jsme tedy schopni spočítat hmotnost reaktantu nebo produktu ze známé hmotnosti jiného reaktantu nebo produktu.

Zákon zachování hmotnosti říká, že hmotnost chemických látek před reakcí je stejná jako hmotnost chemických látek po reakci. Ze zákona zachování hmotnosti vyplývá, že počet atomů každého prvku musí být stejný na obou stranách rovnice.

Ze znalosti chemické rovnice jsme schopni vyjádřit poměr látkových množství reakčních složek $R_1, R_2, R_3, \dots P_1, P_2, P_3, \dots$[19] vyskytujících se v chemické rovnici

15 Zpracováno dle (Mach, Plucková, Šibor, 2010) a (Vacík, 1990).

16 „Strany chemické rovnice se spojují šipkou → směřující od výchozích látek k produktům. Dvěma šipkami opačným směrem ⇌ se zdůrazňuje skutečnost, že reakce může probíhat v obou směrech.“ (Vacík, 1990, s. 45)

17 Symboly jsou zkratky z anglických slov *gas* (plynný), *liquid* (kapalný) a *solid* (pevný).

18 Stechiometrické koeficienty jsou číselné faktory udávající počty reagujících atomů či molekul v dané chemické rovnici.

19 R značí reaktant v dané chemické rovnici a P produkt dané chemické rovnice.

$r_1\,R_1 + r_2\,R_2 + r_3\,R_3 + \ldots \rightarrow p_1\,P_1 + p_2\,P_2 + p_3\,P_3 + \ldots$,
kde r_1, r_2, r_3, … a p_1, p_2, p_3, … jsou stechiometrické koeficienty příslušné reaktantům a produktům dané chemické rovnice.

Poměr látkových množství je vyjádřen rovnicí:

$$\frac{n(\mathrm{P}_1)}{p_1} = \frac{n(\mathrm{P}_2)}{p_2} = \frac{n(\mathrm{P}_3)}{p_3} = \cdots = \frac{n(\mathrm{R}_1)}{r_1} = \frac{n(\mathrm{R}_2)}{r_2} = \frac{n(\mathrm{R}_3)}{r_3} = \cdots, \qquad (3.3)$$

čili dle (3.2):

$$\frac{m(\mathrm{P}_1)}{p_1 \cdot M(\mathrm{P}_1)} = \frac{m(\mathrm{P}_2)}{p_2 \cdot M(\mathrm{P}_2)} = \frac{m(\mathrm{P}_3)}{p_3 \cdot M(\mathrm{P}_3)} = \cdots = \frac{m(\mathrm{R}_1)}{r_1 \cdot M(\mathrm{R}_1)} = \frac{m(\mathrm{R}_2)}{r_2 \cdot M(\mathrm{R}_2)} =$$

$$= \frac{m(\mathrm{R}_3)}{r_3 \cdot M(\mathrm{R}_3)} = \cdots, \qquad (3.4)$$

čehož se dá využít k sestavení trojčlenky pro výpočet neznámé hmotnosti reaktantu nebo produktu ze známé hmotnosti jiné reakční složky. Trojčlenka se běžně zapisuje v následujícím tvaru pro reakční složky A a B, s příslušnými stechiometrickými koeficienty *a*, *b*:

$$\frac{m(\mathrm{A})}{a \cdot M(\mathrm{A})} = \frac{m(\mathrm{B})}{b \cdot M(\mathrm{B})}. \qquad (3.4.1)$$

3.3.3.1 Vzorové příklady[20]

„Kolik gramů jodu vznikne reakcí 2 g jodidu draselného s chlorem?
2 KI + Cl_2 → 2 KCl + I_2“ (Mach, Plucková, Šibor, 2010, s. 44)

m(KI) = 2 g
M(KI) = 166 g/mol
$M(I_2)$ = 254 g/mol
$m(I_2)$ = ?

Dle vzorce (3.4.1) a znalosti chemické rovnice v zadání lze vyjádřit poměry dvou reakčních složek KI a I_2:

20 V celé kapitole byly využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučenin byly vypočítány dle kap. 3.3.2.

$$\frac{m(\mathrm{KI})}{2 \cdot M(\mathrm{KI})} = \frac{m(\mathrm{I_2})}{M(\mathrm{I_2})}.$$

Z tohoto poměru lze vyjádřit a dopočítat potřebnou veličinu:

$$m(\mathrm{I_2}) = \frac{m(\mathrm{KI}) \cdot M(\mathrm{I_2})}{2 \cdot M(\mathrm{KI})} = \frac{2\ \mathrm{g} \cdot 254\ \mathrm{g/mol}}{2 \cdot 166\ \mathrm{g/mol}} = 1{,}53\ \mathrm{g}\,.$$

Při reakci 2 g jodidu draselného s chlorem vznikne 1,53 g jodu.

„Vypočítejte hmotnost zinku, který reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vzniku 15 g chloridu zinečnatého. $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$“ (Mach, Plucková, Šibor, 2010, s. 44)

$m(ZnCl_2) = 15$ g
$M(ZnCl_2) = 136$ g/mol
$M(Zn) = 65{,}5$ g/mol
$m(Zn) = ?$

Dle vzorce (3.4.1) a znalosti chemické rovnice v zadání lze vyjádřit poměry dvou reakčních složek Zn a $ZnCl_2$:

$$\frac{m(\mathrm{Zn})}{M(\mathrm{Zn})} = \frac{m(\mathrm{ZnCl_2})}{M(\mathrm{ZnCl_2})}.$$

Z tohoto poměru lze vyjádřit a dopočítat potřebnou veličinu:

$$m(\mathrm{Zn}) = \frac{m(\mathrm{ZnCl_2}) \cdot M(\mathrm{Zn})}{M(\mathrm{ZnCl_2})} = \frac{15\ \mathrm{g} \cdot 65{,}5\ \mathrm{g/mol}}{136\ \mathrm{g/mol}} = 7{,}22\ \mathrm{g}.$$

7,22 g zinku reaguje s kyselinou chlorovodíkovou za vzniku 15 g chloridu zinečnatého.

3.3.4 Hustota[21]

Hustota je veličina, se kterou se v chemii běžně počítá, a využívá se toho, že žáci ji znají již ze šestého ročníku základní školy z fyziky.

Hustota ρ tělesa je rovna podílu hmotnosti m tělesa a objemu V tohoto tělesa, což je vyjádřeno vzorcem:

21 Zpracováno dle (Kolářová, Bohuněk, 2002) a (Vacík, 1990).

$$\rho = \frac{m}{V} \quad . \tag{3.5}$$

3.4 Závěr kapitoly

Žáci se na základní škole učí důležitá matematická témata nutná pro chemické výpočty a těmi jsou trojčlenka a vyjadřování neznámé veličiny ze vzorce (ekvivalentní úpravy lineárních rovnic). Žák na základní škole získá také znalosti důležitých chemických veličin a jejich jednotek.

Vzhledem k tomu, že žáci potřebují k úpravě vzorců v chemických výpočtech znalost lineárních rovnic, je výuka vzorce hmotnostního zlomku trochu předčasná (cca o půl roku). Dá se však aplikovat výpočet pomocí trojčlenky, kterou se žáci učí již v předchozím ročníku.

4 Chemické výpočty na středních školách

4.1 Úvod ke kapitole

Tato kapitola je zaměřena na střední vzdělávání s maturitní zkouškou poskytované gymnázii a středními odbornými školami. Žáci středního vzdělávání mají již znalosti některých chemických výpočtů ze základního vzdělávání a orientují se v základech oboru chemie. Na středním vzdělávání jde výuka více do hloubky a dochází k rozšíření a upevnění znalostí z tohoto oboru.

4.2 Matematické znalosti

4.2.1 Logaritmické rovnice

„Logaritmus kladného čísla x o základu a je reálné číslo $\log_a x$, pro které platí rovnost $a^{\log_a x} = x$ pro každé $x > 0$, $a > 0$, $a \neq 1$.

Logaritmickou rovnicí nazýváme každou rovnici, v níž se vyskytují logaritmy výrazů s neznámou $x \in \mathsf{R}$[22]. Nejjednodušším případem logaritmické rovnice je rovnice $\log_a x = b$, $a > 0$, $a \neq 1$, $b \in \mathsf{R}$, jež má řešení $x = a^b$.“ (Polák, 1995, s. 135, 212)

Logaritmus o základu 10 se nazývá dekadický logaritmus a obvykle se označuje jen $\log x$.[23]

4.2.2 Soustavy rovnic

„Pojem rovnice s jednou neznámou[24] zobecníme na rovnici s n neznámými $x_1, x_2, \ldots, x_n$ ($n \in \mathsf{N}$[25]): $L(x_1, x_2, \ldots, x_n) = P(x_1, x_2, \ldots, x_n)$, jejíž levá strana $L(x_1, x_2, \ldots, x_n)$ a pravá strana $P(x_1, x_2, \ldots, x_n)$ jsou výrazy s proměnnými (neznámými) $x_1, x_2, \ldots, x_n$. Tato rovnice vyjadřuje úlohu: Určit všechny uspořádané n-tice $[x_1, x_2, \ldots, x_n]$ čísel z daného číselného oboru M, jež splňují rovnici, tj. po dosazení do ní dostáváme pravdivý výrok (rovnost). Každou takovou uspořádanou n-tici $[x_1, x_2, \ldots, x_n]$ nazýváme řešením rovnice.

Zpravidla neřešíme jednotlivé rovnice s více neznámými, nýbrž několik takových rovnic, které mají být splněny zároveň. Mluvíme pak o soustavě rovnic se dvěma, resp. více

22 R je množina všech reálných čísel.

23 Zpracováno dle (Polák, 1995).

24 (kap. 3.2.2)

25 N je množina všech přirozených čísel.

neznámými. Mezi jednotlivé rovnice soustavy bychom měli psát znak $\wedge$ („a zároveň“). Obvykle se však mezi nimi píše čárka, resp. se rovnice píší pod sebou. Řešením soustavy rovnic o n neznámých $x_1, x_2, \dots, x_n$ se rozumí každá uspořádaná n-tice $[x_1, x_2, \dots, x_n]$ čísel z daného číselného oboru M, která splňují zároveň všechny rovnice soustavy, tj. po dosazení do každé z rovnic soustavy dostaneme pravdivý výrok (rovnost). Množina všech řešení soustavy je průnikem množin všech řešení jednotlivých rovnic soustavy.

Metody početního řešení soustav rovnic užívají ekvivalentní úpravy soustavy rovnic, tj. takové úpravy, jimiž se nemění řešení soustavy. Nejdůležitější ekvivalentní úpravy soustavy rovnic jsou:

– Nahrazení libovolné rovnice soustavy rovnicí, která je s ní ekvivalentní, tj. má totéž řešení.[26]
– Nahrazení libovolné rovnice soustavy součtem této rovnice a libovolné jiné rovnice soustavy.
– Dosazení neznámé nebo výrazu s neznámou z jedné rovnice soustavy do jiné její rovnice.“ (Polák, 1995, s. 246–248)

Základním typem metod řešení soustav lineárních algebraických rovnic jsou eliminační metody, jejichž podstatou je postupná eliminace (vylučování) neznámých z rovnic soustavy.

Gaussova eliminační metoda je jedna z nejrozšířenějších metod numerického řešení soustavy lineárních rovnic. Při Gaussově eliminační metodě převádíme postupnými úpravami danou soustavu na soustavu s ní ekvivalentní, kde ve druhé rovnici je eliminována první neznámá, ve třetí rovnici jsou eliminovány první a druhá neznámá a tak dále. Tvar této ekvivalentní soustavy dovoluje jednodušeji určit řešení této soustavy, a tím i řešení dané soustavy, protože ekvivalentní soustava má stejnou množinu řešení jako soustava původní.[27]

4.3 Chemické výpočty

V této kapitole jsou probrány jednotlivé chemické výpočty středního vzdělávání s návazností na matematické znalosti žáků a jsou uvedeny konkrétní vzorové příklady s výpočty. Vzorové příklady jsou vždy převzaty z knižního nebo elektronického zdroje, který je uveden, výpočty jsou vždy vlastní a jsou zkontrolovány dle výsledku v příslušném zdroji.

26 (kap. 3.2.2)

27 Zpracováno dle (Polák, 1995), (Aplikovaná matematika I, 1977) a (Olšák, 2013).

4.3.1 Molární hmotnost, látkové množství[28]

S pojmy molární hmotnost a látkové množství se žák setkává již na základní škole, zde je učivo rozšířeno. Pro výpočet počtu částic v látce se využívá vzorce:

$$N = n \cdot N_\mathrm{A}, \qquad (4.1)$$

kde N je počet částic, n látkové množství a N_A Avogadrova konstanta[29].

Další informací, se kterou se žák seznámí, je, že za normálních podmínek[30] zaujímá 1 mol kteréhokoliv plynu objem 22,4 dm^3.

Konstanta 22,4 dm^3 platí pro ideální plyn[31] a vychází ze stavové rovnice ideálního plynu, která se dá použít i pro přepočet objemu plynu pro jiné podmínky (tlak, teplota) než jsou standardní. Stavová rovnice ideálního plynu má tvar:[32]

$$pV = nRT, \qquad (4.2)$$

kde p je tlak plynu, V je jeho objem, n je látkové množství, T je teplota a R je univerzální plynová konstanta, která má hodnotu $R = 8{,}314\ \mathrm{J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}$.

Lze provést výpočet objemu 1 molu plynu dle vzorce (4.2) za standardních podmínek, aby byla odvozena konstanta 22,4 dm^3 na 1 mol plynu:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1\ \mathrm{mol} \cdot 8{,}314\ \mathrm{J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}} \cdot 273{,}15\ \mathrm{K}}{101\ 325\ \mathrm{Pa}} = 0{,}0224\ \mathrm{m^3} = 22{,}4\ \mathrm{dm^3}. \qquad (4.3)$$

Ze vzorce (4.2) vyplývá vzorec pro výpočet objemu plynu za podmínek konstantního tlaku a teploty:

$$V = V_\mathrm{M} \,.\, n, \qquad (4.4)$$

28 Zpracováno dle (Mareček, Honza, 1998).

29 (kap. 3.3.2)

30 Za standardní (normální) podmínky se zde považuje tlak 1 atm = 101 325 Pa a teplota 0 °C = 273,15 K.

31 „Za atmosférického tlaku a teploty laboratoře se mnohé plyny chovají jako ideální.“ (Vacík, 1990, s. 59)

32 Zpracováno dle (Vacík, 1990).

kde V_M je molární objem plynu za daných podmínek, tj. objem vztažený na látkové množství, v případě ideálního plynu za standardních podmínek dle (4.3) $V_M = 22{,}4\ dm^3/mol$.

4.3.1.1 Vzorové příklady

„Jaký objem zaujímá za normálních podmínek 20 g oxidu uhelnatého?
$M(CO) = 28$ g/mol“ (Mareček, Honza, 1998, s. 54)

$m(CO) = 20$ g
$M(CO) = 28$ g/mol
$V(CO) = ?$

Nejprve dle vzorce (3.2) se vypočítá látkové množství oxidu uhelnatého:

$$n(\mathrm{CO}) = \frac{m(\mathrm{CO})}{M(\mathrm{CO})} = \frac{20\ \mathrm{g}}{28\ \mathrm{g/mol}} = 0{,}71\ \mathrm{mol}.$$

Dle vzorce (4.3) a (4.4) lze vypočítat objem CO za standardních podmínek:.

$$V(\mathrm{CO}) = V_M \,.\, n(\mathrm{CO}) = 22{,}4\ \mathrm{dm^3/mol} \,.\, 0{,}71\ \mathrm{mol} = 15{,}90\ \mathrm{dm^3}.$$

20 g oxidu uhelnatého za normálních podmínek zaujímá 15,90 dm^3.

„Uhličitan vápenatý se rozkládá podle rovnice $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Kolik litrů oxidu uhličitého vznikne rozkladem 500 g $CaCO_3$, který obsahuje 10 % nečistot? Objem CO_2 je měřen za normálních podmínek. Molární hmotnost $CaCO_3$ je $M = 100$ g/mol.“ (Šípek, 1974, s. 23)

m(zn. $CaCO_3$)[33] = 500 g
$M(CaCO_3) = 100$ g/mol
$V(CaCO_3) = ?$

$CaCO_3$ obsahuje 10 % nečistot, což odpovídá 90 % čisté látky. Hmotnostní zlomek $CaCO_3$ je tedy $w(CaCO_3) = 0{,}9$. Dle vzorce (3.1) se dá vypočítat hmotnost čistého $CaCO_3$:

33 Znečištěný $CaCO_3$.

$m(\mathrm{CaCO_3}) = w(\mathrm{CaCO_3})\ .\ m(\mathrm{zn.\ CaCO_3}) = 0{,}9\ .\ 500\ \mathrm{g} = 450\ \mathrm{g}$.

Dle vzorce (3.2) lze vypočítat látkové množství $CaCO_3$:

$$n(\mathrm{CaCO_3}) = \frac{m(\mathrm{CaCO_3})}{M(\mathrm{CaCO_3})} = \frac{450\ \mathrm{g}}{100\ \mathrm{g/mol}} = 4{,}5\ \mathrm{mol}.$$

Dle vzorce (3.3) a znalosti chemické rovnice v zadání lze vyjádřit poměry dvou reakčních složek $CaCO_3$ a CO_2:

$$\frac{n(\mathrm{CaCO_3})}{1} = \frac{n(\mathrm{CO_2})}{1}.$$

Z tohoto vztahu vyplývá rovnost:

$n(\mathrm{CO_2}) = n(\mathrm{CaCO_3}) = 4{,}5\ \mathrm{mol}$.

Dle vzorce (4.3) a (4.4) lze vypočítat objem oxidu uhličitého za standardních podmínek:

$V(\mathrm{CO_2}) = V_\mathrm{M}\ .\ n(\mathrm{CO_2}) = 22{,}4\ \mathrm{dm^3/mol}\ .\ 4{,}5\ \mathrm{mol} = 100{,}8\ \mathrm{dm^3}$.

Rozkladem 500 g $CaCO_3$, který obsahuje 10 % nečistot, vznikne 100,8 l oxidu uhličitého.

4.3.2 Výpočty z chemických rovnic, vyčíslení chemických rovnic[34]

S výpočty z chemických rovnic se žák setkává již na základní škole a také již žáci vědí, že o chemické rovnici lze mluvit pouze tehdy, je-li splněn zákon zachování hmotnosti, čili jsou-li doplněny stechiometrické koeficienty.

Na středních školách již žáci musí rovnice vyčíslovat (doplňovat stechiometrické koeficienty). Obecně se dá řešit vyčíslování chemických rovnic jako soustava *n* rovnic o *m* neznámých, kde *n* je počet prvků účastnících se reakce a *m* je počet hledaných stechiometrických koeficientů (součet počtu reaktantů a produktů). Jelikož průběh reakce vystihují poměry stechiometrických koeficientů, zůstává chemická rovnice v platnosti, i když se její koeficienty vynásobí týž nenulovým číslem. Zpravidla se však používají nejmenší možné kladné celé hodnoty stechiometrických koeficientů, které v chemické rovnici splňují zákon zachování hmotnosti.

34 Zpracováno dle (Mareček, Honza, 1998), (Mach, Plucková Šibor, 2010) a (Vacík, 1990).

Vzhledem k tomu, že řešení soustavy více rovnic o více neznámých nebývá nejjednodušší, u redoxních rovnic se používá k vyčíslení chemických rovnic tzv. křížového pravidla[35], které bude pro větší přehlednost vysvětleno u úlohy dále.

Úlohy na vyčíslování chemických rovnic obsahují zpravidla chemické reakce, které v reálu skutečně probíhají, čímž je zajištěno, že soustavy rovnic, které se v tomto případě řeší, mají nekonečně mnoho řešení řešení, protože řešením jsou poměry stechiometrických koeficientů.

Reakce redukčně-oxidační (redoxní) jsou reakce, u nichž dochází k přenosu elektronů mezi reakčními složkami. Některé atomy elektrony přijímají (redukují se), což se projevu snížením jejich oxidačních čísel, a jiné atomy elektrony odevzdávají (oxidují se), což se projevuje zvyšováním oxidačního čísla. V redoxních rovnicích probíhá vždy současně oxidace a redukce. V chemické rovnici bývá zvykem uvádět oxidační čísla jen u těch prvků, kterým se oxidační čísla mění.

Oxidační číslo je náboj, který by byl přítomen na atomu prvku, kdybychom elektrony všech vazeb, které z něj vycházejí, přidělili vždy elektronegativnějšímu[36] z vázaných atomů. Oxidační číslo je počet elementárních nábojů.

Elementární náboj má hodnotu 1,602 . 10^{-19} C. Elektron má jednotkový záporný elementární náboj, tudíž nábojové číslo –1, a značí se e^-. Vzhledem k tomu, že v chemických redoxních rovnicích dochází k výměně elektronů a elektron má jednotkový záporný elementární náboj, uvolňování elektronů zvyšuje oxidační číslo atomu a přijímání elektronů oxidační číslo atomu snižuje.

S pojmy elektronegativita, oxidace i redukce (bez vyčíslování redoxních rovnic) se žáci setkávají už na základní škole.

Hodnoty oxidačních čísel se označují římskou číslicí vpravo nahoře u značky prvku a nabývají hodnot od –IV do VIII. Kvůli zákonu zachování hmotnosti musí být v redoxních rovnicích též roven počet uvolněných a přijatých elektronů, a tudíž musí být v přesném poměru i počty částic, které elektrony uvolňují a přijímají. Této znalosti se využívá při vyčíslování redoxních rovnic, při tzv. křížovém pravidle.

4.3.2.1 Vzorové příklady

„Vyčíslete následující neredoxní chemickou rovnici

---

35 V různých literaturách bývá používaný jiný název pro tuto metodu vyčíslování redoxních rovnic, Často se vyskytuje křížové pravidlo či křížová metoda. V této práci budu používat název křížové pravidlo.

36 Elektronegativitou se nazývá schopnost atomu přitahovat elektrony chemické vazby a hodnota elektronegativity se nalezne například v periodické soustavě prvků.

$a\ Ba(NO_3)_2 + b\ Al_2(SO_4)_3 \rightarrow c\ BaSO_4 + d\ Al(NO_3)_3$.“[37]

a, *b*, *c* a *d* jsou hledané stechiometrické koeficienty. Tato rovnice je neredoxní, takže záleží jen na tom, aby počty atomů jednotlivých prvků na obou stranách rovnice byly stejné a byl tím splněn zákon zachování hmotnosti. Soustavu rovnic pro hledané stechiometrické koeficienty vyjádříme pro jednotlivé prvky:[38]

Ba: $a - c = 0$,
N: $2a - 3d = 0$,
O: $6a + 12b - 4c - 9d = 0$,
Al: $2b - d = 0$,
S: $3b - c = 0$.

Tuto soustavu pomocí ekvivalentních úprav pro soustavy rovnic upravíme dle Gaussovy eliminační metody (kap. 4.2.2) a získáme ekvivalentní soustavu rovnic pro hledané stechiometrické koeficienty:[39]

$a - c = 0$,
$2b - d = 0$,
$2c - 3d = 0$.

Z rovnice $2c - 3d = 0$ a ze znalosti, že jako stechiometrické koeficienty se zpravidla užívají nejmenší možné kladné celé hodnoty, které splňují zákon zachování hmotnosti[40], je řešením $c = 3$ a $d = 2$. Dopočítáním se následně zjistí, že $b = 1$ a $a = 3$. Vyčíslená chemická rovnice po dosazení stechiometrických koeficientů vypadá takto:

$3\ Ba(NO_3)_2 + Al_2(SO_4)_3 \rightarrow 3\ BaSO_4 + 2\ Al(NO_3)_3$.

Lze ověřit, že tato chemická rovnice splňuje zákon zachování hmotnosti spočítáním počtu atomů jednotlivých prvků na obou stranách rovnice. Na levé i pravé straně jsou

37 Zadání převzato ze http://e-chembook.eu/chemicke-rovnice-vycislovani-a-vypocty

38 Součet atomů prvků na levé straně rovnice se musí rovnat součtu atomů prvků na pravé straně rovnice, proto při vytváření rovnic pro jednotlivé prvky mají stechiometrické koeficienty reaktantů kladné znaménko a stechiometrické koeficientu produktů záporné znaménko pro rovnice s nulovou pravou stranou.

39 Rovnice, které se ekvivalentními úpravy převedly na tvar 0 = 0, nejsou uvedeny.

40 (kap. 4.3.2)

3 atomy barya, 6 atomů dusíku, 30 atomů kyslíku, 2 atomy hliníku a 3 atomy síry. Rovnice tedy splňuje zákon zachování hmotnosti.

„Vyčíslete následující redoxní rovnici
$a\ H_2SO_4 + b\ P \rightarrow c\ H_3PO_4 + d\ SO_2 + e\ H_2O$.“[41]

Jelikož se jedná o redoxní rovnici, tak se mění oxidační čísla některých prvků. Rovnice ze zadání bude doplněna o oxidační čísla atomů, které se oxidují nebo redukují:

$$a\ H_2S^{VI}O_4 + b\ P^0 \rightarrow c\ H_3P^VO_4 + d\ S^{IV}O_2 + e\ H_2O.$$

Síra má na levé straně rovnice oxidační číslo VI a na pravé straně má oxidační číslo IV, takže síra se redukuje (snižuje se jí oxidační číslo). Fosfor má na levé straně rovnice oxidační číslo 0 a na pravé straně oxidační číslo V, takže fosfor se oxiduje (zvyšuje se mu oxidační číslo). Lze zapsat počty vyměněných elektronů (změnu oxidačního čísla) u prvků, které se oxidují či redukují. Síře se snížilo oxidační číslo o dva, takže síra přijmula dva elektrony. Fosforu se zvýšilo oxidační číslo o pět, takže odevzdal pět elektronů. Počty vyměněných elektronů lze zapsat rovnicemi:

$$S^{VI} + 2\ e^- \rightarrow S^{IV},$$
$$P^0 - 5\ e^- \rightarrow P^V.$$

Kvůli zákonu zachování hmotnosti musí být také v přesném poměru počty částic, které elektrony uvolňují a přijímají – síra 2 elektrony přijímá, fosfor 5 elektronů uvolňuje – což lze zapsat vztahem $2a = 5b$. Síra se totiž v zadání vyskytuje v chemické rovnici v reaktantu, který má stechiometrický koeficient a, a fosfor se v zadání vyskytuje v chemické rovnici v reaktantu, který má stechiometrický koeficient b, takže se tímto vztahem vyjadřuje, že počet odevzdaných elektronů se rovná počtu elektronů přijatých v této chemické rovnici.

Vzhledem k tomu, že jako stechiometrické koeficienty se zpravidla užívají nejmenší možné kladné celé hodnoty, které splňují zákon zachování hmotnosti, pak řešením je $a = 5$ a $b = 2$.

Tento postup řešení je zároveň to, co se žáci učí jako tzv. křížové pravidlo. Postup řešení pomocí tzv. křížového pravidla spočívá v tom, že se mají křížem vyměnit absolutní hodnoty počtů vyměněných elektronů mezi oxidujícím a redukujícím prvkem.

41 Zadání převzato ze http://e-chembook.eu/chemicke-rovnice-vycislovani-a-vypocty

Síra vyměňuje dva elektrony a fosfor pět elektronů. Tyto vyměněné absolutní hodnoty počtu vyměněných elektronů (tj. k síře 5 a k fosforu 2) se dopíší jako stechiometrické koeficienty do chemické rovnice. Síra se v zadání vyskytuje v chemické rovnici v reaktantu, který má stechiometrický koeficient a, takže $a = 5$. Fosfor se v zadání vyskytuje v chemické rovnici v reaktantu, který má stechiometrický koeficient b, takže $b = 2$, což je totožné s řešením výše.

Nyní lze zapsat soustavu rovnic pro hledané stechiometrické koeficienty opět pro jednotlivé prvky, protože i tato rovnice musí splňovat zákon zachování hmotnosti:

H: $2a - 3c - 2e = 0$,
S: $a - d = 0$,
O: $4a - 4c - 2d - e = 0$,
P: $b - c = 0$.

Ze znalosti $a = 5$ a $b = 2$ je možno dopočítat zbývající stechiometrické koeficienty, takže $c = 2$, $d = 5$ a $e = 2$.

Vyčíslená chemická rovnice po dosazení hodnot stechiometrických koeficientů vypadá takto:

$$5\ H_2SO_4 + 2\ P \rightarrow 2\ H_3PO_4 + 5\ SO_2 + 2\ H_2O.$$

Lze ověřit, že tato chemická rovnice splňuje zákon zachování hmotnosti, spočítáním počtu atomů jednotlivých prvků na obou stranách rovnice. Na levé i pravé straně je 10 atomů vodíku, 5 atomů síry, 20 atomů kyslíku a 2 atomy fosforu. Rovnice tedy splňuje zákon zachování hmotnosti.

4.3.3 Termochemie[42]

„Termodynamika je vědní obor zabývající se studiem fyzikálních a chemických dějů spojených s energetickými změnami. Termochemie je oblast termodynamiky zabývající se studiem tepelného zabarvení chemických reakcí.“ (Mareček, Honza, 1998, s. 88)

Při výpočtech v termochemii se využívá platnosti termochemických zákonů.

První termochemický zákon říká, že reakční teplo přímé a protisměrné chemické reakce probíhající za stejných podmínek je až na znaménko stejné.

42 Zpracováno dle (Mareček, Honza, 1998).

Druhý termochemický zákon (Hessův) říká, že výsledné reakční teplo chemické reakce nezávisí na způsobu jejího průběhu, ale pouze na počátečním a konečném stavu (stavová veličina). Reakční teplo určité reakce je stejné jako součet reakčních tepel postupně prováděných reakcí, vycházejících ze stejných výchozích látek a končící stejnými produkty.

Množství tepla, které soustava během reakce probíhající za konstantního tlaku vymění s okolím (vztaženo na jeden mol), se označuje jako reakční teplo a značí se ΔH.

Přímé měření reakčních tepel je náročné, jejich hodnoty je však možno získat výpočtem reakčních tepel z tabelovaných hodnot tepel slučovacích a spalných. Standardní[43] slučovací teplo $(\Delta H^0_{298})_{\text{sluč}}$ je reakční teplo reakce, při kterém vzniká 1 mol sloučeniny přímo z prvků. Standardní spalné teplo $(\Delta H^0_{298})_{\text{spal}}$ je reakční teplo reakce, při kterém je 1 mol látky spálen. Pro výpočet reakčního tepla lze užít rovnici:

$$\Delta H = \Sigma\Delta H_{\text{sluč}}(\text{produktů}) - \Sigma\Delta H_{\text{sluč}}(\text{reaktantů}) = \\ = \Sigma\Delta H_{\text{spal}}(\text{reaktantů}) - \Sigma\Delta H_{\text{spal}}(\text{produktů}). \qquad (4.5)$$

4.3.3.1 Vzorové příklady

„Reakci vzniku oxidu dusnatého z prvků a jeho následnou oxidaci vzdušným kyslíkem na oxid dusičitý popisují následující termochemické rovnice:

$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,NO(g)$ $\qquad \Delta H^0_{298}(\text{i}) = 180{,}5$ kJ,
$2\,NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g)$ $\qquad \Delta H^0_{298}(\text{ii}) = -114{,}1$ kJ.

Určete reakční teplo vzniku oxidu dusičitého z prvků:

$N_2(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow 2\,NO_2(g)$ $\qquad \Delta H^0_{298} = ?$.“ (Mareček, Honza, 1998, s. 92)

Z druhého termochemického zákona plyne, že reakční teplo celkové reakce nezávisí na jejím průběhu, ale pouze na počátečním a konečném stavu, a tudíž je dáno součtem reakčních tepel reakcí dílčích:

43 Za standardní teplotu se zde považuje $T = 298{,}15$ K, která odpovídá laboratorní teplotě 25 °C. Je zde vidět rozpor ve značení *standardní* teploty, která v případě objemu 1 molu plynu byla 0 °C. Je třeba si dát pozor při výpočtech, zda počítáme se správnými standardními podmínkami.

$\Delta H^0_{298} = \Delta H^0_{298}(\mathrm{i}) + \Delta H^0_{298}(\mathrm{ii}) = 180{,}5\ \mathrm{kJ} - 114{,}1\ \mathrm{kJ} = 66{,}4\ \mathrm{kJ}.$

Reakční teplo reakce, při které vzniká oxid dusičitý přímo z prvků, je 66,4 kJ.
„Reakcí benzenu s vodíkem vzniká cyklohexan. Vypočtěte reakční teplo této reakce (za standardních podmínek), jsou-li známá standardní spalná tepla výchozích látek a produktů.

$C_6H_6(l) + 3\ H_2(g) \rightarrow C_6H_{12}(l)$

$\Delta H_{spal}(C_6H_6) = -3\ 268\ \mathrm{kJ/mol}$
$\Delta H_{spal}(H_2) = -286\ \mathrm{kJ/mol}$
$\Delta H_{spal}(C_6H_{12}) = -3\ 920\ \mathrm{kJ/mol}$“ (Mareček, Honza, 1998, s. 94)

Spalné teplo je vztaženo na jeden mol a z rovnice v zadání vyplývá, že jeden mol benzenu reaguje se třemi moly vodíku a vzniká jeden mol cyklohexanu. Reakční teplo se vypočítá dle rovnice (4.5) takto:

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Sigma\Delta H_{spal}(\text{reaktantů}) - \Sigma\Delta H_{spal}(\text{produktů}) = \\ &= \Delta H_{spal}(C_6H_6) + 3\ .\ \Delta H_{spal}(H_2) - \Delta H_{spal}(C_6H_{12}) = \\ &= -3\ 268\ \mathrm{kJ/mol} + 3\ .\ (-286\ \mathrm{kJ/mol}) - (-3\ 920\ \mathrm{kJ/mol}) = -206\ \mathrm{kJ}.\end{aligned}$$

Reakční teplo reakce benzenu s vodíkem za vzniku cyklohexanu je –206 kJ.

4.3.4 Složení roztoků[44]

S hmotnostním zlomkem a hmotnostním procentem se žák setkává už na základní škole. Jiné způsoby vyjádření koncentrace se vyučují na střední škole. Jedná se o objemové procento a molární koncentraci. Dále by se žák měl naučit vypočítat koncentraci zředěného roztoku.

4.3.4.1 Objemové procento

Stejně jako hmotnostní zlomek je objemový zlomek (objemový podíl) $\varphi(A)$ látky A bezrozměrná veličina zpravidla vyjadřovaná v procentech (pak se označuje jako objemové procento a značí se v obj. % či jen %). Vyjadřuje podíl objemu $V(A)$ látky A a celkového objemu roztoku V_R a vypočítá se dle vztahu:

44 Včetně podkapitol zpracováno dle (Mareček, Honza, 1998) a (Vacík, 1990).

$$\varphi(\mathrm{A}) = \frac{V(\mathrm{A})}{V_{\mathrm{R}}}. \qquad (4.6)$$

Objemový zlomek se zpravidla užívá k vyjádření koncentrace roztoků, které vznikly smísením dvou a více kapalných látek. Je nutno si však uvědomit, že obecně neplatí, že výsledný celkový objem roztoku je roven součtu objemů jednotlivých složek.[45]

4.3.4.2 Molární koncentrace

Molární (látková) koncentrace je definovaná vztahem:

$$c(\mathrm{A}) = \frac{n(\mathrm{A})}{V_{\mathrm{R}}}. \qquad (4.7)$$

c(A) je molární koncentrace látky A, n(A) je počet molů látky A a V_{R} je celkový objem roztoku. Jednotkou molární koncentrace je mol/dm^3 neboli M.[46]

4.3.4.3 Ředění roztoků

K výpočtu ředění roztoků, kdy se smísí dva roztoky dané látky o různém hmotnostním zlomku, se užívá tzv. směšovací rovnice, která vychází ze zákona zachování hmotnosti a je dána vztahem:

$$m_1 w_1 + m_2 w_2 = (m_1 + m_2)w. \qquad (4.8)$$

w_1, w_2 jsou hmotnostní zlomky výchozích roztoků, w je hmotnostní zlomek vzniklého roztoku a m_1, m_2 hmotnosti výchozích roztoků.

V praxi se často užívá jako jeden z výchozích roztoků rozpouštědlo (zpravidla voda), v němž je hmotnostní zlomek dané látky roven nule.

---

45 Při mísení dvou a více kapalin může docházet k reakci molekul příslušných kapalin a docházet tak k objemové kontrakci či objemové dilataci výsledného objemu soustavy. Proto se také ve směšovací rovnici níže vyskytují hmotnosti roztoků, které dle zákona zachování hmotnosti zůstávají stejné, a ne objemy roztoků.

46 „Roztok, který má například koncentraci 2 mol . l^{-1}, se též nazývá *dvoumolární* a označuje se 2M roztok (M je zkratka slova molární, nikoli jednotka; od symbolu molární hmotnosti se v tisku odlišuje typem písma.)“ (Vacík, 1990, s. 51) Zkratka M se píše bez oddělovací mezery od hodnoty koncentrace roztoku.

4.3.4.4 Vzorové příklady[47]

„500 cm^3 vodného roztoku ethanolu obsahuje 200 cm^3 ethanolu. Jaká je koncentrace ethanolu v roztoku vyjádřená v objemových procentech?“ (Mareček, Honza, 1998, s. 75)

V(ethanol) = 200 cm^3
V_R = 500 cm^3
φ(ethanol) = ?

Tato úloha se dá řešit pomocí vzorce (4.6) takto:

$$\varphi(\text{ethanol}) = \frac{V(\text{ethanol})}{V_\text{R}} = \frac{200\ \text{cm}^3}{500\ \text{cm}^3} = 0{,}4\ (40\ \text{obj.}\,\%).$$

Roztok obsahuje 40 obj. % ethanolu.

„Jaká je molární koncentrace roztoku NaCl, který obsahuje v 1 dm^3 125 g NaCl?“ (Mareček, Honza, 1998, s. 77)

V_R = 1 dm^3
m(NaCl) = 125 g
M(NaCl) = 58,5 g/mol
c(NaCl) = ?

K výpočtu využijeme vzorců (4.7) a (3.2):

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V_\text{R}} = \frac{\frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}}{V_\text{R}} = \frac{\frac{125\ \text{g}}{58{,}5\ \text{g/mol}}}{1\ \text{dm}^3} = 2{,}14\ \text{mol/dm}^3\,.$$

Molární koncentrace roztoku NaCl je 2,14 mol/l.

„Kolik cm^3 50% kyseliny dusičné (ρ_1 = 1,310 g/cm^3) je potřeba pro přípravu 450 cm^3 jejího 10% roztoku (ρ = 1,054 g/cm^3)?“ (Mareček, Honza, 1998, s. 80)

47 V celé kapitole byly využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučenin byly vypočítány dle kap. 3.3.2.

$w_1 = 0{,}5$ (50 %)
$\rho_1 = 1{,}310$ g/cm^3
$w = 0{,}1$ (10 %)
$\rho = 1{,}054$ g/cm^3
$V = 450$ cm^3
$V_1 = ?$

Nejprve vypočítáme dle vzorce (3.5) hmotnost roztoku, který má být připraven:

$m = \rho \, . \, V = 1{,}054 \text{ g/cm}^3 \, . \, 450 \text{ cm}^3 = 474{,}3 \text{ g}.$

Ze vzorce (4.8) lze vypočítat hmotnost 50% roztoku m_1. Jako druhý roztok používaný k ředění je rozpouštědlo, konkrétně voda, v níž je hmotnostní zlomek dané látky roven nule ($w_2 = 0$). Hmotnost roztoku má být 474,3 g, což se dá vyjádřit vztahem $m_1 + m_2 = 474{,}3$ g.

$$m_1 = \frac{(m_1 + m_2)w - m_2 w_2}{w_1} = \frac{474{,}3 \text{ g} \cdot 0{,}1 - m_2 \cdot 0}{0{,}5} = 94{,}9 \text{ g}.$$

Dle vzorce (3.5) lze vypočítat hledaný objem roztoku:

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{94{,}9 \text{ g}}{1{,}310 \text{ g/cm}^3} = 72{,}4 \text{ cm}^3.$$

Pro přípravu 450 ml 10% roztoku kyseliny dusičné je třeba 72,4 cm^3 50% roztoku této kyseliny.

4.3.5 pH, pOH[48]

Elektrolyty jsou látky (NaCl, KOH, HCl, HCOOH aj.), které se při rozpuštění disociují (rozpadají) na ionty. Tento děj se nazývá elektrolytická disociace. Protolytické[49] rovnováhy se ustavují v soustavách, kde při reakci dochází k odevzdání a přijímání protonů H^+. Látka, která v průběhu reakce proton uvolňuje, se nazývá kyselina, látka, která proton přijímá, se nazývá zásada.

48 Zpracováno dle (Mach, Plucková, Šibor, 2010), (Mareček, Honza, 2000) a (Vacík, 1990).

49 Protolyt je sloučenina, která ve vhodném rozpouštědle je schopná odštěpit nebo vázat proton.

Elektrolytická disociace kyseliny ve vodě vede k ustálení protolytické rovnováhy:[50]

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$.

Tato rovnováha je charakterizována disociační konstantou K_C:

$$K_C = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]}.^{51} \qquad (4.9)$$

Ve vodném roztoku[52] je voda vzhledem ke kyselině vždy v nadbytku a její koncentrace se ani při disociaci kyseliny prakticky nemění, takže můžeme její koncentrací celou rovnici (4.8) vynásobit a odvodit novou konstantu – disociační konstantu kyseliny K_A:

$$K_A = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}. \qquad (4.10)$$

Elektrolytická disociace zásady vede k ustálení protolytické rovnováhy[53],

$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$,

kterou lze charakterizovat disociační konstantou zásady K_B:

$$K_B = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}. \qquad (4.11)$$

Hodnoty disociačních konstant různých látek slouží jako kvantitativní měřítko pro třídění kyselin (či zásad) na silné, středně silné a slabé. Silné mají K_A (či K_B) > 10^{-2}, středně silné mají K_A (či K_B) rovno 10^{-2} až 10^{-4} a slabé mají K_A (či K_B) < 10^{-4}. Z toho vyplývá, že silné kyseliny (zásady) mají větší podíl disociovaných iontů než slabé kyseliny (zásady).

Koncentrace iontů H_3O^+ určuje kyselost roztoku, protože čím je více disociovaných iontů, tím je kyselina silnější. Byla zavedena logaritmická stupnice (stupnice pH), která určuje kyselost roztoku. Se zvyšující se koncentrací iontů H_3O^+ se snižuje hodnota pH dle vzorců dále.

Se stupnicí pH, avšak bez výpočtů, se setkávají žáci již na základní škole. Stupnice

50 HA je obecně kyselina, která má proton H^+. Může ji být například HCl, HNO_3 aj.

51 Látka v závorkách [ ] značí rovnovážnou koncentraci dané látky.

52 Vodný roztok je roztok, ve kterém je jako rozpouštědlo použitá voda.

53 BOH je obecně zásada, která má hydroxylová skupinu OH^-. Může ji být například KOH, LiOH aj.

pH nabývá hodnot od 0 do 14, přičemž kyselé roztoky mají pH < 7, zásadité mají pH > 7, neutrální pH = 7.

Kyselost roztoků se dá vypočítat dle vzorců:

$-\log [H_3O^+] = pH,$ (4.12)

$-\log [OH^-] = pOH,$ (4.13)

$pH + pOH = 14.$ (4.14)

Vyskytuje se zde ještě veličina pOH, která určuje míru zásaditosti roztoků dle hodnoty koncentrace iontů OH^-. Hodnoty pOH také nabývají hodnot od 0 do 14, přičemž kyselé roztoky mají pH > 7, zásadité mají pH < 7, neutrální pH = 7. V praxi se obvykle pOH přepočítává na pH dle vzorce (4.14).

4.3.5.1 Vzorové příklady

„Jaké je pH 0,01M roztoku kyseliny bromovodíkové?" (Mareček, Honza, 2000, s. 64)

Kyselina bromovodíková HBr je silná kyselina, proto je ve vodném roztoku plně disociována dle rovnice:

$HBr + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Br^-.$

Koncentrace $[H_3O^+]$ je tak přímo rovna koncentraci kyseliny, pH se dá vypočítat dle rovnice (4.12):

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (c(HBr)) = -\log (0{,}01) = 2.$

0,01M roztok HBr má pH rovno 2.

„Jaké je pH 0,0007M kyseliny sírové?" (Mareček, Honza, 2000, s. 64)

Kyselina sírová H_2SO_4 je silná kyselina, proto je ve vodném roztoku plně disociována dle rovnice:

$H_2SO_4 + 2\, H_2O \rightleftharpoons 2\, H_3O^+ + SO_4^{2-}.$

Z jednoho molu kyseliny sírové vzniknou dva moly H_3O^+, proto koncentrace $[H_3O^+]$ je v tomto případě dvojnásobná oproti koncentraci kyseliny, pH se dá vypočítat dle rovnice (4.12):

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (2 \,.\, c(H_2SO_4)) = -\log (2 \,.\, 0{,}000\,7) = 2{,}85.$$

0,0007M roztok H_2SO_4 má pH rovno 2,85.

„Jaké je pH 0,002M roztoku KOH?“ (Mareček, Honza, 2000, s. 65)

Hydroxid draselný KOH je silná zásada, proto je ve vodném roztoku plně disociován dle rovnice:

$$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-.$$

Koncentrace $[OH^-]$ je tak přímo rovna koncentraci zásady, pOH se dá vypočítat dle rovnice (4.13), pH pak dle rovnice (4.14).

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (c(KOH)) = -\log (0{,}02) = 1{,}7,$$
$$pH = 14 - pOH = 14 - 1{,}7 = 11{,}3.$$

0,002M roztok KOH má pH rovno 11,3.

„Jaké je pH 0,00018M roztoku $Ba(OH)_2$?“ (Mareček, Honza, 2000, s. 65)

Hydroxid barnatý $Ba(OH)_2$ je silná zásada, proto je ve vodném roztoku plně disociován dle rovnice:

$$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2\,OH^-.$$

Z jednoho molu hydroxidu barnatého vzniknou dva moly OH^-. Koncentrace $[OH^-]$ je v tomto případě dvojnásobná oproti koncentraci zásady, pOH se dá vypočítat dle rovnice (4.13), pH pak dle rovnice (4.14):

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2 \,.\, c(Ba(OH)_2)) = -\log(2 \,.\, 0{,}000\,18) = 3{,}4,$$
$$pH = 14 - pOH = 14 - 3{,}4 = 10{,}6.$$

0,00018M roztok $Ba(OH)_2$ má pH rovno 10,6.

„pH roztoku kyseliny chlorovodíkové je 2,15. Vypočítejte, jaké je koncentrace této kyseliny." (Mareček, Honza, 2000, s. 65)

Kyselina chlorovodíková HCl je silná kyselina, proto je ve vodném roztoku plně disociována dle rovnice:

$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$.

Koncentrace $[H_3O^+]$ je tak přímo rovna koncentraci kyseliny a dá se vypočítat dle rovnice (4.12):

$[H_3O^+] = c(HCl) = 10^{-pH} = 10^{-2,15} = 7.10^{-3}$M.

Koncentrace HCl v roztoku s pH = 2,15 je 7.10^{-3}M.

„Roztok hydroxidu barnatého má pH = 10,85. Vypočítejte koncentraci $Ba(OH)_2$." (Mareček, Honza, 2000, s. 66)

Hydroxid barnatý $Ba(OH)_2$ je silná zásada, proto je ve vodném roztoku plně disociován dle rovnice:

$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2\ OH^-$.

Z jednoho molu hydroxidu barnatého vzniknou dva moly OH^-. Koncentrace $[OH^-]$ je v tomto případě dvojnásobná oproti koncentraci zásady. pH se dá vypočítat dle vzorce (4.14), $[OH^-]$ se vypočítá dle rovnice (4.13):

$pOH = 14 - pH = 14 - 10,85 = 3,15$,
$[OH^-] = 2\ .\ c(Ba(OH)_2) = 10^{-pOH} = 10^{-3,15} = 7.10^{-4}$M,
$c(Ba(OH)_2) = 3,5.10^{-4}$M.

Koncentrace $Ba(OH)_2$ v roztoku s pH = 10,85 je $3,5.10^{-4}$M.

4.4 Závěr kapitoly

Na střední škole již žák pracuje s více chemickými vzorci a k chemickým výpočtům uplatňuje i znalosti ze základní školy. Žáci zde po matematické stránce musí navíc použít dekadický logaritmus a ve speciálním případě také vyřešení soustavy rovnic.

5 Chemické soutěže pro žáky

5.1 Úvod ke kapitole[54]

V chemických soutěžích uplatňuje žák (nejen) své znalosti chemických výpočtů. V této kapitole bude z chemických soutěží ve školním roce 2016/2017 vybrána většina úloh, kde se musí užívat chemické výpočty, aby bylo ukázáno, které matematické znalosti a chemické výpočty jsou třeba pro úspěšné vyřešení těchto úloh.

Úlohy jsou vždy převzaty z elektronického zdroje, který je uveden, a výpočty jsou vždy vlastní.

Ministerstvo školství, mládeže a tělovýchovy České republiky (dále jen MŠMT) vyhlásilo pro školní rok 2016/2017 dvě soutěže s chemickou tématikou. Jednu z nich vyhlašuje jako jediný vyhlašovatel, tou je Chemická olympiáda, druhou z nich vyhlašuje spolu s dalším vyhlašovatelem Svazem chemického průmyslu ČR a tou je Hledáme nejlepšího Mladého chemika ČR.

5.2 Chemická olympiáda[55]

Chemická olympiáda je předmětová soutěž z chemie, jejíž cílem je podporovat a rozvíjet talentované žáky. Formou zájmové činnosti napomáhá vyvolávat hlubší zájem o chemii a vést žák k samostatné práci.

Soutěž je jednotná pro celé území České republiky a pořádá se každoročně. Ve školním roce 2016/2017 byl vyhlášen již 53. ročník chemické olympiády. Tato olympiáda byla pořádána tento rok v pěti kategoriích:

Kategorie A pro žáky 3. a 4. ročníků středních škol a odpovídající ročníky víceletých gymnázií je spojena s kategorií E pro žáky 3. a 4. ročníků středních odborných škol s chemickým zaměřením.

Kategorie B pro žáky 2. a 3. ročníků středních škol a odpovídající ročníky víceletých gymnázií.

Kategorie C pro žáky 1. a 2. ročníků středních škol a odpovídající ročníky víceletých gymnázií.

Kategorie D pro žáky 8. a 9. ročníků základních škol a odpovídající ročníky víceletých gymnázií.

54 Zpracováno dle http://www.msmt.cz/file/37298_1_1/

55 Zpracováno dle https://olympiada.vscht.cz/cs/

5.2.1 Úlohy z kategorie A a E

Ve školním zadání chemické olympiády ve školním roce 2016/2017 kategorie A/E se vyskytují následující početní úlohy.

„Clausův proces

Síra je klíčovou surovinou, ze které se vyrábí kyselina sírová. Přibližně od roku 2000 se naprostá většina síry získává odsířením fosilních paliv a částečnou oxidací sulfanu – tzv. Clausovým procesem. Tato metoda, kterou vypracoval v roce 1880 Carl Friedrich Claus, má dva kroky. V prvním kroku se sulfan spaluje s definovaným množstvím vzduchu při teplotě 850 °C. Větší část sulfanu se přemění na síru, část shoří na oxid siřičitý. Druhý krok je katalyzován materiály na bázi Al_2O_3 a dochází k synproporcionaci zbývajícího sulfanu a oxidu siřičitého postupně při teplotách 300 °C a 170 °C.

V roce 2000 se v USA vyrobilo Clausovým procesem asi $9 . 10^6$ tun síry. Jakou výšku by měla hromada, kdybychom všechnu tuto síru navršili ve vancouverském přístavu do tvaru jedné homole? Předpokládejte, že (i) se jedná o nejstabilnější alotropickou modifikaci síry, (ii) sypná hustota materiálu je 25 % skutečné hustoty síry, (iii) výška homole je stejná jako poloměr její základny.“[56]

Nejstabilnější alotropickou modifikací[57] síry je kosočtverečná modifikace[58], která má hustotu 2 060 kg/m³.[59] Sypná hustota tedy je 515 kg/m³ (25 % hustoty síry). Objem vyrobené síry lze tedy vypočítat dle vzorce (3.5). Hmotnost síry dle zadání je $m = 9 . 10^6$ t = $= 9 . 10^9$ kg:

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{9 \cdot 10^9\ \mathrm{kg}}{515\ \mathrm{kg/m^3}} = 17\,475\,728\ \mathrm{m^3}.$$

Poloměr rotačního kužele[60], jehož výška je rovna poloměru základny, se vypočítá dle vzorce[61]:

56 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/7e/c5/7ec53b88-7aa3-44ca-80d4-121231515849/53a_skolni.pdf ze strany 10.

57 „Některé látky mohou existovat v několika různých krystalových formách neboli modifikacích lišících se strukturou. U prvků se tento jev nazývá alotropie.“ (Vacík, 1990, s. 112)

58 (Vacík, 1990)

59 (Mikulčák, 1995)

60 Homole cukru (dle https://cs.wikipedia.org/wiki/Homole_cukru) má tvar komolého rotačního kužele, zde je nejspíš myšleno, že hromada bude mít tvar rotačního kužele.

61 (Mikulčák, 1995)

$$r = \sqrt[3]{\frac{3V}{\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 14\,475\,728\ \mathrm{m^3}}{\pi}} = 255{,}5\ \mathrm{m}.$$

Hromada, kdybychom všechnu síru vyrobenou v roce 2000 v USA Clausovým procesem navršili do tvaru jedné homole, by měla výšku 255,5 m.

„BTX

Ne, teď nebude řeč o Bildschirmtext z 80. let. Máme na mysli směs benzenu (B), toluenu (T) a xylenů (X). Tyto látky, naprosto stěžejní pro chemický průmysl, se získávají frakční destilací ropy, a právě destilace je předmětem této úlohy. Abychom si situaci zbytečně nekomplikovali, budeme se zabývat směsí pouhých dvou látek, a to toluenu a *p*-xylenu. Tady by mohlo dojít k pomýlení třeba s japonským Tsukuba expresem TX. Tlaky nasycených par těchto látek jsou dány Antoineovou rovnicí, kde teplota je v jednotkách kelvin a tlak v jednotkách bar.

toluen: $$\log_{10}(p) = 4{,}078\,3 - \frac{1\,343{,}942\,9}{T - 53{,}773\,1}$$

p-xylen: $$\log_{10}(p) = 4{,}111\,4 - \frac{1\,450{,}688\,5}{T - 58{,}161\,7}$$

Při jaké teplotě začnou vřít čisté složky, je-li okolní tlak 99 872 Pa?“[62]

Tlak převedeme na požadované jednotky ze zadání: 99 872 Pa = 0,998 72 bar. Pak lze vypočítat teplotu varu pro toluen po vyjádření z Antoineovy rovnice pro toluen ze zadání:

$$T = \frac{1\,343{,}942\,9}{4{,}078\,3 - \log_{10}(p)} + 53{,}773\,1 = \frac{1\,343{,}942\,9}{4{,}078\,3 - \log_{10}(0{,}998\,72\ \mathrm{bar})} + 53{,}773\,1 =$$

$$= 382{,}49\ \mathrm{K}.$$

Stejným postupem lze vypočítat požadovanou teplotu varu i pro *p*-xylen po vyjádření z Antoineovy rovnice pro *p*-xylen ze zadání:

$$T = \frac{1\,450{,}688\,5}{4{,}111\,4 - \log_{10}(p)} + 58{,}161\,7 = \frac{1\,450{,}6885}{4{,}111\,4 - \log_{10}(0{,}998\,72\ \mathrm{bar})} + 58{,}161\,7 =$$

$$= 410{,}96\ \mathrm{K}.$$

62 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/7e/c5/7ec53b88-7aa3-44ca-80d4-121231515849/53a_skolni.pdf ze strany 20.

Při okolním tlaku 99 872 Pa začne vřít toulen při 382,49 K (109,34 °C) a *p*-xylen při 410,96 K (137,81 °C).

5.2.2 Úlohy z kategorie B

Ve školním zadání chemické olympiády ve školním roce 2016/2017 kategorie B se vyskytují následující početní úlohy.

„Obec Hutisko-Solanec z pohledu chemika

V podhůří Beskyd leží hezká malá obec Hutisko-Solanec, která s chemií a zvláště s prvky 1. a 2. skupiny nemá nic společného (možná až na skutečnost, že zde mládí prožil autor tohoto zadání). Ovšem chemie a zvláště prvky 1. a 2. skupiny jsou prakticky všude, pojďme si proto tuto vesnici prohlédnout chemicky.

Pitná voda v obci Hutisko-Solanec pochází z prameniště v nedalekém Rožnově p. R. Jde o vodu měkkou s tvrdostí asi 1,2 mmol . dm^{-3}, což místní hospodyňky oceňují. Tvrdost rožnovské vody je způsobena prakticky výlučně vápenatými ionty (uvedená číselná hodnota vyjadřuje jejich koncentraci), což nám umožňuje provést následující výpočet.

Určete hmotnost vodního kamene (ve formě čistého $CaCO_3$), který se teoreticky může vyloučit z 15 dm^3 uvedené vody (běžná dávka vody na praní 1 kg prádla v moderní automatické pračce).“[63]

Tvorbě vodního kamene odpovídá rovnice $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$.[64] Z této rovnice vyplývá, že veškeré vápenaté ionty Ca^{2+} vytvoří vodní kámen, proto můžeme dle rovnice (4.7) vypočítat látkové množství uhličitanu vápenatého:

$$n(CaCO_3) = c(Ca^{2+}) \,.\, V_R = 1{,}2\ \text{mmol/dm}^3 \,.\, 15\ \text{dm}^3 = 18\ \text{mmol} = 18 \,.\, 10^{-3}\ \text{mol}.$$

Ze znalosti látkového množství a chemického vzorce vodního kamene je možno vypočítat hmotnost vyloučeného vodního kamene dle vzorce (3.2):[65]

$$m(CaCO_3) = n(CaCO_3) \,.\, M(CaCO_3) = 18 \,.\, 10^{-3}\ \text{mol} \,.\, 100\ \text{g/mol} = 1{,}8\ \text{g}.$$

63 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/4d/d9/4dd96818-5414-4fe5--a32d-059609fb6d94/53b_skolni_zadani_final_ptp.pdf ze strany 4.

64 (Vacík, 1990)

65 Byly zde využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučeniny byla vypočítána dle kap. 3.3.2.

Teoreticky se může vyloučit z 15 dm^3 uvedené vody 1,8 g vodního kamene.

„V Hutisku-Solanci, stejně jako v celém okolí, je spousta šikovných kuchařek, které dokáží upéct různé druhy koláčů (od svatebních po frgály), buchet, piškotů a dalších sladkých pochutin. Při přípravě nekynutých těst používají (stejně jako všude jinde) běžné kypřící prášky. Účinek kypřícího prášku je založen na reakci jedlé sody s nějakou kyselinou, která je rovněž součástí prášku. Jako kyselá složka se v běžných kypřících prášcích používají např. dihydrogenfosforečnan vápenatý (reaguje se sodou už za pokojové teploty) a síran sodno-hlinitý (reaguje až při vyšších teplotách).

Při pečení malé ovocné buchty použila kuchařka na 0,5 kg mouky 12 g kypřícího prášku obsahujícího 30 hm. % $NaHCO_3$. Vypočtěte objem oxidu uhličitého, který se teoreticky může uvolnit z tohoto množství jedlé sody při teplotě pečení 180 °C a běžném tlaku 100 kPa.“[66]

Rozklad jedlé sody je dán rovnicí: $2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$.[67] Ze dvou molů jedlé sody tak vznikne jeden mol oxidu uhličitého.

Hmotnost jedlé sody v kypřícím prášku se dá vypočítat dle vzorce (3.1):

$$m(\mathrm{NaHCO_3}) = w(\mathrm{NaHCO_3})\ .\ m = 0{,}3\ .\ 12\ \mathrm{g} = 3{,}6\ \mathrm{g}.$$

Látkové množství oxidu uhličitého se vypočítá následující rovnicí ze znalosti příslušné chemické rovnice a za použití vzorců (3.2) a (3.3):[68]

$$n(\mathrm{CO_2}) = \frac{n(\mathrm{NaHCO_3})}{2} = \frac{m(\mathrm{NaHCO_3})}{2 \cdot M(\mathrm{NaHCO_3})} = \frac{3{,}6\ \mathrm{g}}{2 \cdot 44\ \mathrm{g/mol}} = 0{,}04\ \mathrm{mol}.$$

Vzniklý objem oxidu uhličitého lze vypočítat ze stavové rovnice ideálního plynu (4.2). Teplota pečení je 180 °C, což odpovídá T = 435,15 K:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0{,}04\ \mathrm{mol} \cdot 8{,}314\ \mathrm{J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}} \cdot 435{,}15\ \mathrm{K}}{100\ 000\ \mathrm{Pa}} = 1{,}5\ \cdot 10^{-3}\ \mathrm{m^3} = 1{,}5\ \mathrm{dm^3}.$$

Teoreticky se může uvolnit z 12 g kypřícího prášku při pečení 1,5 dm^3 oxidu uhličitého.

66 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/4d/d9/4dd96818-5414-4fe5--a32d-059609fb6d94/53b_skolni_zadani_final_ptp.pdf ze strany 4.

67 (Vacík, 1990)

68 Byly zde využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučeniny byla vypočítána dle kap. 3.3.2.

„Oxidační i redukční činidla

Významným redukčním činidlem je hydrid sodný. Jedno z jeho průmyslových využití je ve formě tzv. hydridové odokujovací lázně, což je roztavená směs hydridu a hydroxidu sodného. Tato lázeň se používá k odstranění povrchových okují (oxidů železa) po tepelném zpracování železných výrobků (např. po válcování plechů).

Vypočtěte hmotnost okují (ve formě Fe_2O_3), které lze teoreticky zpracovat pomocí jedné tuny lázně s obsahem NaH 30 hm. %.“[69]

Tato reakce probíhá dle chemické rovnice: 3 NaH + Fe_2O_3 → 2 Fe + 3 NaOH.[70] Na jeden mol oxidu železitého se spotřebují tři moly hydridu sodného.

Hmotnost NaH v lázni lze vypočítat dle vzorce (3.1):

$m(\mathrm{NaH}) = w(\mathrm{NaH})\ .\ m = 0{,}3\ .\ 1\ 000\ \mathrm{kg} = 300\ \mathrm{kg}.$

Hmotnost okují se vypočítá následující rovnicí ze znalosti příslušné chemické rovnice a za použití vzorců (3.2) a (3.3):[71]

$$m(\mathrm{Fe_2O_3}) = n(\mathrm{Fe_2O_3}) \cdot M(\mathrm{Fe_2O_3}) = \frac{n(\mathrm{NaH})}{3} \cdot M(\mathrm{Fe_2O_3}) =$$

$$= \frac{m(\mathrm{NaH})}{3 \cdot M(\mathrm{NaH})} \cdot M(\mathrm{Fe_2O_3}) = \frac{300\ 000\ \mathrm{g}}{3 \cdot 24\ \mathrm{g/mol}} \cdot 159{,}5\ \mathrm{g/mol} = 665\ 000\ \mathrm{g} = 665\ \mathrm{kg}.$$

Teoreticky lze zpracovat pomocí jedné tuny lázně s 30 hm. % NaH 665 kg okují Fe_2O_3.

5.2.3 Úlohy z kategorie C

Ve školním zadání chemické olympiády ve školním roce 2016/2017 kategorie C se vyskytuje následující početní úloha.

„Kovové stromy – „Dianin strom“

Již v dávných alchymistických dobách byl proveden a popsán následující experiment, během kterého vzniká úžasný „kovový strom“. Zjistěte, co je tímto překrásným

69 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/4d/d9/4dd96818-5414-4fe5--a32d-059609fb6d94/53b_skolni_zadani_final_ptp.pdf ze strany 5.

70 Zpracováno dle https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/06/39/0639bc6a-59e9-45f1-85d6--c3132c8ee95f/pripravny_text_cho_katb.pdf

71 Byly zde využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučenin byly vypočítány dle kap. 3.3.2.

stromem, a odpovězte na následující otázky.

‚Rozpusť jednu unci čistého Dianina kovu v dostatečném množství čisté aqua fortis střední síly. Dávajíce tento roztok do džbánu jej nařeď dvaceti uncemi destilované vody. Poté přidej dvě unce Merkurova kovu a to všechno nechej v klidu. V průběhu čtyřiceti dní začne z povrchu Merkurova kovu vyrůstati něco tvarem připomínající kovový strom, jehož odrůstající větve přírodní vegetaci budou představovati.‘

Vypočítejte, kolik gramů Dianina kovu vznikne reakcí (vznik Dianina stromu) z Merkurova kovu o hmotnosti 10,00 g, pokud jej zreagovalo pouze 60 %? Kolik gramů Dianina kovu by bylo teoreticky možné získat, pokud by zreagoval veškerý Merkurův kov? Molární hmotnosti příslušných kovů, na základě jejich správné identifikace, dohledejte v tabulkách.“[72]

Této reakci odpovídá chemická rovnice $2\ AgNO_3 + Hg \rightarrow 2\ Ag + Hg(NO_3)_2$. Dianin kov je stříbro, Merkurův kov je rtuť. V případě Dianina stromu rtuť vytěsnila z roztoku stříbrné soli ryzí stříbro. Nezreagovaná rtuť vytvořila se stříbrem amalgám, který tvoří pozorovatelné stříbrné krystaly.[73]

V následujícím výpočtu je počítání s reakcí 6 g rtuti (60 % z celkového množství). Hmotnost stříbra lze vypočítat ze znalosti příslušné chemické rovnice a dle vzorců (3.2) a (3.3) takto:[74]

$$m(\mathrm{Ag}) = n(\mathrm{Ag}) \cdot M(\mathrm{Ag}) = 2 \cdot n(\mathrm{Hg}) \cdot M(\mathrm{Ag}) = 2 \cdot \frac{m(\mathrm{Hg})}{M(\mathrm{Hg})} \cdot M(\mathrm{Ag}) =$$

$$= 2 \cdot \frac{6\ \mathrm{g}}{200{,}5\ \mathrm{g/mol}} \cdot 108\ \mathrm{g/mol} = 6{,}5\ \mathrm{g}.$$

Teoretický výtěžek při zreagování veškeré rtuti o hmotnosti 10 g se vypočítá stejným způsobem:

$$m(\mathrm{Ag}) = 2 \cdot \frac{m(\mathrm{Hg})}{M(\mathrm{Hg})} \cdot M(\mathrm{Ag}) = 2 \cdot \frac{10\ \mathrm{g}}{200{,}5\ \mathrm{g/mol}} \cdot 108\ \mathrm{g/mol} = 10{,}8\ \mathrm{g}.$$

Teoretický výtěžek z 10 g Merkurova kovu je 10,8 g Dianina kovu. Výtěžek při zreagování 60 % Merkurova kovu je 6,5 g Dianina kovu.

72 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/00/0b/000b1ba8-debd-4cfe-ac42-b17eecbd7b20/53c_skolni_final_ptp.pdf ze strany 5.

73 Zpracováno dle (Haage, 2001) a http://www.enviroexperiment.cz/chemie-stredni-skola/kovove-stromy-demonstracni-pokus

74 Byly zde využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007). Molární hmotnosti sloučenin byly vypočítány dle kap. 3.3.2.

5.2.4 Úlohy z kategorie D

Ve školním zadání chemické olympiády ve školním roce 2016/2017 kategorie D se vyskytuje následující početní úloha.

„Peroxid vodíku

Jednou z látek používaných k bělení papíru (a nejenom jeho) je peroxid vodíku. Za laboratorních podmínek je to bezbarvá kapalina mísící se s vodou v libovolném poměru. Poprvé byl připraven v roce 1818 J. L. Thernardem reakcí peroxidu barnatého s kyselinou sírovou. V současnosti se vyrábí s využitím organického katalyzátoru a do laboratoří se dodává v podobě 30% vodného roztoku.

Vypočítej, kolik litrů kyslíku vznikne rozkladem 100 ml 3% roztoku peroxidu vodíku. Hustota roztoku je 1,01 g/cm^3, molární hmotnost peroxidu vodíku 34 g/mol a molární objem kyslíku je 24,5 dm^3/mol.“[75]

Této reakci odpovídá chemická rovnice $2\ H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\ H_2O$.[76]

K výpočtu hmotnosti nezředěného peroxidu vodíku se dají využít vzorce (3.1) a (3.5):

$$m = \rho \ .\ V = 1{,}01\ \mathrm{g/cm^3}\ .\ 100\ \mathrm{cm^3} = 101\ \mathrm{g},$$

$$m(\mathrm{H_2O_2}) = w(\mathrm{H_2O_2})\ .\ m = 0{,}03\ .\ 101\ \mathrm{g} = 3{,}03\ \mathrm{g}.$$

Dále lze vypočítat molární množství kyslíku ze znalosti příslušné chemické rovnice a dle vzorců (3.2) a (3.3) takto:

$$n(\mathrm{O_2}) = \frac{n(\mathrm{H_2O_2})}{2} = \frac{\frac{m(\mathrm{H_2O_2})}{M(\mathrm{H_2O_2})}}{2} = \frac{3{,}03\ \mathrm{g}}{2 \cdot 34\ \mathrm{g/mol}} = 0{,}045\ \mathrm{mol}.$$

Nyní už zbývá pouze dopočítat objem kyslíku za příslušných podmínek dle vzorce (4.4):

$$V(\mathrm{O_2}) = V_{\mathrm{M}}(\mathrm{O_2})\ .\ n(\mathrm{O_2}) = 24{,}5\ \mathrm{dm^3/mol}\ .\ 0{,}045\ \mathrm{mol} = 1{,}09\ \mathrm{dm^3}.$$

Rozkladem 100 ml 3% roztoku H_2O_2 vznikne 1,09 dm^3 kyslíku.

75 Zadání převzato ze https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/8a/3a/8a3a21d4-b33b-46f2-89ff-2fd9949a5a0b/53_d_zadani_s_ptp.pdf ze strany 6.

76 (Vacík, 1990)

5.3 Hledáme nejlepšího Mladého chemika ČR[77]

Jedná se o každoroční soutěž pro žáky 9. tříd základních škol. Ve školním roce 2016/2017 se jednalo o pátý ročník. Cílem soutěže je povzbuzovat zájem žáků o chemii a přírodní vědy zábavnou formou. Každý ročník chemické soutěže je zaměřen na zajímavý obor chemie nebo odvětví chemického průmyslu. Soutěž se skládá ze 3 kol a je určena všem žákům 9. tříd.

Cílem této soutěže je uspořádat chemické klání, které by žáky 9. tříd skutečně bavilo, které by rozvíjelo jejich tvůrčí schopnosti a které by chemii představilo jako vědu hravou a zábavnou, praktickou i poetickou, jako disciplínu, která má budoucnost, protože skýtá široké možnosti studijního i pracovního uplatnění.

Soutěž Hledáme nejlepšího Mladého chemika ČR je zaměřena na celorepublikovou propagaci chemie na základních školách, je podpořena odbornou veřejností, firmami podnikajícími v chemickém průmyslu, Svazem chemického průmyslu ČR (vyhlašovatel a generální partner) a MŠMT (spoluvyhlašovatel). Soutěž si klade za cíl propojit základní a střední školství s odbornou praxí v chemii.

5.3.1 Úlohy

Ve školním roce 2016/2017 se v 1. (školním) kole nevyskytovaly žádné početní úlohy (pouze vědomostní). Početní úlohy se však vyskytovaly v 2. kole (regionálním).

Úloha – Vypočítej a zakroužkuj správnou odpověď.[78]

I) Sloučenina $Ca(HCO_3)_2$ má molární hmotnost asi:
- a) 145 g/mol
- b) 153 g/mol
- c) 162 g/mol
- d) 177 g/mol

II) 650 g této sloučeniny představuje asi:
- a) 3 moly
- b) 4 moly
- c) 5 molů
- d) 6 molů

77 Zpracování dle http://mladychemikcr.cz/ a http://www.mssch.cz/zakladni-skoly/souteze

78 Zadání převzato ze Mlady_chemik_2_kolo_RESENI_var_A.pdf ze strany 3.

III) 2 moly této sloučeniny představuje asi:

a) 290 g

b) 324 g

c) 354 g

d) 382 g

Vyřešení první části úlohy, vypočítání molární hmotnosti sloučeniny, se provede metodou uvedenou v kap. 3.3.2.[79] Zbývající dvě části této úlohy se dají vypočítat dle vzorce (3.2) takto:

$$M(Ca(HCO_3)_2) = M(Ca) + 2 \,.\, (M(H) + M(C) + 3 \,.\, M(O)) =$$
$$= 40\ g/mol + 2 \,.\, (1\ g/mol + 12\ g/mol + 3 \,.\, 16\ g/mol) = 162\ g/mol.$$

$$n(Ca(HCO_3)_2) = \frac{m(Ca(HCO_3)_2)}{M(Ca(HCO_3)_2)} = \frac{650\ g}{162\ g/mol} = 4\ mol,$$

$$m(Ca(HCO_3)_2) = n(Ca(HCO_3)_2) \,.\, M(Ca(HCO_3)_2) = 2\ mol \,.\, 162\ g/mol = 324\ g.$$

Správným řešením této úlohy je I) c), II) b) a III) b).

79 Byly zde využity tabelované hodnoty molárních hmotností zaokrouhlena na poloviny celých čísel dle (Běloun, 2007).

6 Závěr

Cíl této práce byl naplněn, byl vytvořen základní přehled o typech chemických výpočtů na základních a středních školách a aplikace těchto výpočtů byly ukázány na vzorových příkladech. Tento cíl je přínosný především pro všechny učitele chemie a studenty učitelství chemie, aby si udělali základní přehled o typech početních úloh v tomto oboru.

V základním vzdělávání bylo v RVP ZV definováno, jaké chemické znalosti výpočtů žák má mít pro ukončení základního vzdělávání. Na středním vzdělávání je v RVP už jen zmínka o tom, že by žák měl provádět chemické výpočty, ale chybí přesná definice, které by to měly být, a je tak už v podstatě na školách, jaké chemické výpočty do svých ŠVP zařadí. Zde spatřuji možné úskalí chemických výpočtů na středních školách, kdy mají žáci rozdílné znalosti výpočtů po ukončení různých středních škol dle konkrétně vytvořeného ŠVP.

Psaní této práce mi pomohlo k prohloubení znalostí o typech chemických výpočtů, a tudíž bylo pro mě velmi přínosné. Věřím, že práce bude přínosná i pro jiné učitele či studenty učitelství chemie.

7 Použitá literatura a zdroje

7.1 Knižní literatura

Aplikovaná matematika I. 1. vyd. Praha: SNTL, 1977. ISBN 04-004-77.

BĚLOUN, František, et al. *Tabulky pro základní školu*. 10. vyd. Praha: Prometheus, 2007. ISBN 9788071963462.

HAAGE, Bernhard Dietrich. *Středověká alchymie: od Zósima k Paracelsovi*. Praha: Vyšehrad, 2001. ISBN 8070214716.

KOLÁŘOVÁ, Růžena a Jiří BOHUNĚK. *Fyzika pro 6. ročník základní školy*. 2. vydání. Praha: Prometheus, 2002. Učebnice pro základní školy (Prometheus). ISBN 8071962465.

MACH, Josef, Irena PLUCKOVÁ a Jiří ŠIBOR. *Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie*. Brno: Nová škola, c2010. Duhová řada. ISBN 9788072891337.

MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 3., opr. vyd. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 1998. ISBN 8071820555.

MAREČEK, Aleš a Jaroslav HONZA. *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. Olomouc: Nakladatelství Olomouc, 2000. ISBN 8071820571.

MIKULČÁK, Jiří. *Matematické, fyzikální a chemické tabulky pro střední školy*. 3. vyd. Praha: Prometheus, 1995. Pomocné knihy pro žáky (Prometheus). ISBN 8085849844.

ODVÁRKO, Oldřich a Jiří KADLEČEK. *Matematika pro 7. ročník základní školy*. 3., přeprac. vyd. Ilustroval Martin MAŠEK. Praha: Prometheus, 2011. Učebnice pro základní školy (Prometheus). ISBN 9788071964278.

OLŠÁK, Petr. *Úvod do algebry, zejména lineární*. 2., přeprac. vyd. V Praze: České vysoké učení technické, 2013. ISBN 978-80-01-05291-4.

POLÁK, Josef. *Přehled středoškolské matematiky*. 6. vyd. Praha: Prometheus, 1995. ISBN 80-85849-78-x.

ŠÍPEK, Milan. *Sbírka příkladů z chemie*. Praha: MÍR, 1974. ISBN 0460574.

VACÍK, Jiří. *Přehled středoškolské chemie*. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1990. Kostka (Státní pedagogické nakladatelství). ISBN 8004224636.

7.2 Elektronické zdroje

Avogadro constant. In: *The NIST Reference on Constants, Units, and Uncertainty* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://physics.nist.gov/cgi-bin/cuu/Value?na|search_for=all

Hledáme nejlepšího Mladého chemika ČR. In: *MladýCHEMIKčr.cz* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://mladychemikcr.cz/

Homole cukru. In: *Wikipedie, otevřená encyklopedie* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://cs.wikipedia.org/wiki/Homole_cukru

Chemická olympiáda. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/cs/

Chemická olympiáda: 53 . ročník 2016/2017 školní kolo kategorie A a E. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/7e/c5/7ec53b88-7aa3-44ca-80d4-121231515849/53a_skolni.pdf

Chemická olympiáda: 53 . ročník 2016/2017 školní kolo kategorie B. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/4d/d9/4dd96818-5414-4fe5-a32d-059609fb6d94/53b_skolni_zadani_final_ptp.pdf

Chemická olympiáda: 53 . ročník 2016/2017 školní kolo kategorie C. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/00/0b/000b1ba8-debd-4cfe-ac42-b17eecbd7b20/53c_skolni_final_ptp.pdf

Chemická olympiáda: 53 . ročník 2016/2017 školní kolo kategorie D. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/8a/3a/8a3a21d4-b33b-46f2-89ff-2fd9949a5a0b/53_d_zadani_s_ptp.pdf

Chemická soutěž pro žáky ZŠ - Hledáme nejlepšího mladého chemika ČR 2016/2017 (5. ročník). In: *Masarykova střední škola chemická* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.mssch.cz/zakladni-skoly/souteze

Chemické rovnice - vyčíslování a výpočty. In: *E-ChemBook: Multimediální učebnice chemie* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://e-chembook.eu/chemicke-rovnice-vycislovani-a-vypocty

Kovové stromy (demonstrační pokus). In: *Enviroexperiment* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.enviroexperiment.cz/chemie-stredni-skola/kovove-stromy-demonstracni-pokus

Mlady_chemik_2_kolo_RESENI_var_A.pdf. *Hledáme nejlepšího mladého chemika ČR 2016–2017, Regionální kolo MSŠCH, Praha* [elektronická pošta]. Message to: zeman2@jesenickaskola.cz. 6. prosince 2016 17:54 [cit. 2017-03-01]. Osobní komunikace.

Přípravný text k chemické olympiádě kategorie B. In: *Chemická olympiáda* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: https://olympiada.vscht.cz/media/filer_public/06/39/0639bc6a-59e9-45f1-85d6%AD-c3132c8ee95f/pripravny_text_cho_katb.pdf

Rámcový vzdělávací program: pro gymnázia. In: *MŠMT ČR* [online]. Praha: Výzkumný ústav pedagogický v Praze, 2007 [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.msmt.cz/uploads/Vzdelavani/Skolska_reforma/RVP/RVP_gymnazia.pdf

Struktury systémů vzdělávání a odborné přípravy v Evropě: Česká republika 2009/10. In: *MŠMT ČR* [online]. Praha 1: Ústav pro informace ve vzdělávání – ÚIV, 2009 [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.msmt.cz/uploads/VKav_200/Eu_CZ_2010/educz_0910.pdf

Školní vzdělávací program pro gymnaziální vzdělávání. In: *Gymnázium Olomouc - Hejčín, Tomkova 45* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.gytool.cz/soubory/skolni-vzdelavaci-program.pdf

ŠVP chemie. In: *Gymnázium Mimoň* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.gymi.cz/file/369

ŠVP. In: *Gymnázium Jaroslava Heyrovského* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.gymjh.cz/downloads/SVP_8l_2016-09-09-Fin-pdf.pdf

Učební osnova předmětu Chemie. In: *Jesenická škola* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://jesenickaskola.cz/files/document/319/1475336624_original.pdf

Učební osnova předmětu Matematika. In: *Jesenická škola* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://jesenickaskola.cz/files/document/311/1475336586_original.pdf

Vyhlášení soutěží a přehlídek ve školním roce 2016/2017. In: *MŠMT ČR* [online]. [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.msmt.cz/file/37298_1_1/

Vzdělávací program základní škola. In: *Národní ústav pro vzdělávání* [online]. MŠMT, 1996 [cit. 2017-03-01]. Dostupné z: http://www.nuv.cz/file/194_1_1/