

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

Praktické úlohy zaměřené na protolytické reakce
a jejich aplikace ve výuce chemie

DIPLOMOVÁ PRÁCE

Bc. Marie Hagarová

Učitelství pro SŠ, obor CH-GE

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová, Ph. D.

Plzeň, 2015

Prohlašuji, že jsem diplomovou práci vypracovala samostatně
s použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

Plzeň, 30. června 2015

.....

vlastnoruční podpis

Poděkování

Tímto bych chtěla poděkovat vedoucí mé diplomové práce Mgr. Jitce Štrofové, Ph.D. za cenné rady, všestrannou a neocenitelnou pomoc, připomínky, metodické vedení práce a také trpělivost a ochotu. Dále děkuji celému pedagogickému sboru Západočeské univerzity v Plzni Fakulty pedagogické za získání odborných znalostí během mého studia a v neposlední řadě děkuji mojí rodině a přátelům za velkou podporu.

OBSAH

1. Úvod	6
2. Teoretická část	7
2.1 Rovnováhy v roztocích elektrolytů	7
2.1.1 Elektrolyty	7
2.1.2 Elektrolytická disociace	7
2.1.3 Stupeň disociace	7
2.1.4 Teorie kyselin a zásad	12
2.1.5 Iontový součin vody	16
2.1.6 Definice pH a jeho využití	17
2.1.7 Acidobazické indikátory	18
2.1.8 Neutralizace a hydrolyza solí	19
2.1.9 Tlumivé roztoky	21
2.1.10 Součin rozpustnosti	23
2.2 Výuka chemie	24
2.2.1 Výukové metody	24
2.2.2 Klasifikace metod	25
2.2.3 Klasické výukové metody	27
2.2.4 Rámcové vzdělávací programy a školní vzdělávací programy	29
3. Praktická část	33
3.1 Kyselý nebo zásaditý roztok I.	33
3.2 Kyselý nebo zásaditý roztok II.	35
3.3 Sledování pH různých roztoků	37
3.4 Přeměna vody na víno	39
3.5 Přeměna červeného vína na bílé	41
3.6 Oranžáda – citronáda – malinovka?	43
3.7 Krvavý podpis	45
3.8 Amoniaková fontána	47
3.9 Kyselé účinky oxidu siřičitého	49
3.10 Vydechování oxidu uhličitého	51
3.11 Inteligentní voda	53
3.12 Příprava indikátoru z červeného zelí	56
3.13 Nafukování balónku	58
3.14 Stanovení kyseliny octové v octu	59
3.15 Acidobazická titrace	62
4. Závěr	66
Seznam literatury	67
Summary	70
Seznam Obrázků	71
Seznam tabulek	73

1. ÚVOD

Ve své práci se zabývám problematikou spojenou s protolytickými reakcemi. V teoretické části jsou zpracované kapitoly související s acidobazickými reakcemi, pH, elektrolyty a hydrolýzou solí. Dále se zabývám klasifikací výukových metod a v neposlední řadě také rámcovými vzdělávacími programy a školními vzdělávacími programy na vybraných školách v Plzni.

V praktické části se popisují úlohy související s protolytickými reakcemi. Uvádím zde cíle, základní principy a návody na tyto úlohy. Vybrala jsem experimenty, které mohou provádět sami žáci např. v rámci laboratorních cvičení, ale také ty, které jsou vhodné pouze jako demonstrační pokusy učitele.

2. TEORETICKÁ ČÁST

2.1 ROVNOVÁHY V ROZTOCÍCH ELEKTROLYTŮ

2.1.1 Elektrolyty

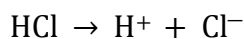
Již v roce 1834 Michael Faraday došel k závěru, že ve vodných roztocích kyselin, zásad a solí vznikají ionty. Ionty jsou elektricky nabitě částice. Kladně nabitě částice pak nazval kationty a záporně nabitě anionty.¹

Poté v roce 1887 Svante Arrhenius došel k názoru, že látky, jejichž vodné roztoky jsou elektricky vodivé, jsou buď více, nebo méně v roztocích disociovány na ionty. Tento fakt nezávisí na tom, zda systémem prochází či neprochází elektrický proud. Roztoky látek vedoucích elektrický proud nazval Faraday elektrolyty. Tento název se poté vžil pro látky samotné.¹

2.1.2 Elektrolytická disociace

Arrhenius vyslovil teorii, že látky se okamžitě při rozpouštění v rozpouštědle rozkládají na ionty, a to samovolným štěpením molekul rozpouštěné látky.¹

Například:

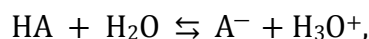


Podle Arrhenia by vodný roztok chlorovodíku obsahoval pouze ionty chloru a vodíku. Tato teorie nepřihlížela k tomu, že vodíkový kation H^+ , tedy proton, neexistuje samostatně, ale váže se na molekulu vody. Tvoří oxoniový kation H_3O^+ . Výsledný stav je dán interakcemi molekul rozpouštěné látky s molekulami rozpouštědla a nikoli pouze samovolným štěpením molekul rozpouštěné látky, jak se domníval Arrhenius.¹

2.1.3 Stupeň disociace

Stupeň disociace udává, jaká část rozpuštěné látky je v daném roztoku rozštěpena na ionty. U slabých elektrolytů s rostoucí koncentrací klesá. Oproti tomu silné elektrolyty i při vysoké koncentraci jsou téměř zcela disociovány. Stupeň disociace se označuje α .²

Ve vodných roztocích kyselin dochází k reakci, kterou lze v případě jednosytných kyselin vyjádřit obecnou rovnicí



a stupeň disociace α je definován vztahem:

$$\alpha = \frac{[\text{HA}]_{dis}}{[\text{HA}]_0}$$

kde $[\text{HA}]_0$ udává molární koncentraci kyseliny před disociací a je rovna c_M a $[\text{HA}]_{dis}$ je molární koncentrace kyseliny, která disociovala na ionty až do ustanovení rovnováhy. Při disociaci jednosytné kyseliny vzniká právě jeden anion a jeden kation. Koncentrace je možné určit takto:¹

$$[\text{HA}]_{dis} = [\text{H}^+]_{vznik} = [\text{A}^-]_{vznik}.$$

Pokud soustavu zjednodušíme a budeme předpokládat, že na začátku reakce nebyly v soustavě žádné volné ionty, pak se koncentrace disociované kyseliny a koncentrace rovnovážná rovnají, tedy:

$$[\text{HA}]_{dis} = [\text{H}^+] = [\text{A}^-].$$

Po úpravě je stupeň disociace:

$$\alpha = \frac{[\text{A}^-]}{c_M} = \frac{[\text{H}^+]}{c_M}$$

Z této rovnice je možné vyjádřit jednotlivé molární koncentrace všech látek a následně odvodit vztah pro rovnovážnou konstantu K_A pomocí disociačního stupně takto:

$$[\text{H}^+] = c_M \alpha$$

$$[\text{A}^-] = c_M \alpha$$

$$[\text{HA}] = c_M (1 - \alpha)$$

Pro disociační konstantu platí:

$$K_A = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

a po dosazení dostaneme:

$$K_A = \frac{c_M \alpha c_M \alpha}{c_M (1 - \alpha)}$$

Po úpravě je možné K_A vyjádřit:

$$K_A = \frac{c_M \alpha^2}{(1 - \alpha)}$$

Známe-li hodnotu disociační konstanty, můžeme z této rovnice určit disociační stupeň. Obecně jej vyjádříme z kvadratické rovnice takto:

$$\alpha = \frac{-K_A \pm \sqrt{K_A^2 + 4K_A c_M}}{2c_M}$$

Z tohoto obecného vyjádření je patrné, že zvyšováním koncentrace kyseliny v roztoku dochází ke snižování disociačního stupně. Dochází k tomu, že $\alpha \rightarrow 0$. Naopak je tomu při ředění kyseliny, kdy se stupeň disociace začne zvyšovat, při nekonečném zředění můžeme předpokládat, že $\alpha \rightarrow 1$. V nepříliš zředěném roztoku kyseliny můžeme tedy stupeň disociace zanedbat ($\alpha \rightarrow 0$) a předchozí rovnici tedy zjednodušit na tvar:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_A}{c_M}} \quad \text{pro } \alpha \ll 1$$

Dosazením z této rovnice do rovnic

$$[\text{H}^+] = c_M \alpha,$$

$$[\text{A}^-] = c_M \alpha,$$

$$[\text{HA}] = c_M (1 - \alpha),$$

je možné vyjádřit rovnovážné koncentrace částic v roztoku slabé kyseliny:

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = \sqrt{K_A c_M}$$

$$[\text{HA}] = c_M - \sqrt{K_A c_M}$$

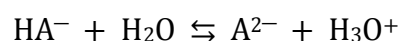
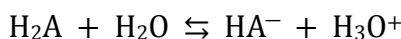
Analogickým způsobem lze odvodit obdobné vztahy i pro zásady

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_B}{c_M}} \quad \text{pro } \alpha \ll 1$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{BH}^+] = \sqrt{K_B c_M}$$

$$[\text{B}] = c_M - \sqrt{K_B c_M}$$

U vícesytných kyselin a zásad probíhá disociace v několika stupních, přičemž v každém stupni kyselina odštěpuje nebo zásada přijímá pouze jeden proton.¹



Rovnováha v těchto roztocích nastává za předpokladu, že jsou splněny následující podmínky:

$$K_{A1} = \frac{[\text{HA}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{A}]}$$

$$[\text{H}^+] [\text{HA}^-] = K_1 [\text{H}_2\text{A}],$$

$$[\text{H}^+] [\text{HA}^{2-}] = K_2 [\text{HA}^-],$$

Její výpočet je však složitější, protože zde existují dva disociační stupně. Hodnoty disociačních konstant celé řady kyselin a zásad jsou tabelovány. Disociační konstanty vybraných kyselin a zásad při teplotě 25°C jsou uvedeny v tabulce 1.¹

Tabulka 1 : Disociační konstanty vybraných kyselin a zásad při teplotě 25 °C.⁶

Látka	K_{dis}
<i>Zásady</i>	
Amoniak	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Anilin	$3,83 \cdot 10^{-10}$
Difenylamin	$6,9 \cdot 10^{-14}$
Ethylamin	$4,3 \cdot 10^{-4}$
Methylamin	$4,38 \cdot 10^{-4}$
Propylamin	$3,42 \cdot 10^{-4}$
Piperidin	$1,34 \cdot 10^{-3}$
Pyridin (20°C)	$1,71 \cdot 10^{-9}$
<i>Kyseliny</i>	
Adipová (K_1)	$3,7 \cdot 10^{-5}$
Adipová (K_2)	$3,22 \cdot 10^{-6}$
Akrylová	$5,5 \cdot 10^{-5}$
Benzoová	$6,29 \cdot 10^{-5}$
Boritá	$5,80 \cdot 10^{-10}$
o-Brombenzoová	$1,40 \cdot 10^{-3}$
m-Brombenzoová	$1,55 \cdot 10^{-4}$
p-Brombenzoová	$9,95 \cdot 10^{-5}$
Fenol	$1,20 \cdot 10^{-10}$
Fosforečná (K_1 , 20°C)	$7,09 \cdot 10^{-3}$
Fosforečná (K_2 , 20°C)	$1,00 \cdot 10^{-7}$
Fosforečná (K_3 , 20°C)	$4,50 \cdot 10^{-12}$
Ftalová (K_1)	$1,12 \cdot 10^{-3}$
Ftalová (K_2)	$3,91 \cdot 10^{-6}$
Chlorná	$5,60 \cdot 10^{-8}$
Kyanovodík (20°C)	$4,8 \cdot 10^{-10}$
n-Máselná	$1,52 \cdot 10^{-5}$
Isomáselná	$1,42 \cdot 10^{-5}$
Mravenčí	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Octová	$1,75 \cdot 10^{-5}$
Propionová	$1,33 \cdot 10^{-5}$
Salicylová	$1,05 \cdot 10^{-3}$
Sírová	$1,20 \cdot 10^{-2}$
Sulfan (K_1 , 18°C)	$9,10 \cdot 10^{-8}$
Sulfan (K_2 , 18°C)	$1,20 \cdot 10^{-12}$
Šťavelová (K_1)	$6,50 \cdot 10^{-2}$
Šťavelová (K_2)	$6,10 \cdot 10^{-5}$
Uhličitá (K_1)	$4,45 \cdot 10^{-7}$
Uhličitá (K_2)	$4,69 \cdot 10^{-11}$

Vlastní zpracování v MS Excel⁶

Silné elektrolyty

Za silné elektrolyty se považují látky, které mají vysoký stupeň disociace. Jednoduše lze říci, že jsou více než s poloviny rozloženy na ionty. Většina těchto látek je však disociována téměř úplně, jak si to představoval Arrhenius. U těchto látek se stupeň disociace blíží k jedné ($\alpha \rightarrow 1$).¹

Slabé elektrolyty

Slabými elektrolyty jsou zpravidla látky, jejichž stupeň disociace je velmi malý. Stupeň disociace $\alpha \rightarrow 0$. Zbytek látky zůstává ve formě nedisociovaných molekul. Mezi disociovanými a nedisociovanými molekulami se ustanovuje rovnováha.¹

Neelektrolyty

Látky, u nichž nelze prokázat ani 0,01% disociovaných iontů se označují jako neelektrolyty.¹

Energetika vzniku elektrolytů

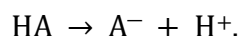
Mezi roztoky elektrolytů zaujímá zvláštní postavení voda jako rozpouštědlo. Je to díky její struktuře a vlastnostem. Ve srovnání s jinými rozpouštědly má voda výjimečně dobré rozpouštěcí vlastnosti. Voda vytváří takzvané vodíkové vazby, díky nimž se tvoří shluky molekul s pravidelným uspořádáním. Vzájemným působením iontů a molekul vody dochází k narušení těchto shluků.²

Rozpouštěcí teplo iontových nebo molekulových krystalů odpovídá dodané energii k rozrušení krystalové mřížky a energii uvolněné při interakci mezi rozpouštědlem a rozpouštěnou látkou.²

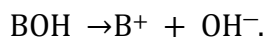
2.1.4 Teorie kyselin a zásad

Arrheniova teorie kyselin a zásad

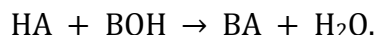
Švédský fyzik Svante August Arrhenius v roce 1903 obdržel Nobelovu cenu za teorii elektrolytické disociace. Arrhenius označil za kyselinu látku schopnou odštěpit proton:



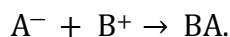
Za zásadu pak považoval látku schopnou odštěpovat hydroxylovou skupinu:



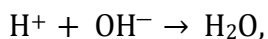
Neutralizací poté nazval reakci kyseliny a zásady, kdy vzniká sůl příslušné kyseliny a voda:



Sůl vzniká reakcí aniontu poskytovaného kyselinou a kationtu poskytovaného zásadou:



Molekula vody vzniká reakcí:



tedy slučováním protonu, poskytovaného kyselinou, a aniontu, který poskytuje zásada.¹

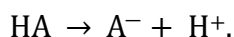
Tato teorie se však ukázala nedostatečná.

Brönstedova a Lowryho teorie kyselin a zásad

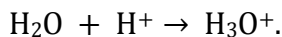
Dánský fyzik Johannes Nicolaus Brönsted a britský chemik Thomas Martin Lowry v roce 1923 vyslovili další teorii, která byla rozšířením Arrheniovy. Podle jejich teorie mohou vykazovat kyselý nebo zásaditý charakter nejen neutrální molekuly, ale i ionty.¹

Brönsted a Lowry určili kyselinu, stejně jako Arrhenius, jako látku schopnou odštěpit a poskytovat proton. Za zásadu oproti Arrheniovi považovali látku schopnou protony přijímat. Celá disociace pak probíhá ve dvou krocích. A to odštěpení protonu a přijetí protonu. Jako příklad zde uvádím reakci kyseliny ve vodě.¹

Kyselina odštěpuje proton:



Voda proton přijme, chová se v tomto případě jako zásada:

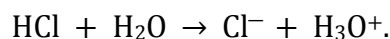


Disociace kyseliny či zásady je pak proces, kdy se rozpouštěná látka a rozpouštědlo snaží na sebe vázat uvolněné protony. O výsledku reakce rozhoduje ochota látek odštěpit proton, tedy jejich kyselost, a ochota protony přijímat, tedy jejich zásaditost. Reakce vždy probíhají cestou nejmenšího odporu.¹

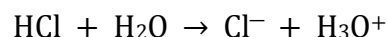
Například kyselina chlorovodíková je silná kyselina, což znamená, že ochotně odštěpuje proton. V kyselině chlorovodíkové, tedy ve vodném roztoku chlorovodíku, je snazší odtrhnout proton od kyseliny chlorovodíkové než z molekuly vody a oproti tomu

je mnohem snazší, aby voda přijala proton, než aby ho přijímala kyselina chlorovodíková.¹

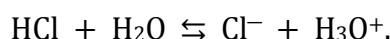
Reakci lze zapsat rovnicí:



Dále je důležitá skutečnost, že reakce

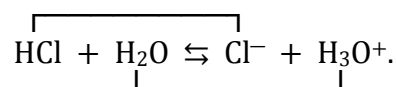


běží v obou směrech. Zapisujeme ji tedy



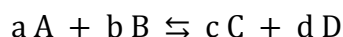
Ionty Cl^- jsou schopné přijímat protony H^+ , mají tedy zásaditý charakter, a oxionový kation H_3O^+ je schopný protony H^+ odštěpovat, má tedy kyselý charakter. Dvojici HCl a Cl^- a dvojici H_2O a H_3O^+ nazýváme konjugované páry. HCl je konjugovaná kyselina a k ní konjugovaná zásada je Cl^- . Konjugované páry se liší právě o jeden proton.¹

Zápis konjugovaných párů:



Mezi disociovanými a nedisociovanými molekulami ve vodném roztoku se časem ustanoví rovnováha. Na základě rovnovážné konstanty se odvozuje disociační konstanta.¹

Obecně je rovnovážná konstanta reakce zapsané obecnou rovnicí



definována na základě aktivit takto:

$$K = \frac{a_{\text{C}}^c a_{\text{D}}^d}{a_{\text{A}}^a a_{\text{B}}^b}$$

Rovnovážnou konstantu disociace jednosytné kyseliny ve vodném roztoku by bylo potom možné vyjádřit takto:

$$K = \frac{a_{\text{A}^-} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{HA}} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Voda je v roztoku v nadbytku a její aktivita je rovna jedné, potom se definuje tzv. disociační konstanta kyseliny K_{dis}

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

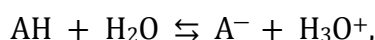
Obecně lze aktivitu i -té složky v roztoku vyjádřit pomocí koncentrace

$$a_i = \frac{c_i}{c^{st}} \cdot \gamma_i,$$

kde c_i je koncentrace i -té složky, c^{st} standardní koncentrace. $c^{st} = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ a γ_i je aktivitní koeficient vyjadřující odchylky od ideálního chování.

Slabé kyseliny a zásady

Pro slabé elektrolyty, jejichž stupeň disociace $\alpha \rightarrow 0$. Disociaci vyjadřuje obecná rovnice



za předpokladu ideálního chování ($\gamma_i = 1$) je možné vyjádřit disociační konstantu takto:

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

Analogicky je možné vyjádřit tuto konstantu i pro zásadu. Probíhá-li disociace zásady podle rovnice:



je disociační konstanta zásady:

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

Tyto vztahy ovšem platí pouze pro velmi zředěné roztoky, které se svým chováním blíží roztokům ideálním ($\alpha \rightarrow 0$, $\gamma_i = 1$).¹

Silné kyseliny a zásady

V roztocích, které jsou koncentrovanější, jsou vzdálenosti mezi ionty příliš malé a působí zde meziiontové elektrostatické síly. To vede k odchylkám od ideálního chování. Proto vyjádření rovnovážné konstanty silných elektrolytů není tak snadné jako u slabých a provádí se pomocí aktivit, pro které platí:¹

$$a_i = x_i \gamma_i,$$

nebo

$$a_i = \frac{c_i}{c^{\text{st}}} \gamma_i,$$

kde:

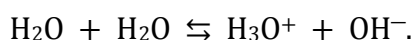
a_i je aktivita i -té složky, c_i je molární koncentrace i -té složky, c^{st} je koncentrace standardního roztoku, γ_i je aktivitní koeficient i -té složky, který závisí na koncentracích a nábojích všech druhů iontů v roztoku. Čím vyšší je jeho hodnota, tím nižší jsou aktivity iontů a tím více se tedy liší od molární koncentrace těchto iontů. Nejvyšší hodnota je 1, čím více se blíží této hodnotě, tím více se aktivita iontů blíží molární koncentraci.

Disociační konstanty K_A a K_B jsou rovnovážné konstanty, které závisí pouze na teplotě. Nejsou závislé na koncentracích ani nábojích systému.¹

2.1.5 Iontový součin vody

Tento děj můžeme nazvat též autoprotolýzou vody. Autoprotolýza může probíhat i u jiných látek, které jsou zároveň akceptory i donory protonů. Takové látky se nazývají amfolyty.²

Experimentálně bylo zjištěno, že i destilovaná voda bez jakéhokoli množství znečištění vykazuje slabou elektrickou vodivost, kterou je možné měřit. Ve vodě tedy probíhá děj:



Molekuly vody s ionty tvoří konjugované páry. Jedna molekula vody vystupuje jako Brønstedovská kyselina a druhá jako Brønstedovská zásada. Rovnovážnou konstantu této reakce je možné vyjádřit:

$$K = \frac{a_{\text{H}^+} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}^2}$$

Nedisociované molekuly jsou zde v obrovském nadbytku, tudíž aktivita vody je rovna jedné a konstantu, která se označuje jako iontový součin vody K_V , lze vyjádřit:

$$K_V = (a_{\text{H}^+})(a_{\text{OH}^-})$$

Ve velmi zředěných roztocích je možné aktivity nahradit koncentracemi a iontový součin vody má tvar:

$$K_V = [\text{H}^+][\text{OH}^-],$$

V čisté vodě jsou koncentrace iontů H^+ a OH^- stejné. Experimentálně bylo zjištěno, že při teplotě $25^\circ C$ je tato koncentrace $1,01 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$, tudíž iontový součin vody K_V má potom hodnotu $K_V = 1,02 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{dm}^6$.¹

2.1.6 Definice pH a jeho využití

Sledování koncentrace vodíkových iontů a udržení této koncentrace se ukázalo jako nezbytné při řadě chemických reakcí.¹

Dánský biochemik Soren Peter Lauritz Sørensen navrhl v roce 1909 způsob jak vyjadřovat kyselost a zásaditost roztoků pomocí vodíkového exponentu pH. Usnadnil tak počítání se zápornými mocninami. Vodíkový exponent pH pak definoval jako záporný dekadický logaritmus koncentrace iontů H_3O^+ :

$$pH = -\log [H_3O^+].$$

Později se však ukázalo, že spíše než koncentrace iontů tu hraje zásadní úlohu aktivita iontů, takže byla rovnice upravena do současné podoby:

$$pH = -\log(a_{H_3O^+}).$$

Analogicky pro výpočet zásaditosti bylo zavedeno pOH, pro které platí:

$$pOH = -\log(a_{OH^-}).$$

Pro pH a pOH dále platí:

$$pH + pOH = pK_V$$

kde:

$$pK_V = -\log K_V.$$

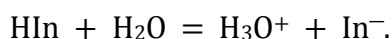
Roztoky, jejichž pH je při teplotě $25^\circ C$ rovno 7, se považují za neutrální. Roztoky kyselé mají pH menší než 7. Čím je pH nižší, tím je roztok kyselější. Zásadité roztoky mají pH větší než 7. Čím je pH vyšší, tím je roztok zásaditější. Protože je iontový součin vody závislý na teplotě, mění se s teplotou i hodnota pH, ale velmi nepatrně.¹

2.1.7 Acidobazické indikátory

Acidobazické indikátory slouží k určení kyselosti nebo zásaditosti jakéhokoli roztoku. Jsou to látky, které mění zbarvení při změně pH. Určují pouze přibližnou hodnotu pH, přesnou hodnotu můžeme změřit pH-metrem.

Teorii zabývající se acidobazickými indikátory vypracoval Wilhelm Ostwald. Podle něj mají indikátory charakter slabých zásad nebo slabých kyselin a jejich disociaci provází změna struktury, která vyvolá změnu barvy. Tato teorie není zcela výstižná, ale nejjednodušeji popisuje reakci indikátorů.¹

Indikátor obecného typu HIn, s charakterem slabé kyseliny disociuje:



Rovnováhu pak vyjádříme:

$$K_{In} = \frac{[\text{H}^+][\text{In}^-]}{[\text{HIn}]},$$

ionty In^- absorbují světlo na jiných vlnových délkách než molekula HIn, to znamená, že každá forma indikátoru má jinou barvu. O barvě rozhoduje poměr mezi In^- a HIn.¹

Acidobazických indikátorů je velké množství. Dnes můžeme pro téměř libovolné pH najít vhodný indikátor. Smícháním různých indikátorů se dá připravit univerzální indikátor, podle kterého můžeme blíže určit pH roztoku.¹

Tabulka 2: Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů¹

Indikátor	pH přechodu	Barva	
		kyselé formy	zásadité formy
Thyomolová modř	1,2-2,8	červená	žlutá
Dimethylová žluť	2,9-4,0	červená	žlutá
Methylová oranž	3,1-4,4	červená	oranžově žlutá
Bromfenolová modř	3,0-4,6	žlutá	modrá
Bromkresolová zeleň	4,0-5,6	žlutá	modrá
Methylová červeň	4,4-6,2	červená	žlutá
Bromthymolová modř	6,0-7,6	žlutá	modrá
Neutrální červeň	6,8-8,0	červená	žlutá
Fenolftalein	8,2-10,0	bezbarvý	červená
Thymoftalein	9,3-10,5	bezbarvý	modrá
Nitramin	10,8-13,0	bezbarvý	červenohnědá

Vlastní zpracování v MS Excel¹

Běžně se acidobazické indikátory užívají k hrubému určení pH ve formě roztoků nebo indikátorových papírků. Velmi často se používají k indikaci bodu ekvivalence při acidobazických titracích.

2.1.8 Neutralizace a hydrolýza solí

Hydrolýza solí

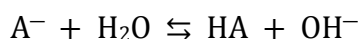
Obecně je známo, že reakcí kyseliny a zásady, neutralizací, vznikají soli. Většina solí jsou silné elektrolyty. To znamená, že při rozpouštění soli ve vodě dochází k úplné disociaci. Takto vzniklé ionty příslušné soli mohou reagovat s vodou – podléhají hydrolýze.¹

Soli silné kyseliny a silné zásady

Disociací soli silné kyseliny a silné zásady vzniká anion silné kyseliny a kation silné zásady. Ani jeden z těchto iontů s vodou nereaguje, protože by vznikla silná kyselina či silná zásada, která by okamžitě zcela disociovala. Rovnováha mezi ionty H_3O^+ a OH^- se nezmění a vzniklý roztok bude neutrální.

Soli slabé kyseliny a silné zásady

Sůl slabé kyseliny a silné zásady disociuje na anion slabé kyseliny, který reaguje s vodou a kation silné zásady, který s vodou nereaguje. Probíhající hydrolýzu lze vyjádřit obecně rovnicí:



Hydrolýza je vratný děj a postupně se při ní ustanoví iontová rovnováha, pro kterou můžeme vyjádřit rovnovážnou konstantu:

$$K_{[\text{A}^-]} = \frac{a_{\text{HA}} a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Voda je ve velkém nadbytku a její aktivita je rovna jedné. Rovnovážná konstanta pak přejde na hydrolytickou konstantu K_h , kde

$$K_h = \frac{a_{\text{HA}} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{A}^-}}$$

Dosazením z iontového součinu vody za a_{OH^-} získáme vztah mezi hydrolytickou konstantou soli K_h a disociační konstantou příslušné kyseliny K_A :

$$K_h = \frac{K_V}{K_A}$$

Míru hydrolyzy udává tzv. stupeň hydrolyzy β , který je definován jako poměr mezi množstvím hydrolyzované soli a původním množstvím dané soli. Pro hydrolytickou konstantu platí

$$K_h = \frac{c\beta^2}{1-\beta}$$

kde c je koncentrace soli.

Za předpokladu nízkého stupně hydrolyzy ($\beta \ll 1$) pro něj platí vztah:

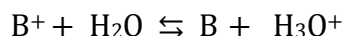
$$\beta = \sqrt{\frac{K_h}{c}} = \sqrt{\frac{K_V}{cK_A}}$$

Ve vodném roztoku soli slabé kyseliny a silné zásady budou převládat ionty OH^- , které vznikají při hydrolyze, a roztok bude kyselý. Pro pH tohoto roztoku platí:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{\frac{K_A K_V}{c}}$$

Soli silné kyseliny a slabé zásady

Soli silné kyseliny a slabé zásady se chovají jako brønstedovská kyselina. Chová se tedy podle rovnice:



Rovnováhu tohoto stavu určuje hydrolytická koncentrace, kterou vyjádříme ze vztahu:

$$K_h = \frac{a_{\text{B}} \cdot a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{B}^+}}$$

$$K_h = \frac{K_V}{K_B}$$

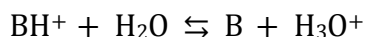
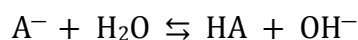
pH tohoto roztoku pak určíme ze vztahu:

$$\text{pH} = -\log \sqrt{\frac{c \cdot K_V}{K_B}}$$

pH roztoku silné kyseliny a slabé zásady je tedy nižší, čím je koncentrace soli v roztoku vyšší, a čím slabší je zásada, ze které je sůl odvozena.¹

Soli slabé kyseliny a slabé zásady

V tomto případě podléhají hydrolyze jak ionty slabé zásady B^+ , tak ionty slabé kyseliny A^- :



Vznikají jak anionty hydroxidové, tak kationty oxoniové. Výsledné pH roztoku záleží na tom, zda jsou více hydrolyzovány anionty A^- nebo kationty B^+ .

Pro hydrolytickou konstantu platí:

$$K_h = \frac{K_V}{K_A \cdot K_B}$$

Stupeň hydrolyzy je pak:

$$\beta = \sqrt{\frac{K_V}{K_A \cdot K_B}}$$

a pH roztoku lze vypočítat na základě vztahu:

$$pH = -\log \sqrt{\frac{K_A \cdot K_V}{K_B}}$$

2.1.9 Tlumivé roztoky

Tlumivé roztoky

Tlumivý roztok nebo též tlumič, roztok ústojný, nebo pufr (odvozeno z německého *der Puffer* – nárazník, tlumič) je roztok slabé kyseliny nebo slabé zásady a její soli. Tyto roztoky se používají k udržování pH během chemické reakce. Jsou schopné tlumit výkyvy pH i po přidání kyseliny či zásady do roztoku při chemické reakci.¹

Roztok obsahující slabou kyselinu HA a její sůl obsahuje v roztoku nedisociované molekuly této kyseliny HA, aniont kyseliny A^- , kation soli, dále oxonový kation H_3O^+ a anion hydroxidový OH^- . Pro tlumivý roztok složený ze slabé kyseliny a její soli se zavádí takzvaná Hendersonova-Hasselbalchova rovnice ve tvaru:

$$pH = pK_A + \log \frac{(c_M)_{sůl}}{(c_M)_{kyselina}}$$

Na základě této rovnice je možné určit poměr mezi kyselinou a její solí, aby se dosáhlo požadovaného pH. Pro roztoky slabých zásad a jejich solí se tato rovnice upravuje do tvaru:

$$\text{pH} = \text{p}K_V - \text{p}K_B - \log \frac{(c_M)_{\text{sůl}}}{(c_M)_{\text{zásada}}}$$

Pokud bychom do roztoku s tlumivým roztokem přidali určité množství silné kyseliny, dojde k uvolnění iontů H_3O^+ ze silné kyseliny do pufovaného roztoku, což vyvolá menší změnu pH, než kdyby v roztoku pufr nebyl. Obdobná situace nastane po přidání silné zásady, kdy se uvolní ionty OH^- . Princip spočívá v tom, že přidáním kyseliny do roztoku silné kyseliny zůstanou v roztoku vodíkové ionty, tím se zvýší jejich koncentrace a sníží se pH. Přidáním zásady do roztoku silné zásady se zvýší koncentrace iontů OH^- a pH se zvýší.¹

Přidáním silné kyseliny nebo silné zásady do roztoku slabé kyseliny nebo slabé zásady nedojde k tak výrazné změně.¹ Slabá kyselina je totiž v roztoku částečně disociována a jsou zde jak volné ionty, tak nedisociované molekuly. V takovém roztoku se ustanoví iontová rovnováha

$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Přidáním silné kyseliny dojde k porušení této rovnováhy, koncentrace vodíkových nebo hydroxidových iontů se zvýší. Následují reakce směřující k opětovnému ustavení rovnováhy. Nadbytečné ionty H_3O^+ se začnou slučovat s anionty slabé kyseliny A^- a vznikají nedisociované molekuly HA. Snížení pH je mnohem menší, než v roztoku silné kyseliny. Analogické změny v pufovaném roztoku nastanou po přidání silné zásady.¹

Tlumící kapacita

Odolnost pufru proti vnucovaným změnám pH závisí na složení tlumivého roztoku a charakterizuje ji tlumící kapacita. Udává, kolik molů oxoniových nebo hydroxidových iontů by bylo potřeba přidat do 1 dm³ tlumivého roztoku o daném složení, aby se pH změnilo o 1.¹

Tlumící kapacita se označuje β a pro přidavek kyseliny je definována vztahem:

$$\beta_K = \frac{d[\text{H}^+]_{\text{přid}}}{d\text{pH}},$$

kde $[H^+]_{\text{přid}}$ je koncentrace přidané kyseliny.

Pro zásadu se tlumicí kapacita vyjadřuje analogicky takto:

$$\beta_B = \frac{d[OH^-]_{\text{přid}}}{dpH},$$

$[OH^-]_{\text{přid}}$ je koncentrace přidané zásady.¹

Čím jsou tlumicí kapacity β_K a β_B větší, tím méně se mění pH přidáním kyselin nebo zásad do roztoku.³

Největší tlumicí kapacitu mají roztoky slabé kyseliny a její soli nebo slabé zásady a její soli smíchané v poměru 1:1. Podle Hendersonovi-Hasselbalchovi rovnice pak platí vztahy:

$$pH = pK_A$$

$$pH = pK_V - pK_B$$

K přípravě tlumivého roztoku je vhodné zvolit kyselinu, jejíž pK_A je blízké pH tlumivého roztoku, případně zásadu, kde pK_B je blízko pK_V zmenšené o pH tlumivého roztoku.

2.1.10 Součin rozpustnosti

Ve většině případů patří soli mezi silné elektrolyty. To znamená, že ve vodném roztoku jsou obsažené pouze ionty nikoli nedisociované molekuly.⁴

Je-li koncentrace nasyceného roztoku menší než $0,01 \text{ mol/dm}^3$, jedná se o málo rozpustnou sůl. V roztoku se ustaví rovnováha mezi pevnou fází a nasyceným roztokem. Rovnovážná konstanta této soustavy se nazývá součin rozpustnosti a značí se K_S .³

Hodnota K_S závisí na teplotě, tlaku a rozpouštědle. Například roztok málo rozpustného chloridu stříbrného obsahuje stříbrné kationty a chloridové anionty:²



Iontový součin chloridu stříbrného je roven součinu aktivit příslušných iontů umocněných na stechiometrické koeficienty:

$$K_S(AgCl) = a_{Ag^+} \cdot a_{Cl^-}$$

2.2 VÝUKA CHEMIE

2.2.1 Výukové metody

Vyučování a učení

Jádro pedagogické komunikace ve škole tvoří učení a vyučování. Učení je činnost žáka a vyučování činnost učitele. Učitel vyučováním podněcuje žáky, zaměřuje jejich pozornost na klíčové informace, vede diskuzi o učivu, zadává samostatnou práci a úkoly aj., čímž navozuje učení žáků.⁷

Žáci si za pomoci učitele osvojují různé dovednosti, návyky, zaujímají postoje a tím rozvíjejí své schopnosti. Na učení se podílí žákova představivost, pozornost a myšlení. Každý žák má jiné způsoby učení, které si postupně buduje. Je to tím, že každý má jiné tempo učení, schopnosti a preferované způsoby učení.⁷

Pojetí výukové metody

Výuková metoda je operativním nástrojem učitelovi vzdělávací kompetence. Metoda ovšem není osamocena, je součástí komplexu dalších činitelů. Výukové metody zprostředkovávají žákům učivo, čímž se žák učí chápat okolní realitu, to určuje vztah metody k obsahu výuky a k cílům.⁷

Jednoduše se dá říci, že obsah určuje metodu. Obsah výuky a její cíle může zprostředkovávat vhodná metoda. Neexistuje ovšem žádná univerzální metoda, která by žáka dokázala vést ke všem výukovým cílům. Nalezení vhodné metody je celkem náročný proces, který ovlivňuje mnoho faktorů, jako je klima, komunikace, potřeba společnosti a další.⁷

Výběr vhodné metody učitelem je velmi důležitý. Prostřednictvím zvolené metody se žák osamostatňuje a tím si vytváří svůj vlastní učební styl. Učí se učit, zaujímá postoj k dalšímu vzdělání aj. Ve školách je tento vliv metody často zanedbán.⁷

Nejdůležitější funkcí výukových metod je samotné zprostředkovávání vědomostí. Ostatní funkce občas bývají opomíjeny. Například funkce aktivační, která má žáky k učení motivovat, nebo funkce komunikační, která je předpokladem pro úspěšné vzdělávání žáka, jsou také nedílnou součástí vzdělávacího procesu.⁷

Vyučovací styl učitele

Vyučovací styl učitele je způsob výuky, který učitel uplatňuje, nebo soubor metod, které učitel používá k výuce. Vzniká z předpokladů učitele pro jeho pedagogickou činnost. Je tvořen vnějšími i vnitřními vlivy a těžko se mění.⁷

2.2.2 Klasifikace metod

Klasifikace metod je důležitá i pro pedagoga. Pokud si učitel vhodně zvolí kritérium třídění metod, může tím zkvalitnit edukační proces. Je důležité si jednotlivé metody logicky uspořádat a porozumět jim, aby učitel chápal jejich funkci a význam při výuce.⁷

V dřívějších pedagogikách používali jejich autoři různé třídění metod. Lubomír Mojžíšek třídil metody podle logického postupu. Rozděloval je pak na metody analytické, syntetické, induktivní, deduktivní, genetické atd. Toto třídění vystihuje vnitřní stránku metod. Další dělení například podle Gustava Adolfa Lindera podle fází výukového procesu rozděluje metody na motivační, expoziční, fixační, diagnostické a aplikační. Existují také rozdělení metod podle počtu žáků (metody skupinové výuky, individuální výuky, individualizovaná výuka nebo hromadná výuka).

Klasifikací výukových metod je velmi mnoho, téměř každý autor dělí metody podle jiných kritérií. Ve své práci vycházím hlavně z teorie vypracované Josefem Maňákem a Vlastimilem Švecem.

Tabulka 3: **Klasifikace výukových metod dle Maňáka a Švece⁷**

1	Klasické výukové metody
	<p>1.1. Metody slovní</p> <p><i>1.1.1. Vyprávění</i></p> <p><i>1.1.2. Vysvětlování</i></p> <p><i>1.1.3. Přednáška</i></p> <p><i>1.1.4. Práce s textem</i></p> <p><i>1.1.5. Rozhovor</i></p>
	<p>1.2. Metody názorně-demonstrační</p> <p><i>1.2.1. Předvádění a pozorování</i></p> <p><i>1.2.2. Práce s obrazem</i></p> <p><i>1.2.3. Instruktaž</i></p>
	<p>1.3. Metody dovednostně-praktické</p> <p><i>1.3.1. Napodobování</i></p> <p><i>1.3.2. Manipulování, laborování a experimentování</i></p> <p><i>1.3.3. Vytváření dovedností</i></p> <p><i>1.3.4. Produkční metody</i></p>
2	Aktivizující metody
	2.1. Metody diskusní
	2.2. Metody heuristické, řešení problémů
	2.3. Metody situační
	2.4. Metody inscenační
	2.5. Didaktické hry
3	Komplexní výukové metody
	3.1. Frontální výuka
	3.2. Skupinová a kooperativní výuka
	3.3. Partnerská výuka
	3.4. Individuální a individualizovaná výuka, samostatná práce žáků
	3.5. Kritické myšlení
	3.6. Brainstorming
	3.7. Projektová výuka
	3.8. Výuka dramatem
	3.9. Otevřené učení
	3.10. Učení v životních situacích
	3.11. Televizní výuka
	3.12. Výuka podporovaná počítačem

Vlastní zpracování v MS Excel^{7,8}

2.2.3 Klasické výukové metody

Metody slovní

Mezi nejdůležitější lidské vzdělávací prostředky patří hlavně slovní metody. Vyprávění, vysvětlování, poučování a další slovní projevy patří odedávna mezi důležité pedagogické prostředky.⁷

Vznik řeči a následně písma vedl k prudkému rozvoji lidské společnosti, protože se lidská společnost mohla dorozumívat a sdělovat si informace i na velké vzdálenosti a po dlouho dobu.⁷

Obecně jazyk a jazykový projev je pro žáka velmi důležitý i do budoucna. Pro každého člověka je totiž nezbytné, aby uměl vyjadřovat svoje myšlenky, postoje a názory tak, aby jej ostatní dokázali pochopit a porozumět mu, aby o svých argumentech dokázal diskutovat a obhájit je.⁷

Důležitá je i kultivovanost jazyka. Velmi rušivě v jazykovém projevu působí vulgarita, nespisovnost nebo povrchnost výroků. Proto by se žák měl řídit pokyny učitele, i co se týče techniky řeči, jako je třeba intonace, síla hlasu, melodie hlasu nebo i mimika a ostatní nonverbální projevy.⁷

Metody názorně demonstrační

Již Jan Amos Komenský tvrdil, že při učení se má vše předvádět tolika smyslům, kolika je možno. Proto se i pedagogika přizpůsobila principu názornosti. Tento princip spočívá v tom, že by se dané vysvětlované jevy měly současně předvádět či zobrazovat.⁷

Komenský se domníval, že smyslové poznání má několik fází:

1. předvádění reálných předmětů a jevů
2. realistické zobrazení těchto předmětů
3. záměrné zobrazení předmětů
4. popis reality pomocí schémat, znaků a různých modelů

Ve výuce by měly být použity všechny stupně. Odráží totiž vývoj poznání od konkrétního k abstraktnímu. Objektivní vnímání reality je náročnější, čím je žák, mladší. Dítě je limitováno faktory svého věku. Má tedy zúžený rozhled, což je způsobeno i chybějícími zkušenostmi.⁷

Metody názorně demonstrační však nelze chápat jako metody izolované, jsou úzce spjaty s metodami dovednostně praktickými a slovními. Již Komenský uváděl trojúhelník moudrosti: řeč – mysl – ruka.⁷

Metody dovednostně praktické

Tyto metody vedou k tvorbě materiálních produktů. Výuka pomocí těchto metod by měla žákovi kompenzovat prostředí, ve kterém dnes děti žijí. Dnešní společnost nahrazuje mnoho věcí elektronickým prostředím. Pomocí dovednostně-praktických metod si žáci vytvářejí základ pro pracovní, technické a další aktivity. Patří sem metody, jako je napodobování, laboratorní cvičení, experimentování aj.⁷

Laborování je vhodná metoda pro obor chemie. Je oblíbená hlavně u mladších dětí. Žáci zde prakticky pracují podle pokynů vyučujícího nebo učebnice. Pozorují změny a zapisují svoje poznatky. Cvičení probíhají většinou ve skupinách, kde dochází k dělbě práce, kdy se žáci u různých činností mohou střídat. Učí se zaznamenávat výsledky, zpracovávat řešení, případně vypočítávají potřebné údaje, zpracovávají grafy aj. Na konci se snaží formulovat závěr, ke kterému došli. Tím rozvíjí technické myšlení, organizační schopnosti a vytvářejí si pracovní morálku.⁷

Aktivizující metody

Aktivizující metody začleňují žáky aktivně do výuky. Pomocí těchto metod se dosahuje vzdělávacích cílů pomocí vlastní práce žáků. Hlavní důraz je kladen na samostatné myšlení a řešení problémů samotnými žáky. Rozvíjí se tím tedy myšlení, samostatnost, tvořivost a mnoho dalších vlastností dítěte.⁷

Tyto metody propojují školu s reálným životem, protože se žáci učí samostatně řešit problémy. Dochází tak k seberealizaci žáka, protože dítě samo musí přemýšlet a řešit vzniklé situace. Tím se škola může stát pro děti atraktivnější.⁷

Mezi tyto metody patří metody diskusní, heuristické (zabývající se tvůrčím myšlením a samostatným způsobem řešení problémů), situační (učí vynakládat úsilí a rozhodovat se), inscenační (učení se v modelových situacích) a didaktické hry.⁷

Komplexní výukové metody

Komplexní výukové metody oproti ostatním metodám více reflektují cíle výchovy a vzdělávání. Odráží se v nich používání didaktických zkušeností učitele. Patří sem například frontální výuka, kdy dominantní postavení ve třídě má učitel, který žáky

usměrňuje a kontroluje, nebo skupinová a kooperativní výuka, kdy jsou žáci rozděleni do skupin, ve kterých řeší zadaný úkol. Taková výuka by bez dobrých zkušeností a dovedností učitele nebyla efektivní.⁷

2.2.4 Rámcové vzdělávací programy a školní vzdělávací programy

Rámcové vzdělávací programy (dále jen RVP) jsou zpracovány na státní úrovni pro všechny stupně vzdělávání, tedy pro vzdělávání předškolní, základní, střední, vyšší odborné a další. Tyto programy specifikují a určují cíle vzdělávání, kompetence pro rozvoj žáka, výsledky, kterých by měl žák dosahovat, a stanovují pravidla pro školní vzdělávací programy (ŠVP). RVP jsou vydány pro předškolní zařízení, základní školy včetně speciálních, pro různé obory středních škol včetně konzervatoří a učilišť, pro jazykové školy a umělecké školy.¹¹

ŠVP si vytváří každá škola sama na základě RVP. Ve své práci se zabývá hlavně RVP a ŠVP pro gymnázia, protože je u nich vysoká hodinová dotace pro výuku chemie. Gymnázia v současnosti mají ŠVP sestavené podle RVP platného od roku 2009. Tyto RVP platí pro čtyřletá gymnázia, vyšší stupně víceletého gymnázia nebo i pro gymnázia se sportovní přípravou.^{11, 12}

Vymezení RVP pro gymnázia

To, co vymezují RVP a ŠVP, se týká žáků od 3 do 19 let a celé se řídí školským zákonem. Dokumenty školského zákona jsou vytvářeny na dvou úrovních, a to státní a školní. Mezi státní patří Národní program vzdělávání (NPV), a již zmíněné RVP. NPV formuluje požadavky na vzdělání a RVP jednotlivé etapy vzdělávání. Školní úroveň pak představují ŠVP.^{11, 12}

Význam Rámcového vzdělávacího programu pro gymnázia

- Slouží k vytvoření ŠVP pro čtyřletá gymnázia a vyšší stupně víceletých gymnázií
- Určuje úroveň, která by měla být společná pro všechny absolventy gymnázií
- Vymezuje obsah vzdělávání, což jsou výstupy a učivo, které by si žáci měli osvojit
- Specifikuje průřezová témata a jejich propojení s výukou
- Umožňuje úpravy obsahu vzdělávání žáků se speciálními vzdělávacími potřebami a mimořádně nadaných žáků

RVP je dokument, který se modifikuje a inovuje podle potřeb společnosti, zkušeností učitelů a dispozic žáků.^{11, 13}

Cíle vzdělávání na čtyřletých gymnáziích a na vyšším stupni víceletých gymnáziích

- Vybavení žáků základními kompetencemi na úrovni gymnázia
- Vzdělat žáky vědomostmi odpovídajícími úrovni gymnázia
- Připravit žáky na budoucí profesní, občanský i osobní život

Chemie v RVP

Chemie se řadí v RVP do kapitoly „Člověk a příroda“. Kromě chemie sem patří ještě fyzika, biologie, geografie a geologie.¹³

Obsah vzdělávání v oblasti chemie se na gymnáziu soustředí na obecnou chemii, anorganickou chemii, organickou chemii a biochemii. V RVP je popsáno učivo jednotlivých oborů zvlášť a také očekávané výstupy žáků.

ŠVP

Jak jsem již dříve uvedla, ŠVP je tvořen školou na základě RVP. Je nedílnou součástí školní dokumentace a je přístupný veřejnosti. Za ŠVP odpovídá ředitel školy a v jeho kompetenci je soulad ŠVP s RVP a jeho správná realizace.¹³

Školní vzdělávací program je tvořen na celou dobu vzdělávání na čtyřletém gymnáziu nebo na vyšším stupni víceletých gymnáziích. Struktura ŠVP je také předepsána v RVP.¹³

V dalším textu se budu zabývat ŠVP na gymnáziích a středních odborných školách v Plzni. Soustředím se na celkové hodinové dotace a především na problematiku protolytických reakcí.

Přehled hodinových dotací pro výuku chemie na jednotlivých školách je uveden v následující tabulce 4.

Tabulka 4: **Hodinové dotace pro výuku chemie na vybraných školách**^{16, 17}

Škola	Obor	Víceletá gymnázia		Čtyřleté studium	Poznámky
		nižší ročníky	vyšší ročníky		
Gymnázium Plzeň, Mikulášské nám.	Osmileté gymnázium – všeobecné zaměření	5	7 + 2/3		1, 2
	Osmileté gymnázium – zaměření na matematiku	5	9		1, 2
	Šestileté gymnázium – všeobecné zaměření	5	7		1, 2
	Šestileté gymnázium – zaměření na matematiku	5	9		1, 2
	Čtyřleté gymnázium – všeobecné zaměření	5	7		1, 2
	Čtyřleté gymnázium – zaměření na matematiku			9	1, 2
Masarykovo gymnázium Plzeň	Osmileté gymnázium – všeobecné zaměření	6	7		1, 2
	Čtyřleté gymnázium – všeobecné zaměření			9	1, 2
Gymnázium Františka Křížka	Osmileté gymnázium	5	6		1
	Čtyřleté gymnázium			6	1
VOŠ a SPŠE Plzeň	Elektrotechnika			2	
	IT cestovní ruch			2	
	IT webdesign			2	
	Technické lyceum			8	1

Poznámky: 1 – pravidelná laboratorní cvičení

2 – povinně volitelný předmět – chemický seminář

 Vlastní zpracování v MS Excel^{16,17}

Rozsah učiva o acidobazických reakcích

Gymnázia

V ŠVP uvedených gymnázií jsem se dočetla, že problematika protolytických reakcí se zde vyučuje v kvintě s dotací 6 – 8 hodin. Kapitola, ve které se dané téma probírá, se nazývá Kyseliny a zásady. Učivo je zde zaměřeno na teorii kyselin a zásad, konkrétně na Arrheniovu a Brønstedovu. Probírají se acidobazické děje a konjugované páry, v neposlední řadě pak na popis neutralizace, disociace slabých a silných elektrolytů a autoprotolýza vody. Nakonec je zde zaveden pojem pH, vysvětlení, co je kyselost a zásaditost roztoků, co jsou indikátory pH a také hydrolyza solí.¹⁶

Od žáků se čekají výstupy jako definice kyseliny a zásady podle Brønsteda, určení konjugovaných párů, zapsání a vysvětlení pojmu neutralizace, disociace kyselin a zásad a rozlišení slabých a silných elektrolytů. Žák by měl také znát a umět zapsat disociační konstantu, princip autoprotolýzy a vysvětlit kyselost a zásaditost roztoků a popsat orientační určení pH a hydrolyzu solí.¹⁶

Vyšší odborná a Střední průmyslová škola elektrotechnická Plzeň

Na oborech, kde je hodinová dotace 2 hodiny za studium, tedy obory elektrotechnika, IT cestovní ruch a IT webdesign, se chemie řadí pod okruh přírodovědné vzdělávání, zařazuje se do vyučujícího předmětu chemie. Chemie a ekologie se vyučuje pouze v prvním ročníku, takže celkem je zde 64 hodin tohoto předmětu.

Problematika kyselin a zásad je zde probírána v rámci obecné chemie, na kterou je vymezeno 30 vyučovacích hodin. Při této nízké hodinové dotaci je zde výuka zaměřena pouze na vysvětlení pojmu pH a s tím úzce spojené oblasti.¹⁷

Obor Technické lyceum

Chemie se na technickém lyceu vyučuje s dotací 8 hodin za studium, z čehož je jedna hodina vyčleněna na cvičení.¹⁷

Acidobazické reakce se zde probírají v rámci obecné chemie, pro kterou je dotace 80 hodin. Učivo tohoto tématu je zaměřeno na protolytické reakce, rozlišení zásaditého, kyselého a neutrálního roztoku. Žákům se také zavádí pojem pH, a pojem disociace a s tím související iontové rovnice, seznamují se i s hydrolyzou solí.¹⁷

Předpokládaný výstup s tohoto tématu je rozpoznání kyselého a zásaditého roztoku pomocí zjištění pH a vysvětlení pojmu hydrolyza solí.¹⁷

3. PRAKTICKÁ ČÁST

3.1 KYSELÝ NEBO ZÁSADITÝ ROZTOK I.¹⁸

Cíl: Žák dokáže podle zbarvení indikátorového papírku rozlišit kyselý a zásaditý roztok a je schopen určit přibližnou hodnotu pH.

Pomůcky: 6 zkumavek, stojan na zkumavky, stříčka, fix

Chemikálie: Lakmusový papírek, univerzální indikátorový papírek, kyselina sírová (H_2SO_4 , 15%), kyselina chlorovodíková (HCl , 25%), kyselina dusičná (HNO_3 , 5%), vodný roztok amoniaku (NH_3 , 10%), hydroxid sodný (NaOH , 2%), destilovaná voda.

Princip: Pomocí lakmusového indikátorového papírku je možné určit, zda se jedná o kyselý nebo zásaditý roztok. V kyselém prostředí je lakmus červený, v zásaditém modrý. Přibližná hodnota pH zkoumaného roztoku se určuje podle zbarvení univerzálního indikátorového papírku, které se porovnává se stupnicí na obalu (viz obr. 1).



Obr. 1 Stupnice pH na obalu univerzálního indikátorového papírku

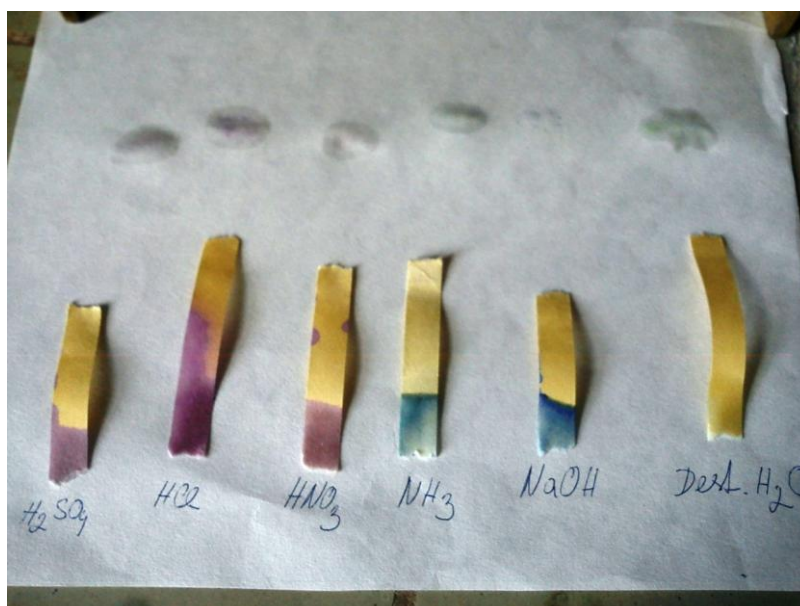
Postup: Zkumavky postavíme do stojanu a popíšeme (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NH_3 , NaOH , H_2O). Do každé zkumavky postupně nalijeme podle značení asi 1 ml vzorku kyseliny sírové, kyseliny chlorovodíkové, kyseliny dusičné, roztoku amoniaku a hydroxidu sodného. Všechny zkumavky dolijeme asi do třetiny až poloviny destilovanou vodou. Poslední šestou zkumavku naplníme pouze čistou destilovanou vodou. Poté do jednotlivých zkumavek ponoříme asi na 3 sekundy indikátorový papírek (lakmusový nebo indikátorový) a porovnáváme jeho zbarvení v jednotlivých roztocích.

Závěr: Lakmusový papírek v kyselém roztoku zčervená (H_2SO_4 , HCl , HNO_3), v neutrálním roztoku zůstane fialový (H_2O) a v zásaditém zmodrá (NH_3 , NaOH)

(viz obr. 2). Univerzální indikátorový papírek je v kyselém roztoku červenofialový až oranžový, v neutrálním zůstane žlutý, v zásaditém je zelený až modrý (viz obr. 3).



Obr. 2 **Kyselý nebo zásaditý roztok I. – zbarvení lakmusového papírku** (zdroj: vlastní foto)



Obr. 3 **Kyselý nebo zásaditý roztok I. – zbarvení univerzálního indikátorového papírku** (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako žákovský v běžné hodině nebo jako laboratorní cvičení. K určení pH vybraných roztoků je možné použít pouze jeden z uvedených indikátorových papírků nebo oba. V tomto případě mohou žáci porovnat zbarvení obou indikátorů.

3.2 KYSELÝ NEBO ZÁSADITÝ ROZTOK II.¹⁸

Cíl: Žák dokáže rozlišit kyselý a zásaditý roztok pomocí různých acidobazických indikátorů.

Pomůcky: 18 zkumavek, stojan na zkumavky, stříčka

Chemikálie: Roztok fenolftaleinu, methylčerveně, methyloranže, kyselina sírová (H_2SO_4 , 15%), kyselina chlorovodíková (HCl , 25%), kyselina dusičná (HNO_3 , 5%), vodný roztok amoniaku (NH_3 , 10%), hydroxid sodný (NaOH , 2%), destilovaná voda

Princip: Acidobazické indikátory jsou látky, které mění zbarvení v závislosti na pH (kap 2.1.7). Fenolftalein je v kyselém prostředí bezbarvý, v zásaditém červenofialový. Methylčerveně i methyloranž je v kyselém prostředí červená, v zásaditém je methylčerveně žlutá a methyloranž žlutooranžová.

Postup: Zkumavky postavíme do stojanu a popíšeme (H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NH_3 , NaOH , H_2O - pro každou látku 3 zkumavky). Podle značení nalijeme do každé zkumavky asi 1 ml vzorku, a to vždy třikrát od každého vzorku. Všechny zkumavky dolijeme asi do třetiny až do poloviny destilovanou vodou. Do posledních tří zkumavek nalijeme pouze čistou destilovanou vodu. Zkumavky ve stojánku seřadíme tak, abychom měli tři sady vzorků v následujícím pořadí: kyselina sírová, kyselina chlorovodíková, kyselina dusičná, vodný roztok amoniaku, hydroxid sodný a voda. Poté postupně ke každému vzorku přidáme pár kapek příslušného indikátoru. Do první sady fenolftalein, do druhé methylčerveně a do třetí methyloranž.

Závěr: Po přidání fenolftaleinu dojde ke zčervenání zásaditých roztoků. Ostatní roztoky zůstanou bezbarvé (viz obr. 4). Methylčerveně i methyloranž v kyselém prostředí zčervená, v zásaditém methylčerveně zežlutne (viz obr. 5) a methyloranž bude žlutooranžová (viz obr. 6).



Obr. 4 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání fenolftaleinu
(zdroj: vlastní foto)



Obr. 5 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání methylčerveně
(zdroj: vlastní foto)



Obr. 6 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání methyloranže
(zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako žákovský v běžné hodině nebo jako laboratorní cvičení.

3.3 SLEDOVÁNÍ pH RŮZNÝCH ROZTOKŮ¹⁹

Cíl: Žák dokáže pomocí univerzálního indikátoru určit pH látek, se kterými se setkává v běžném životě.

Pomůcky: 5 kádinek (200-250 cm³), laboratorní lžička, skleněná tyčinka, univerzální indikátorový papírek

Chemikálie: citrónová šťáva, uhličitan vápenatý (CaCO₃), jedlá soda (NaHCO₃), mýdlo (ne tekuté), ocet, destilovaná voda

Princip: Univerzální indikátorový papírek se zbarví podle pH roztoku, do kterého je ponořený. Podle stupnice na obalu (viz obr 1) se poté snadno určí přibližná hodnota pH.

Postup: Kádinky naplníme asi do poloviny destilovanou vodou. Do první kádinky přisypeme lžičku uhličitanu vápenatého, do druhé jedlou sodu a zamícháme. Do třetí přilijeme mýdlovou vodu, dále ocet a do poslední citronovou šťávu.

Do každého roztoku vložíme kousek (6-8 cm) univerzálního indikátorového papírku tak, aby se namočil zhruba do tří čtvrtin. Papírky vytáhneme, porovnáme se stupnicí na obalu a určíme hodnotu pH. Barvu a hodnotu pH zaznamenáme.

Závěr: Jedná se o variantu předchozích pokusů. Rozdíl spočívá v tom, že žáci pracují s látkami, které znají z domova (jedlá soda, mýdlo, citrónová šťáva...). Mezi zkoumané látky můžeme přidat i další, které jsou součástí každodenního života. Například minerální vodu, Savo, saponáty a další.

V zásaditém roztoku se indikátorový papírek zbarví do modra, v neutrálním do žluta a v kyselém do červena (viz obr. 7).



Obr. 7 Sledování pH různých roztoků - zbarvení univerzálního indikátorového papírku po namočení ve zkoumaných látkách (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako žákovský v běžné hodině nebo jako laboratorní cvičení.

3.4 PŘEMĚNA VODY NA VÍNO¹⁸

Cíl: Žák je motivován ke studiu acidobazických reakcí a pochopení významu pH.

Pomůcky: kádinka (150-250 cm³), lžička, skleněná tyčinka, případně sklenička na víno

Chemikálie: hydroxid sodný (NaOH), roztok fenolftaleinu, destilovaná voda

Princip: Fenolftalein je v kyselém prostředí bezbarvý, po přidání hydroxidu sodného se zbarví do červena.

Postup: Do kádinky kápneme pár kapek fenolftaleinu ještě před začátkem pokusu. Poté do ní nalijeme destilovanou vodu (viz obr. 8). Vhodíme několik zrněk hydroxidu sodného nebo přilijeme již dříve připravený roztok tohoto hydroxidu. Zamícháme (viz obr. 9).

Závěr: Za stálého míchání se hydroxid rozpustí a vzniklý zásaditý roztok se fenolftaleinem zbarví do červena.(viz obr. 9)



Obr. 8 Přeměna vody na víno - destilovaná voda s fenolftaleinem
(zdroj: vlastní foto)



Obr. 9 Přeměna vody na víno – zbarvení roztoku po přidání hydroxidu sodného (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento experiment se dá velmi dobře použít jako motivace ke studiu acidobazických reakcí. Měl by být proveden učitelem jako demonstrační. K pokusu je vhodné použít větší množství fenolftaleinu o vyšší koncentraci (min. 1%), aby barva výsledného roztoku byla intenzivnější (viz obr 9). Pokus bychom měli předem vyzkoušet, abychom zjistili, jaké množství hydroxidu budeme potřebovat, aby barva výsledného roztoku byla podobná vínu. Pro větší atraktivitu můžeme místo kádinky použít skleničku na víno.

3.5 PŘEMĚNA ČERVENÉHO VÍNA NA BÍLÉ¹⁸

Cíl: Žák je motivován k pochopení významu pH, dokáže vysvětlit princip acidobazických indikátorů a je schopen vysvětlit změny při reakcích kyselin a zásad.

Pomůcky: kádinka (150-250 cm³), lžička, skleněná tyčinka, případně sklenička na víno

Chemikálie: kyselina chlorovodíková (HCl, konc.), roztok methylčerveně, hydroxid sodný (NaOH)

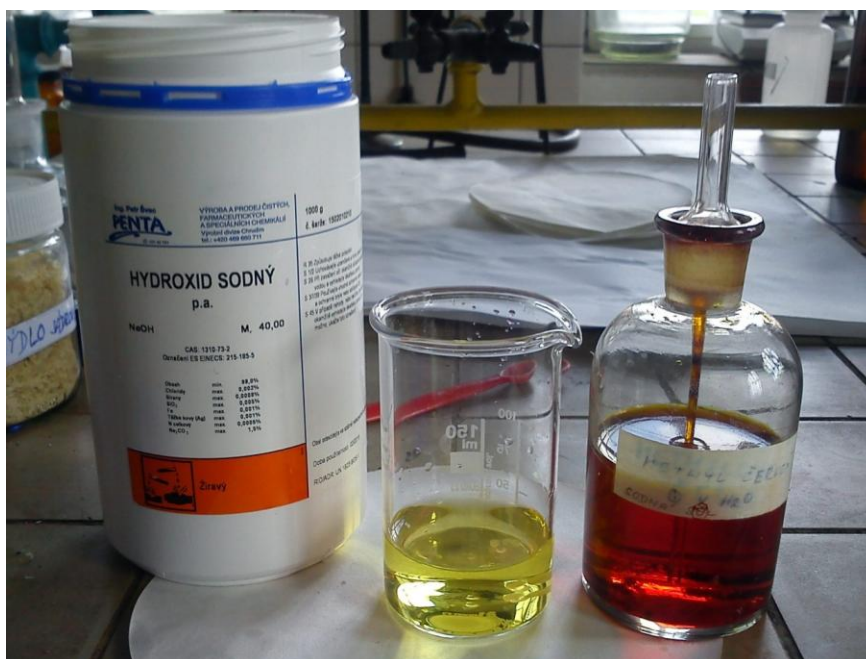
Princip: Roztok kyseliny chlorovodíkové je kyselý, po přidání methylčerveně červený. Přidáním dostatečného množství hydroxidu dojde ke změně pH, ta se projeví změnou barvy methylčerveně na žluto.

Postup: Do kádinky s destilovanou vodou přidáme asi 5 ml koncentrované kyseliny chlorovodíkové a pár kapek methylčerveně, aby vznikl vínově červený roztok. K roztoku přihodíme pár zrníček hydroxidu sodného, mícháme. Po rozpuštění hydroxidu se změní barva roztoku na nažloutlou – dostane barvu bílého vína.

Závěr: Připravený roztok má červenou barvu (viz obr. 10), rozpouštěním hydroxidu v tomto roztoku dojde ke změně pH a roztok zežloutne. (viz obr. 11)



Obr. 10 Přeměna červeného vína na bílé - roztok kyseliny chlorovodíkové a methyloranže (zdroj: vlastní foto)



Obr. 11 Přeměna červeného vína na bílé – zbarvení roztoku po přidání hydroxidu sodného (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je modifikací předchozího (3.4) a jedná se opět o demonstrační pokus učitele. Pro větší atraktivitu je možné místo kádinky použít skleničku na víno.

3.6 ORANŽÁDA – CITRONÁDA – MALINOVKA?¹⁸

Cíl: Žák je motivován ke studiu acidobazických reakcí.

Pomůcky: kádinka (400 cm³), lžička, 2 plastové pipety (1-3 cm³)

Chemikálie: kyselina chlorovodíková (HCl, konc.), kyselina octová (CH₃COOH), hydroxid sodný (NaOH), roztok methylované, roztok fenolftaleinu

Princip: Původně kyselý roztok kyseliny chlorovodíkové a octové se přidáním hydroxidu sodného mění na alkalický. Dochází k postupné změně pH a tím se mění barva acidobazických indikátorů – methylované a fenolftaleinu a tím i celého roztoku.

Postup: Připravíme roztok podobný oranžádě. Do kádinky nalijeme asi 400 cm³ destilované vody, přikápneme 5 kapek kyseliny chlorovodíkové, 10 kapek kyseliny octové, 5 kapek methylované a 5 kapek fenolftaleinu, vše dobře promícháme. Vzniklý roztok má oranžovo-růžovou barvu. Do roztoku vhodíme zrnko hydroxidu sodného. Po jeho rozpuštění roztok zežloutne. Přidáváme další množství hydroxidu, až roztok zčervená.

Závěr: Původní roztok je kyselý, obsahuje kyselinu chlorovodíkovou a octovou (viz obr. 12). Rozpuštěním prvního podílu hydroxidu sodného dojde ke zvýšení pH a roztok zežloutne (viz obr. 13 a viz barevný přechod methylované v tab. 2). Přidáním dalšího hydroxidu se mírně kyselý roztok změní na alkalický, což se projeví červeným zbarvením vlivem fenolftaleinu (viz obr. 14).



Obr. 12 Oranžáda – citronáda – malinovka? - roztok kyseliny chlorovodíkové, kyseliny octové, methylované a fenolftaleinu ve vodě (zdroj: vlastní foto)



Obr. 13 Oranžáda – citronáda – malinovka? – zbarvení roztoku po přidání prvního podílu hydroxidu (zdroj: vlastní foto)



Obr. 14 Oranžáda – citronáda – malinovka? – zbarvení roztoku po přidání dalšího množství hydroxidu (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus by měl být proveden demonstračně učitelem. Jedná se o modifikaci předchozích dvou pokusů (3.4 a 3.5).

3.7 KRVAVÝ PODPIS¹⁸

Cíl: Žák zjistí, jaké acidobazické vlastnosti má amoniak.

Pomůcky: kádinka (400cm³), kahan, trojnožka, keramická síťka, štětec, filtrační papír

Chemikálie: roztok amoniaku (NH₃, 25%), roztok fenolftaleinu

Princip: Roztok amoniaku je zásaditý, fenolftaleinem se barví do růžovofialova.

Postup: Roztokem fenolftaleinu napíšeme na papír text, necháme zaschnout, text není vidět. Nad kahan postavíme kádinku s vodou a malým množstvím amoniaku, aby nebyl při zahřívání cítit (viz obr. 15). Suchý papír položíme nad kádinku se zahřátým roztokem amoniaku. Na papíru se objeví růžovofialový text. Amoniak uvolněný z roztoku zbarví neviditelné písmo do červena.

Závěr: Nápis se zviditelní působením plynného amoniaku do růžovofialova (viz obr. 16). Pokud je papír mimo působení amoniaku, nápis zmizí.



Obr. 15 Krvavý podpis - zahřívání amoniaku (zdroj: vlastní foto)



Obr. 16 **Krvavý podpis - nápis vystavený působení plynného amoniaku** (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je časově nenáročný, lze jej předvést v hodině jako demonstrační pokus učitele i jako demonstrační pokus žáka. Nemáme-li k dispozici digestoř, zajistíme alespoň dobré větrání.

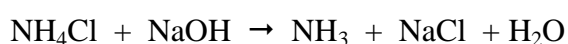
3.8 AMONIAKOVÁ FONTÁNA²⁰

Cíl: Žák dokáže popsat přípravu plynného amoniaku a zjistí, jaké acidobazické vlastnosti má jeho vodný roztok.

Pomůcky: baňka s kulatým dnem (500 ml), kahan, sirky, indikátorové papírky, zátka s trubicí, chromatografická vana (kádinka – 1000 ml) s vodou

Chemikálie: chlorid amonný (NH₄Cl), hydroxid sodný (NaOH), roztok fenolftaleinu

Princip: Reakcí chloridu amonného a hydroxidu sodného vzniká plynný amoniak.



Amoniak se velmi dobře rozpouští ve vodě. Vzniká alkalický roztok, který se barví podle použitého acidobazického indikátoru.

Postup: Do Erlenmeyerovy baňky nasypeme 5 g NH₄Cl, přidáme 5g NaOH a přilijeme trochu vody. Erlenmeyerovu baňku přiklopíme baňkou s kulatým dnem, do které jímáme vznikající amoniak (viz obr. 17). Do vysoké kádinky s vodou přidáme fenolftalein. Když je baňka plná amoniaku, uzavřeme ji zátkou, kterou prochází skleněná trubičkou na konci vytažená do špičky. Takto uzavřenou baňku posadíme dnem vzhůru na kádinkou s vodou a fenolftaleinem (viz obr. 18). Voda se pomalu nasává do baňky, amoniak se rozpouští ve vodě. Po chvíli začne do baňky tryskat růžovofialový roztok (viz obr. 19).



Obr. 17 Amoniaková fontána - aparatura na přípravu plynného amoniaku (zdroj: vlastní foto)



Obr. 18 **Amoniaková fontána** - stav před nasáváním vody do baňky (zdroj: vlastní foto)

Závěr: Rozpuštěním plynného amoniaku ve vodě vzniká v baňce podtlak a tím se do ní nasává voda. Vodný roztok amoniaku je alkalický a barví se fenolftaleinem do růžovofialova (viz obr. 19).



Obr. 19 **Amoniaková fontána** (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako demonstrační pokus učitele. Po naplnění baňky amoniakem zastavíme jeho další vývoj přilitím většího množství vody do Erlenmeyerovy baňky.

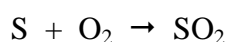
3.9 KYSELÉ ÚČINKY OXIDU SIŘIČITÉHO²²

Cíl: Žák dokáže vysvětlit vznik kyselých dešťů.

Pomůcky: Baňka (250 cm³), spalovací lžička, zátka, kádinka (800 cm³), kahan, zápalky

Chemikálie: síra, methylovanž

Princip: Hořením síry vzniká oxid siřičitý, který je kyselinotvorný. Po smíchání s vodou vzniká slabě kyselý roztok, který se barví dle použitého acidobazického indikátoru.



Postup: Do kádinky s vodou přidáme methylovanž. Na spalovací lžičce, která je protažená gumovou zátkou, zapálíme kousek síry. Lžičku s hořící sírou rychle vložíme do baňky a dobře uzavřeme (viz obr. 20). Baňka se plní oxidem siřičitým. Poté do ní nalijeme vodu s indikátorem a protřepeme (viz obr. 21 a 22).



Obr. 20 Kyselé účinky oxidu siřičitého - jímání SO₂ do baňky (zdroj: vlastní foto)

Závěr: Protřepáním oxidu siřičitého s vodou vzniká slabá kyselina siřičitá. Její vznik je v tomto případě indikován methylovanží.



Obr. 21 Kyselé účinky oxidu siřičitého - voda s indikátorem methylořanží a baňka naplněná oxidem siřičitým (zdroj: vlastní foto)



Obr. 22 Kyselé účinky oxidu siřičitého - voda s indikátorem methylořanží po protřepání s oxidem siřičitým (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako demonstrační pokus učitele, který tím může žákům objasnit vznik kyselých dešťů. S ohledem na vznik oxidu siřičitého by se měl provádět v digestoři.

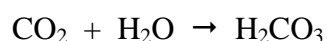
3.10 VYDECHOVÁNÍ OXIDU UHLIČITÉHO²³

Cíl: Žák dokáže prokázat přítomnost oxidu uhličitého ve vydechovaném vzduchu, porozumí pojmu kyselinotvorný oxid.

Pomůcky: kádinka (250 cm³), brčko

Chemikálie: zředěný roztok hydroxidu sodného (NaOH, 2%), fenolftalein, destilovaná voda, vápenná voda

Princip: Roztok hydroxidu sodného je alkalický, fenolftaleinem se barví růžovofialově. Foukáním vydechovaného vzduchu se do roztoku dostává oxid uhličitý, který je kyselinotvorný. Změní se tedy pH roztoku a tím dojde k odbarvení fenolftaleinu.



Postup: Do kádinky nalijeme asi 100 cm³ roztoku NaOH a přikápneme pár kapek fenolftaleinu. Objeví se růžovofialové zbarvení (viz obr. 23). Poté do roztoku foukáme vzduch brčkem tak dlouho, dokud se neodbarví (viz obr. 24).



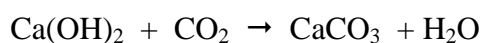
Obr. 23 Vydechování oxidu uhličitého – alkalický roztok fenolftaleinu (zdroj: vlastní foto)



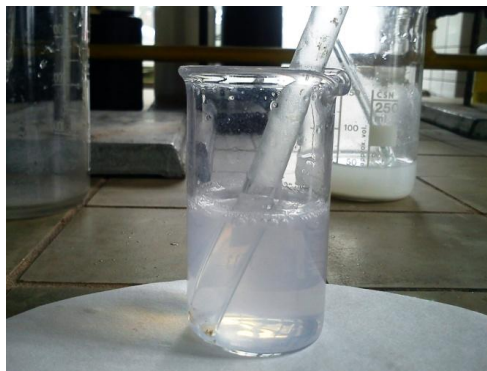
Obr. 24 Vydechování oxidu uhličitého - roztok po foukání oxidu uhličitého (zdroj: vlastní foto)

Závěr: Oxid uhličitý roztok odbarví, protože jeho zaváděním do vody vzniká slabá kyselina uhličitá. Původně alkalický roztok se změní na slabě kyselý.

Poznámky: Tento pokus je časově nenáročný, lze jej předvést v hodině jako žákovský demonstrační pokus. Při vyšší koncentraci hydroxidu může odbarvení trvat i několik minut. Místo alkalického roztoku fenolftaleinu můžeme použít vápennou vodu. V tom případě vzniká uhličitán vápenatý, což se projeví vznikem bílého zákalu (viz obr. 25 a 26).



Obr. 25 Vydechování oxidu uhličitého - varianta s vápennou vodou (zdroj: vlastní foto)



Obr. 26 Vydechování oxidu uhličitého - vznik zákalu (zdroj: vlastní foto)

3.11 INTELIGENTNÍ VODA²⁴

Cíl: Žák porozumí pojmu acidobazický indikátor a je schopen jeho prostřednictvím určit, zda je daný roztok kyselý či zásaditý.

Pomůcky: 4 libovolné skleněné nádoby - kádinky, baňky, odměrné válce, případně další chemické sklo

Chemikálie: kyselina sírová (H_2SO_4 , 15 %), hydroxid sodný (NaOH), voda, fenolftalein

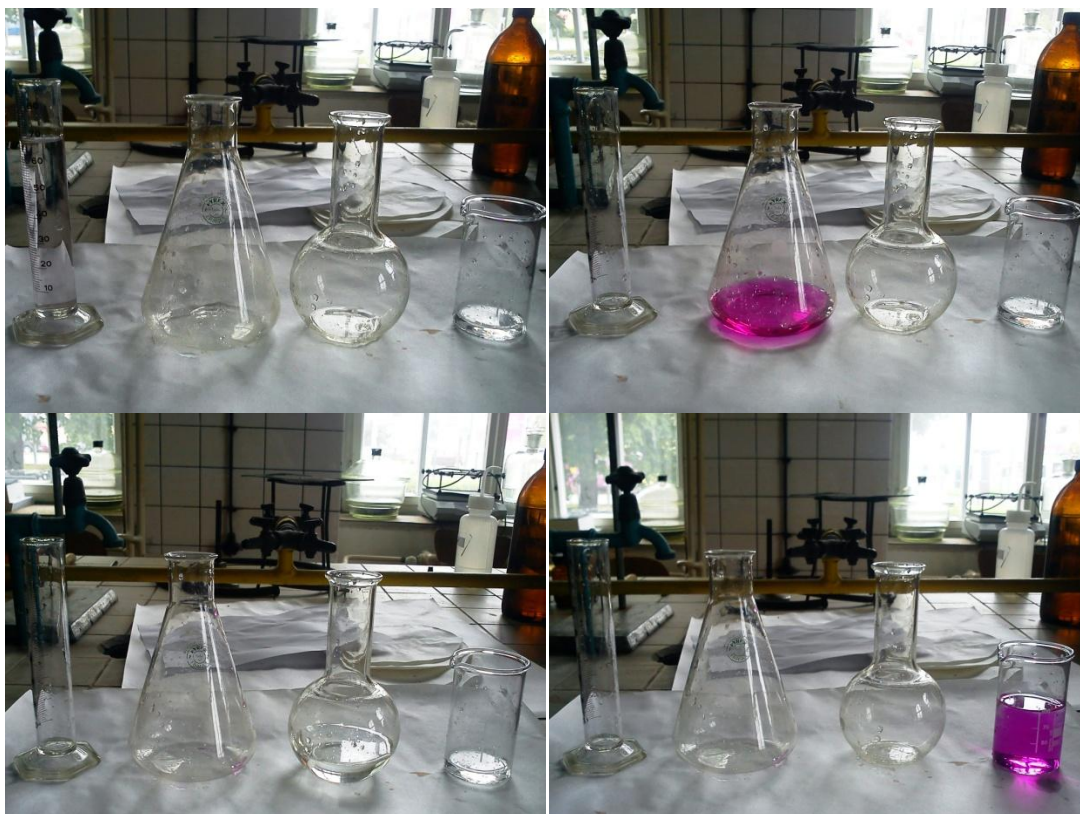
Princip: Acidobazické indikátory jsou látky, které mění barvu podle pH. Přeléváním vody do nádob s kyselinou nebo hydroxidem se mění pH roztoku a tím i jejich zbarvení.

Postup: Připravíme různé chemické sklo (válec, kádinku, baňky různých tvarů a velikostí). Do první nádoby kápneme fenolftalein, do další vhodíme několik zrníček hydroxidu sodného (můžeme použít také roztok), do další přidáme několik kapek kyseliny sírové a do poslední dáme opět hydroxid sodný, ale ve větším množství než předtím (viz obr. 27).



Obr. 27 **Intelligentní voda - různé chemické nádoby připravené na pokus**
(zdroj: vlastní foto)

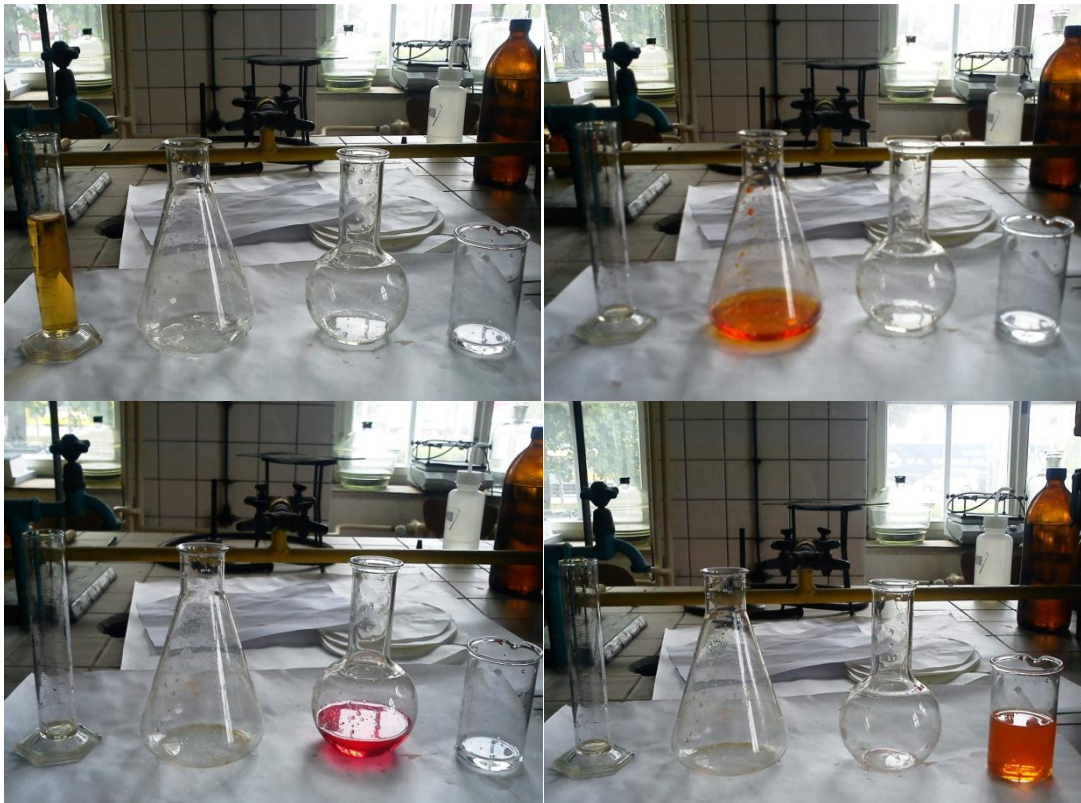
Poté do první nádoby napustíme vodu. Postupně přeléváme obsah z jedné nádoby do druhé a pozorujeme změnu barvy jednotlivých roztoků.



Obr. 28 **Inteligentní voda - průběh pokusu s fenolftaleinem** (zdroj: vlastní foto)

Závěr: Po přelití vody s fenolftaleinem do nádoby s hydroxidem se roztok obarví na růžovo. Přelitím do nádoby s kyselinou se roztok odbarví. Při přelití do poslední nádoby s hydroxidem roztok opět zružoví. (viz obr. 28)

Poznámky: Tento pokus je časově nenáročný, lze jej předvést jako demonstrační pokus učitele. Kromě fenolftaleinu je možné použít i jiné indikátory (viz obr. 29 a 30)



Obr. 29 Inteligentní voda - průběh pokusu s methylovanží (zdroj: vlastní foto)



Obr. 30 Inteligentní voda - průběh pokusu s methylčervení (zdroj: vlastní foto)

3.12 PŘÍPRAVA INDIKÁTORU Z ČERVENÉHO ZELÍ²¹

Cíl: Žák dokáže připravit acidobazický indikátor z červeného zelí a s jeho pomocí je schopen určit přibližnou hodnotu pH daných roztoků.

Pomůcky: kádinka (600 cm³), kádinka (250 cm³), nůž, vařič, zkumavky, stojan na zkumavky, kádinka (100-150 cm³)

Chemikálie: červené zelí, kyselina sírová (H₂SO₄, 15%), kyselina chlorovodíková (HCl, 25%), kyselina dusičná (HNO₃, 5%), vodný roztok amoniaku (NH₃, 10%), hydroxid sodný (NaOH, 2%), destilovaná voda

Princip: Výluh z červeného zelí obsahuje antokyany, které mění barvu v závislosti na pH. V kyselém prostředí se barví červeně a s rostoucím pH se barva mění na fialovou, modrou, lahvově zelenou až žlutou (viz obr. 31).



Obr. 31 Barevná škála indikátoru z červeného zelí

Postup: Listy červeného zelí nakrájíme na kousky, vložíme do větší kádinky s vodou a vaříme 10-15 minut. Vychladlý výluh ze zelí opatrně slijeme do kádinky a použijeme jej jako acidobazický indikátor.

Zkumavky popíšeme, naplníme asi do třetiny až poloviny kyselinami (H₂SO₄, HCl, HNO₃) a zásadami (NH₃, NaOH) a postavíme do stojanu. Do každé zkumavky přilijeme 1-2 cm³ výluhu z červeného zelí. Porovnáním s barevnou škálou (obr. 31) určíme přibližnou hodnotu pH jednotlivých roztoků.

Závěr: V kyselém prostředí je indikátor z červeného zelí červený, v neutrálním prostředí je fialový a v zásaditém prostředí je možné pozorovat odstíny modré až zelené (viz obr. 32).



Obr. 32 **Příprava indikátoru z červeného zelí - zbarvení indikátoru v roztocích H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NH_3 , NaOH a v destilované vodě** (zdroj: vlastní foto)

Poznámky: Příprava indikátoru je časově náročná, proto je tento pokus vhodný pro laboratorní cvičení. Takto připravený indikátor je určený k okamžitému použití. Podstatně trvanlivější je lihový extrakt.

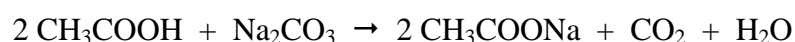
3.13 NAFUKOVÁNÍ BALÓNKU²⁵

Cíl: Žák dokáže připravit oxid uhličitý a je schopen vysvětlit princip experimentu.

Pomůcky: zkumavka, stojánek na zkumavky, laboratorní lžička, balónek

Chemikálie: kyselina octová (CH₃COOH, 8%), uhličitan sodný (Na₂CO₃)

Princip: Reakcí kyseliny octové a uhličitanu sodného vzniká oxid uhličitý, kterým se naplní balónek.



Postup: Zkumavku naplníme asi do jedné třetiny kyselinou octovou. Do balónku nasypeme lžičku uhličitanu sodného a nasadíme jej na zkumavku. Zvednutím balónku se uhličitan vsype do zkumavky s kyselinou. Po celou dobu přidržujeme okraj balónku na zkumavce (viz obr. 33).



Obr. 33 Nafukování balónku (zdroj: vlastní foto)

Závěr: Uvolněný oxid uhličitý nafoukne balónek (viz obr. 33).

Poznámky: Tento pokus je vhodný jako žákovský pokus.

3.14 STANOVENÍ KYSELINY OCTOVÉ V OCTU

Cíl: Žák dokáže použít metodu odměrné analýzy ke stanovení množství kyseliny octové.

Pomůcky: odměrná baňka (100 cm³), titrační baňka (250 cm³), byreta (25 cm³), pipeta(10 cm³), stojan, byretový držák

Chemikálie: ocet, hydroxid sodný (NaOH, 0,1 mol/dm³), fenolftalein (methyloranž, methylčerveň), destilovaná voda

Princip: Titrace je metoda odměrné analýzy, při které se ke vzorku stanovované látky přidává titrační činidlo tak dlouho, dokud není dosaženo bodu ekvivalence. V případě acidobazické titrace se jedná o reakci kyseliny a zásady – neutralizaci. K indikaci bodu ekvivalence se používá vhodný acidobazický indikátor. Ze spotřeby titračního činidla o známé koncentraci se vypočte koncentrace stanovované látky ve vzorku

Postup: Do odměrné baňky o objemu 100 cm³ odpipetujeme 10 cm³ octa a doplníme po rysku destilovanou vodou. Z takto připraveného roztoku odpipetujeme 10 cm³ do titrační baňky a přidáme pár kapek fenolftaleinu. Z byrety přikapáváme roztok hydroxidu, dokud výsledný roztok nezrůžoví. Spotřebu hydroxidu zaznamenáme. Titraci opakujeme 3x, aby byly výsledky přesnější, z průměrné spotřeby vypočteme koncentraci kyseliny octové v octu.



Obr. 34 Stanovení kyseliny octové v octu - titrační aparatura (zdroj: vlastní foto)



Obr. 35 Stanovení kyseliny octové v octu - titrace octa hydroxidem sodným na fenolftalein (zdroj: vlastní foto)

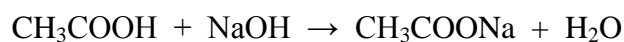


Obr. 36 Stanovení kyseliny octové v octu - titrace octa hydroxidem sodným na methyloranž (zdroj: vlastní foto)

Výpočet:

$$M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g/mol}$$

$$\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,007 \text{ g/cm}^3$$



Z rovnice plyne: $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH})$$

Průměrná spotřeba NaOH byla 13 cm^3

$$m'(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \cdot 0,013 \cdot 60,05$$

$$m'(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,078065 \text{ g}$$

$$m = 10 \cdot m'(\text{CH}_3\text{COOH})$$

$$\underline{m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,78065 \text{ g}}$$

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$w(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{0,78065}{1,007 \cdot 10} \cdot 100$$

$$\underline{w(\text{CH}_3\text{COOH}) = 7,75\%}$$

Koncentrace kyseliny octové v octu 7,75%

Poznámky: Tento pokus je vhodný pro laboratorní cvičení.

3.15 ACIDOBAZICKÁ TITRACE²⁶

Cíl: Žák chápe princip acidobazické titrace a je schopen ji využít ke stanovení koncentrace látky v daném vzorku.

Pomůcky: 2 zkumavky, stojan na zkumavky, stříčka, pH-metr Vernier, čítač kapek Vernier, rozhraní LabQuest Mini, notebook, lihový fix, filtrační papíry, 8 kádinek (200-400 cm³), elektromagnetická míchačka, míchadlo, byreta (25 cm³), byretová nálevka

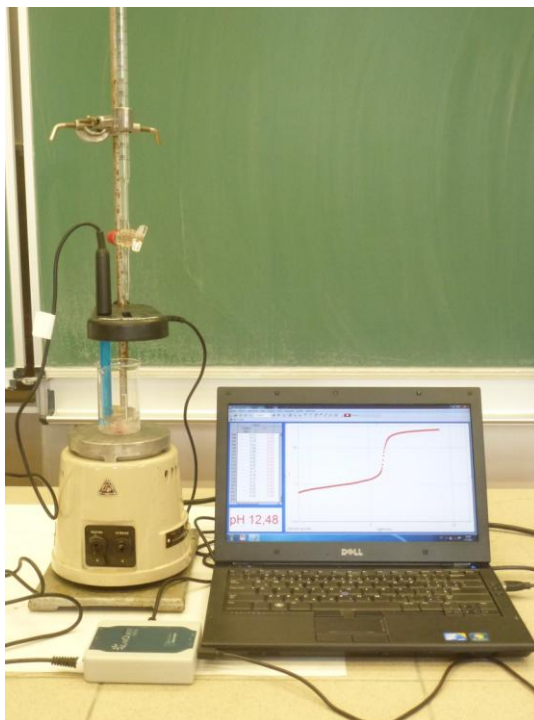
Chemikálie: vzorky roztoků kyseliny chlorovodíkové (HCl), hydroxid sodný (NaOH, 0,1 mol/dm³), tlumivé roztoky ftalan (pH = 4,008) a tetraboritan (pH = 9,180), destilovaná voda

Princip: Titrace je metoda odměrné analýzy, při které se ke vzorku stanovované látky přidává titrační činidlo tak dlouho, dokud není dosaženo bodu ekvivalence. V případě acidobazické titrace se jedná o reakci kyseliny a zásady – neutralizaci. K indikaci bodu ekvivalence je možné kromě acidobazického indikátoru také pH-metr. V tomto případě se bod ekvivalence projeví jako inflexní bod na titrační křivce. Ze spotřeby titračního činidla o známé koncentraci se vypočte koncentrace stanovované látky ve vzorku

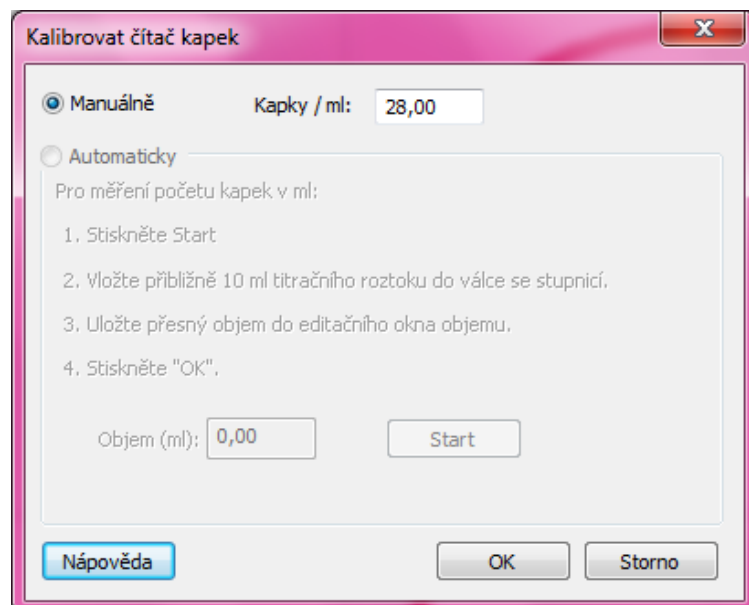
Postup: Sestavíme aparatura na acidobazickou titraci za použití pH metru (viz obr. 37). Do stojanu upevníme čítač kapek a nad něj byretu. Čítač připojíme přes rozhraní LabQuest Mini a digitální vstup k notebooku. Po zapojení provedeme kalibraci. Kalibraci provedeme přes program *Logger Pro* nebo *Logger Lite*. Ve volbě *Experiment* vybereme volbu *Kalibrovat* a dále zvolíme *Čítač kapek*. Otevře se okno *Kalibrovat čítač kapek*. Z *Manuální* kalibrace přepneme na *Automaticky*. Poté stiskneme tlačítko *Start* a otevřeme kohout byrety tak, aby roztok pomalu odkapával štěrbinou čítače. Musíme sledovat stupnici a hlídat, dokud neodkape alespoň 0,01 dm³. Poté byretu uzavřeme, do políčka *Objem (ml)* zapíšeme objem odpuštěného činidla a potvrdíme volbou *OK*.

Dále do otvoru v čítači zasuneme pH–metr, který připojíme také přes rozhraní LabQuest Mini, ale tentokrát přes analogový vstup. Provedeme jeho kalibraci. Opět přes volbu *Experiment* zvolíme *Kalibrovat* a vybereme *pH*. Do dvou zkumavek si připravíme pufrů o známém pH. Čidlo pH–metru vyjmeme ze zásobního roztoku, omyjeme destilovanou vodou a osušíme filtračním papírem. Takto připravené čidlo vložíme do připraveného pufru. Hodnotu pH zapíšeme do tabulky *Nastavení senzorů*. Dále stiskneme tlačítko

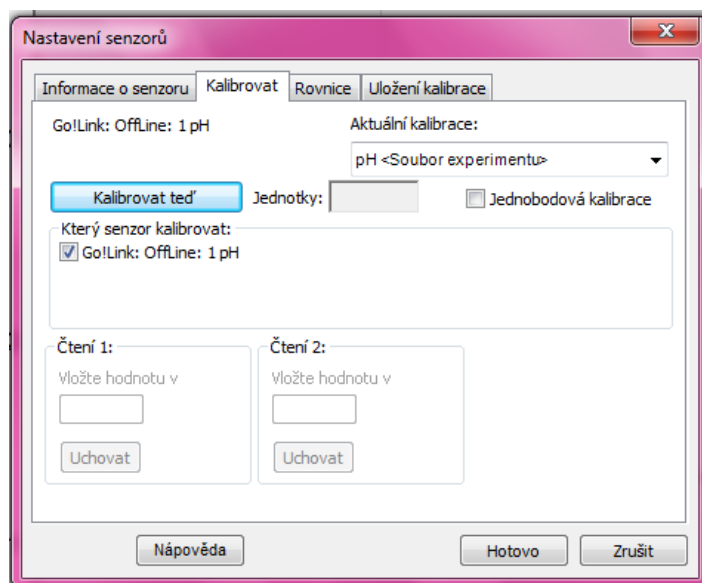
Uchovat. Stejný postup opakujeme i s druhým pufrem. Nakonec zvolíme volbu *Hotovo* (viz obr. 39)



Obr. 37 Acidobazická titrace – aparatura pro titraci s použitím pH-metru (zdroj: vlastní foto)



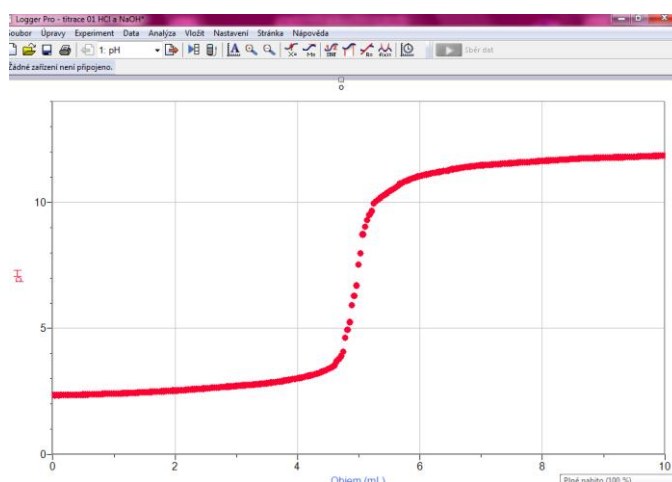
Obr. 38 Acidobazická titrace - kalibrace čítače kapek (zpracováno softwarem Logger Pro)



Obr. 39 Acidobazická titrace - kalibrace pH metru (zpracováno softwarem Logger Pro)

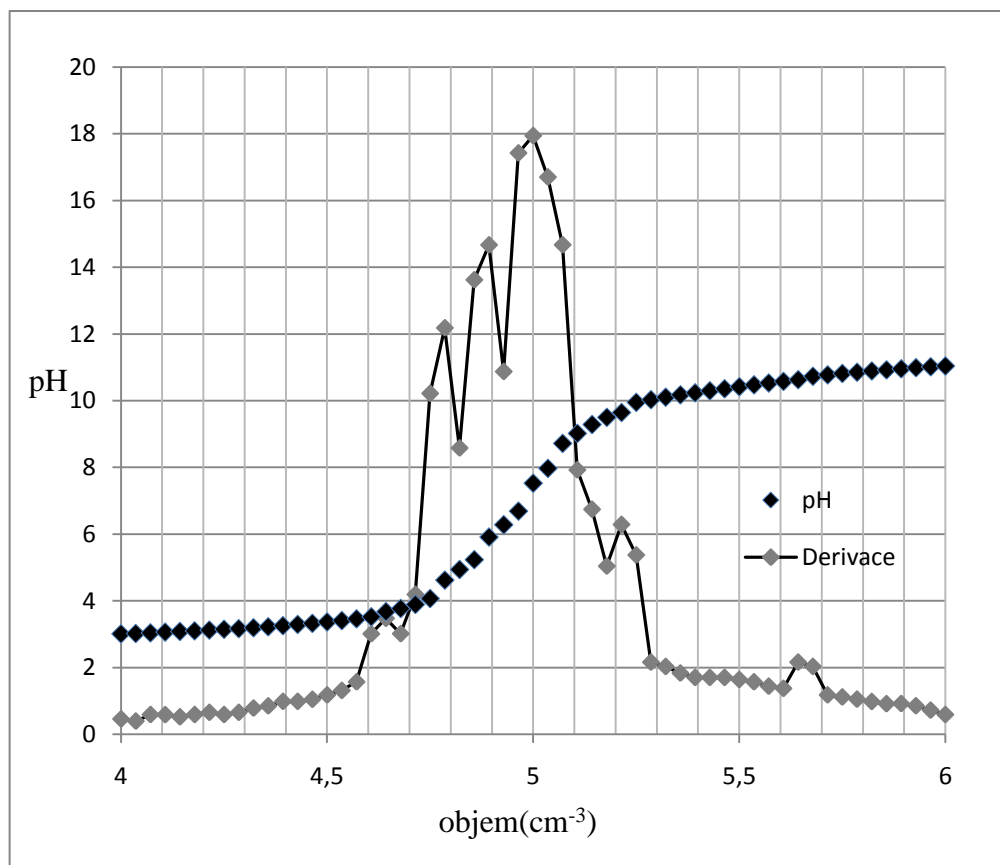
Byretu doplníme roztokem hydroxidu sodného a pod ní umístíme elektromagnetickou míchačku, na kterou umístíme kádinku se vzorkem. Jako první zapneme elektromagnetickou míchačku, vzorek se musí intenzivně míchat, ale nesmí vystříkavat ven. V programu Logger Pro spustíme sběr dat. Když je vše takto připraveno můžeme nastavit byretu tak, aby titrační činidlo pomalu kapalo do roztoku. Senzor zaznamenává pH roztoku a zároveň množství přidaného činidla.

Naměřené hodnoty se zobrazují na obrazovce notebooku. Vykresluje se zde graf závislosti pH na objemu přidaného činidla (viz obr. 40). V blízkosti bodu ekvivalence dojde k prudké změně hodnoty pH. Titraci ukončíme ve chvíli, kdy se pH již výrazně nemění.



Obr. 40 Acidobazická titrace - titrační křivka kyseliny chlorovodíkové (zpracováno softwarem Logger Pro)

Závěr: Bod ekvivalence určíme jako inflexní bod na titrační křivce, kterou jsme při měření získali. Tento inflexní bod odpovídá maximu druhé derivace této křivky. V programu *Logger Pro* existuje nástroj pro výpočet druhé derivace nebo ji můžeme zpracovat i v programu MS Excel (viz obr 41).



Obr. 41 Acidobazická titrace - závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným a její první derivace (zpracováno pomocí MS Excel)

Poznámky: Tento pokus je vhodný pro laboratorní cvičení.

4. ZÁVĚR

Ve své práci jsem se zabývala problematikou protolytických reakcí. V teoretické části jsem se zaměřila na rovnováhy v roztocích elektrolytů, vysvětlila jsem základní pojmy a shrnula důležité vztahy týkající se protolytických reakcí. Vzhledem k zaměření práce jsem se věnovala také výukovým metodám, a to hlavně těm, které přímo souvisejí s praktickou činností učitele a žáků. Při výběru praktických úloh jsem vycházela z RVP a ŠVP vybraných středních škol.

Praktickou část tvoří soubor 15 praktických úloh, které by bylo možné využít ve výuce protolytických reakcí na různých typech středních škol. Vybrané úlohy zahrnují jak demonstrační pokusy učitele a žáků, tak úlohy vhodné pro laboratorní cvičení.

Experimenty jsem vybírala s ohledem na bezpečnost a nároky na materiální vybavení. Jsou zde úlohy jednoduché, nenáročné na provedení a vybavení, které je možné realizovat i v případě nízké hodinové dotace. Některé úlohy jsou naopak náročnější a jsou vhodné spíše pro starší žáky na středních školách, kde je výuce chemie věnována větší pozornost.

Všechny experimenty jsem vyzkoušela. U každého pokusu uvádím jeho princip, pomůcky, chemikálie, pracovní postup a poznámky týkající se zařazení daného pokusu do výuky. Uvedené úlohy jsou vhodné nejen pro povinnou výuku chemie na středních školách, ale mohou sloužit jako námět pro různé mimoškolní aktivity podporující přírodovědné vzdělávání.

SEZNAM LITERATURY:

1. BRDIČKA, Rudolf, KALOUSEK, Mirko a SCHÜTZ, Alexander. Úvod do fyzikální chemie. 2. dopl. a přeprac. vyd. Praha: SNTL, 1972. 493 s.
2. FISCHER, OLDŘICH. Fyzikální chemie: Termodynamika, elektrochemie, kinetika, koloidní soustavy. 1. vyd. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, 1984. 333 s. Učebnice pro vysoké školy.
3. MALIJEVSKÝ, Anatol a kol. Breviář z fyzikální chemie II. 1. vyd. Praha: Vydavatelství VŠCHT, 1998. 162 s. ISBN 80-7080-298-7.
4. NOVÁK, Josef a kol. Fyzikální chemie. I. 1. vyd. Praha: Vydavatelství VŠCHT, 1999. 229 s. ISBN 80-7080-360-6.
5. NOVÁK, Josef a kol. Fyzikální chemie. II. Vyd. 1. Praha: Vysoká škola chemicko-technologická, 2001. ISBN 80-7080-436-X.
6. Disociační konstanty kyselin a zásad ve vodných roztocích [online]. [cit. 2015-06-16]. Dostupné z: <https://vscht.cz/fch/prikladnik/prikladnik/tab/disoc.html>
7. MAŇÁK, Josef a ŠVEC, Vlastimil. Výukové metody. Brno: Paido, 2003. 219 s. ISBN 80-7315-039-5.
8. MAŇÁK, Josef, ŠVEC, Štefan, ŠVEC, Vlastimil, Slovník pedagogické metodologie. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2005. 134 s. Pedagogický výzkum v teorii a praxi; sv. 3. ISBN 80-7315-102-2.
9. KALHOUS, Zdeněk a kol. Školní didaktika. Vyd. 1. Praha: Portál, 2002. 447 s. ISBN 80-7178-253-X.
10. SKALKOVÁ, Jarmila. Obecná didaktika. 1. vyd. Praha: ISV, 1999. 292 s. Pedagogika. ISBN 80-85866-33-1.

11. RÁMCOVÉ VZDĚLÁVACÍ PROGRAMY. [online]. [cit. 2015-04-06]. Dostupné z: <http://www.nuv.cz/cinnosti/kurikulum-vseobecne-a-odborne-vzdelavani-a-evaluace/ramcove-vzdelavaci-programy?lang=1>
12. RVP PRO GYMNÁZIA. [online]. [cit. 2015-04-06]. Dostupné z: <http://www.nuv.cz/cinnosti/kurikulum-vseobecne-a-odborne-vzdelavani-a-evaluace/ramcove-vzdelavaci-programy/rvp-pro-gymnazia>
13. Rámcový vzdělávací program pro gymnázia. Praha: Výzkumný ústav pedagogický v Praze, 2007. ISBN 978-80-87000-11-3.
14. Masarykovo gymnázium Plzeň [online]. [cit. 2015-06-17]. Dostupné z: <http://www.mgplzen.cz/>
15. Gymnázium, Plzeň, Mikulášské nám. 23 [online]. [cit. 2015-06-17]. Dostupné z: <https://www.mikulasske.cz/>
16. Gymnázium Františka Křižíka a základní škola: Školní vzdělávací programy [online]. [cit. 2015-06-17]. Dostupné z: <http://www.krizik.eu/gymnazium/skolni-vzdelavaci-programy/>
17. Vyšší odborná škola a střední průmyslová škola elektrotechnická Plzeň [online]. [cit. 2015-06-17]. Dostupné z: <https://www.spseplzen.cz/>
18. Čajda, I., Chemik detektivem. 1964. ALBATROS / PRAHA. ISBN 13-704-82
19. CHEMIE HROU: Určování pH. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z: <http://www.chemiehrou.funsite.cz/15.html>
20. Katedra učitelství a didaktiky chemie Přírodovědecké fakulty Univerzity Karlovy v Praze: Amoniaková fontána. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z: <http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=20>

21. Katedra učitelství a didaktiky chemie Přírodovědecké fakulty Univerzity Karlovy v Praze: Příprava indikátoru z červeného zelí. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z:<http://www.studiumchemie.cz/pokus.php?id=197>
22. Purkyňovo gymnázium Strážnice: Efektní pokusy anorganické chemie. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z:
<https://socv2.nidm.cz/archiv33/getWork/hash/459fe242-2f71-11e0-a0b3-001e6886262a>
23. E-Chembook.eu: Mladý chemik. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z: <http://www.e-chembook.eu/cs/mlady-chemik>
24. EDUCOLAND: Pedagogická fakulta Masarykovy univerzity. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z:<http://educoland.muni.cz/chemie/vymena-zkusenosti/inteligentni-voda/>
25. IQpark science centr: Nafukovací balónek. [online]. [cit. 2015-05-01]. Dostupné z: http://www.iqpark.cz/cs/edupoint/pokus.ep/1047_442-pokus-c.-25-%E2%80%93-%E2%80%9E-nafukovaci-balonek%E2%80%9C-/2
26. HAGAROVÁ, Marie. Využití senzoru na měření pH k inovaci laboratorních úloh z fyzikální chemie. Plzeň, 2013. Bakalářská práce. ZČU.

SUMMARY

The Main topic of this Diploma thesis are practical exercises focused on protolytic reactions. The theoretical part defines the basic concepts and important relationships describing the behavior of electrolytic solutions. This work also contains chapters devoted to teaching chemistry, methods of teaching and educational programs.

The practical part contains suggestion for practical tasks on „Protolytic response“, which are suitable for teachers demonstration experiments, students experiments or laboratory exercises. For each experiment is shown his principle, utilities, chemicals, proces and methodological notes.

SEZNAM OBRÁZKŮ:

- Obr. 1 Stupnice pH na obalu univerzálního indikátorového papírku.....33
- Obr. 2 Kyselý nebo zásaditý roztok I. – zbarvení lakmusového papírku..... 34
- Obr. 3 Kyselý nebo zásaditý roztok I. – zbarvení univerzálního indikátorového papírku.....34
- Obr. 4 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání fenolftaleinu.....36
- Obr. 5 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání methylčerveně.....36
- Obr. 6 Kyselý nebo zásaditý roztok II. - roztoky po přidání methyloranže.....36
- Obr. 7 Sledování pH různých roztoků – zbarvení univerzálního indikátorového papírku po namočení ve zkoumaných látkách.....38
- Obr. 8 Přeměna vody na víno – destilovaná voda s fenolftaleinem39
- Obr. 9 Přeměna vody na víno – zbarvení roztoku po přidání hydroxidu sodného..... 40
- Obr. 10 Přeměna červeného vína na bílé - roztok kyseliny chlorovodíkové a methyloranže.....41
- Obr. 11 Přeměna červeného vína na bílé – zbarvení roztoku po přidání hydroxidu sodného.....42
- Obr. 12 Oranžáda – citronáda – malinovka? - roztok kyseliny chlorovodíkové, kyseliny octové, methyloranže a fenolftaleinu ve vodě.....43
- Obr. 13 Oranžáda – citronáda – malinovka? – zbarvení roztoku po přidání prvního podílu hydroxidu.....44
- Obr. 14 Oranžáda – citronáda – malinovka? – zbarvení roztoku po přidání dalšího množství hydroxidu.....44
- Obr. 15 Krvavý podpis - zahřívání amoniaku.....45
- Obr. 16 Krvavý podpis - nápis vystavený působení plynného amoniaku.....46
- Obr. 17 Amoniaková fontána - aparatura na přípravu plynného amoniaku.....47
- Obr. 18 Amoniaková fontána - stav před nasáváním vody do baňky.....48
- Obr. 19 Amoniaková fontána.....48
- Obr. 20 Kyselé účinky oxidu siřičitého - jímání SO₂ do baňky.....49

- Obr. 21 Kyselé účinky oxidu siřičitého - voda s indikátorem methyloranží a baňka naplněná oxidem siřičitým.....50
- Obr. 22 Kyselé účinky oxidu siřičitého - voda s indikátorem methyloranží po protřepání s oxidem siřičitým.....50
- Obr. 23 Vydechování oxidu uhličitého – alkalický roztok fenolftaleinu.....51
- Obr. 24 Vydechování oxidu uhličitého - roztok po foukání oxidu uhličitého....51
- Obr. 25 Vydechování oxidu uhličitého - varianta s vápennou vodou.....52
- Obr. 26 Vydechování oxidu uhličitého - vznik zákalu.....52
- Obr. 27 Inteligentní voda - různé chemické nádoby připravené na pokus.....53
- Obr. 28 Inteligentní voda - průběh pokusu s fenolftaleinem.....54
- Obr. 29 Inteligentní voda - průběh pokusu s methyloranží.....55
- Obr. 30 Inteligentní voda - průběh pokusu s methylčervení.....55
- Obr. 31 Barevná škála indikátoru z červeného zelí.....56
- Obr. 32 Příprava indikátoru z červeného zelí - zbarvení indikátoru v roztocích H_2SO_4 , HCl , HNO_3 , NH_3 , $NaOH$ a v destilované vodě.....57
- Obr. 33 Nafukování balónku.....58
- Obr. 34 Titrační aparatura.....59
- Obr. 35 Titrace octa hydroxidem sodným na fenolftalein.....60
- Obr. 36 Titrace octa hydroxidem sodným na methyloranž.....60
- Obr. 37 Acidobazická titrace – aparatura pro titraci s použitím pH-metru.....63
- Obr. 38 Kalibrace čítače kapek.....63
- Obr. 39 Kalibrace pH metru.....64
- Obr. 40 Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové.....64
- Obr. 41 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným a její první derivace.....65

SEZNAM TABULEK:

- Tabulka 1 : Disociační konstanty vybraných kyselin a zásad při teplotě 25 °C..11
- Tabulka 2: Zbarvení vybraných acidobazických indikátorů.....18
- Tabulka 3: Klasifikace výukových metod dle Josefa Maňáka a Vlastimila Švece.....26
- Tabulka 4: Hodinové dotace pro výuku chemie na vybraných školách.....31