

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

Elektrolyty a jejich vlastnosti ve výuce chemie

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Jiří Pátý

Chemie se zaměřením na vzdělávání

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

Plzeň 2023

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci vypracoval samostatně s použitím uvedené literatury a zdrojů informací.

V Plzni, 8. září 2023

.....
vlastnoruční podpis

Poděkování

Tímto bych chtěl poděkovat vedoucí mé bakalářské práce Mgr. Jitce Štrofové, Ph.D. za cenné rady při vypracovávání práce, trpělivost, ochotu a čas strávený asistencí při práci v laboratoři.

OBSAH

1 Úvod	7
2 Teoretická část	8
2.1 Roztoky elektrolytů	8
2.1.1 Disociační stupeň	9
2.2 Teorie kyselin a zásad	10
2.2.1 Arrheniova teorie ¹	10
2.2.2 Teorie Brönsteda a Lowryho	11
2.2.3 Lewisova teorie	13
2.3 Součin rozpustnosti	14
2.4 Disociace vody	15
2.5 pH	16
2.5.1 Acidobazické indikátory ²	17
2.5.2 Ústojné roztoky	18
2.6 Disociace kyselin a zásad ²	19
2.7 Hydrolýza solí	20
2.8 Elektrická vodivost	23
3 Didaktická část	25
3.1 Výukový a vyučovací proces ⁷	25
3.2 Cíle vzdělávání	25
3.2.1 Taxonomie vzdělávacích cílů	26
3.3 Materiálně-didaktické prostředky	27
3.4 Učebnice	27
3.4.1 Analýza vybraných učebnic chemie pro ZŠ	28
3.4.2 Analýza vybraných učebnic chemie pro SŠ	31
3.5 RVP a ŠVP ¹²	33
4 Praktická část	35
4.1 Seznam experimentů demonstrující vlastnosti elektrolytů	35
4.1.1 Indikace kyselin a zásad ²³	36
4.1.2 Stanovení pH s využitím přírodního indikátoru ²⁴	37
4.1.3 Stanovení pH kapkovou metodou ²⁴	38
4.1.4 Stanovení pH počítačovou simulací ²⁴	39
4.1.5 Pozorování změn pH při acidobazické titraci ²⁷	41
4.1.6 Stanovení kyseliny octové v octu titrací ²⁷	43
4.1.7 Stanovení alkality pitné vody ²⁸	45

4.1.8 Barevné změny indikátorů v závislosti na reakčním prostředí ²⁸	46
4.1.9 Příprava roztoků pufrů a měření jejich pH ²⁸	47
4.1.10 Disociace kyselin a srovnávání jejich síly ²⁸	50
4.1.11 Hydrolýza solí a měření jejich pH ²⁸	51
4.1.12 Vedení elektrického proudu vodnými roztoky ²³	52
4.1.13 Elektrolýza roztoku NaCl ²³	53
4.1.14 Vztah mezi vodivostí a silou elektrolytu ²⁸	54
5 Závěr	56
Resumé	57
Seznam literatury	58

1 Úvod

Bakalářská práce je věnována elektrolytům a jejich vlastnostem. Součástí jsou i vybrané experimenty, které tyto vlastnosti demonstrují. Teoretická část zahrnuje kapitoly zabývající se teoriemi kyselin a zásad, pH, hydrolyzou solí, disociací kyselin a zásad a vodivostí roztoků elektrolytů.

Didaktická část kromě obecného úvodu o vyučovacím procesu obsahuje cíle vzdělávání, RVP a ŠVP, ale primárně je zaměřená na materiálně-didaktické pomůcky, konkrétně analýzu vybraných učebnic chemie pro základní a střední stupeň vzdělávání.

Do praktické části je zařazeno 14 laboratorních experimentů, zaměřených na demonstraci vybraných vlastností roztoků elektrolytů. U jednotlivých experimentů jsou uvedeny pomůcky, chemikálie, princip, postup a výsledky. Experimenty jsou vhodné pro samostatnou činnost žáků v laboratorní výuce chemie na základních nebo středních školách, popřípadě jako demonstrační pokusy učitele.

2 Teoretická část

2.1 Roztoky elektrolytů

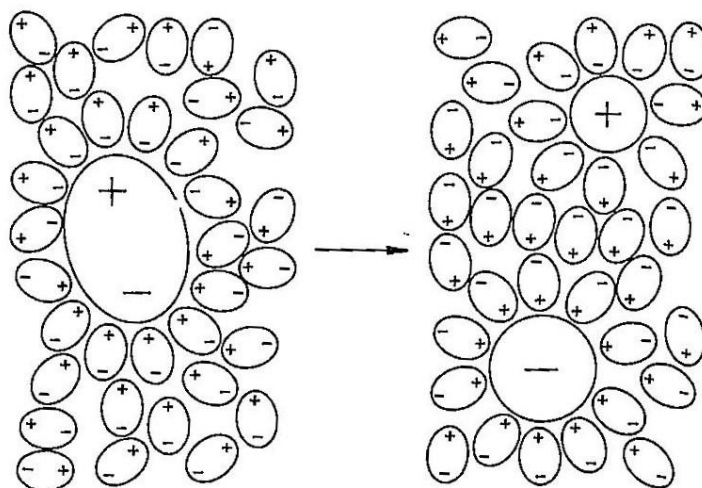
Roztoky v chemii chápeme jako minimálně dvousložkové soustavy látek. Může se jednat o jakoukoliv kombinaci skupenských stavů. Roztoky vznikají rozpuštěním jedné složky v druhé. Látka s majoritním zastoupením v roztoku se nazývá rozpouštějící, látku minoritně zastoupenou označujeme jako rozpouštěnou. Pro rozpouštějící látky kapalné povahy se užívá termínu rozpouštědlo¹.

Mechanismus rozpouštění látek můžeme rozdělit na tři typy. Prvním typem je rozpouštění látky, v jejíchž molekulách je nepolární nebo slabě polární vazba. Jejich molekuly se nerozpadají na ionty, pouze se nechají obklopit rozpouštědlem, na které se vážou Van der Waalsovými silami. Takové látky nazýváme neelektrolyty. Vzniklé roztoky neelektrolytů nejsou elektricky vodivé. Jako příklad si můžeme uvést roztok benzenu v toluenu nebo glukózy ve vodě¹.

Druhým typem jsou látky, které mají ve svých molekulách iontové nebo kovalentní polární vazby a rozpouštěním se rozpadají na ionty. Ionty se mísí s molekulami rozpouštědla a vzniklý roztok je elektricky vodivý. Mluvíme o elektrolytech. Ty dále dělíme na pravé a potenciální¹.

Pravé elektrolyty se po rozpuštění rovnou mísí s rozpouštědlem. Patří sem např. roztok síranu sodného Na_2SO_4 ve vodě¹.

U potenciálních elektrolytů musí nejdříve dojít k rozpadu jejich molekul na ionty a až potom se jako v předešlých případech mísí s rozpouštějící látkou. Zde si můžeme uvést např. rozpouštění kyseliny sírové H_2SO_4 ve vodě¹.



Obr. 1. Schéma elektrolytické disociace²

Výše popsaný jev rozpadu látek na ionty a jejich obklopení rozpouštědlem se nazývá elektrolytická disociace¹.

Mezi slabé elektrolyty patří zejména organické kyseliny (např. kyselina octová a benzoová), organické báze (anilin), z anorganických kyselin kyselina fosforečná a sulfan, z anorganických bází např. amoniak a některé soli (HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{SCN})_3$)(cit.³).

2.1.1 Disociační stupeň

Jako kvantitativní vyjádření množství disociované látky byl zaveden chemikem Arrheniem disociační stupeň α . Ten představuje podíl disociované složky vůči celkovému množství elektrolytu². Uvedme si obecnou rovnici elektrolytu BA:



Tu vystihuje rovnovážná konstanta disociace K_d :

$$K_d = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]} \quad (2.2)$$

kde $[\text{A}^+]$, $[\text{B}^-]$ a $[\text{AB}]$ jsou rovnovážné koncentrace¹.

Uvědomíme-li si, že koncentrace disociovaných iontů A^+ , B^- a nedisociovaných molekul závisí na stupni disociace a počáteční koncentraci dostaneme vztahy:

$$[\text{A}^+] = [\text{B}^-] = c\alpha \quad \text{a} \quad [\text{BA}] = c(1 - \alpha) \quad (2.3)$$

kde c je počáteční koncentrace a α disociační stupeň. Vztahy dosadíme do (2.2):

$$K_d = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (2.4)$$

Když je disociační stupeň dostatečně nízký a blíží se nule, rovnice (2.4) se podstatně zjednoduší:

$$K_d = c\alpha^2 \quad (2.5)$$

A odtud vyjádříme samotný stupeň disociace:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{c}} \quad (2.6)$$

Tato rovnice se nazývá Kohlrauschova a lze si na ní dobře představit závislost disociačního stupně na koncentraci elektrolytu. Čím menší koncentrace bude (ředěním roztoku), tím bude hodnota disociačního stupně větší¹.

Hodnota disociačního stupně se pohybuje v intervalu $\langle 0,1 \rangle$. U hodnot blíže k 0 bude disociovat malé množství molekul elektrolytu, proto je nazýváme slabé. Radíme mezi ně slabé organické a anorganické kyseliny (např. kyselinu octovou CH_3COOH , kyselinu uhličitou H_2CO_3) a zásady (anilin $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$, amoniak NH_3)¹.

Za silné elektrolyty považujeme takové, které jsou disociovány zcela. Hodnoty disociačního stupně se blíží k 1 a patří mezi ně soli organických a anorganických kyselin a zásad a silné organické a anorganické zásady (např. hydroxid sodný NaOH) a kyseliny (kyselina sírová H_2SO_4 , kyselina chloristá HClO_4)¹.

2.2 Teorie kyselin a zásad

2.2.1 Arrheniova teorie¹

O první popsání chování acidobazických látek (z lat. acidum – kyselina, basei – zásada) se pokusil v roce 1887 Svante Arrhenius. Předpokládal, že kyseliny a zásady jsou elektrolyty, jsou tedy schopné ve vodných roztocích disociovat na ionty.

Obecný tvar rovnice disociace kyseliny, popř. zásady:



Příklady rovnic pro konkrétní látky:



Podle Arrheniovy teorie vzniká disociací kyselin vodíkový proton H^+ a zbytek od kyseliny A^- , u zásady vzniká hydroxidový anion OH^- a zbytek zásady B^+ . Jeho teorii posléze

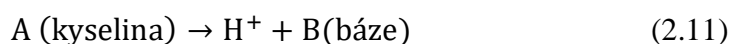
rozpracoval Ostwald a vznikla tak základní teorie o chování acidobazických látek. Hlavním nedostatkem byla skutečnost, že tato teorie platí pouze pro vodné roztoky a nebere v potaz úlohu rozpouštědla¹.

2.2.2 Teorie Brönsteda a Lowryho

Dalšími, kdo se zabývali acidobazickým chováním látek, byli vědci Brönsted a Lowry. V roce 1923 přišli s propracovanější teorií, než kterou 40 let před nimi publikoval Arrhenius. Tuto základní teorii obohatili o představu solvatace vznikajících protonů kyseliny molekulami rozpouštědla. To znamená, že při všech acidobazických reakcích dochází k přenosu protonu¹.

Tato teorie tedy definuje kyseliny jako látky, které jsou schopny odštěpit proton H^+ a zásady jako látky schopné tento proton H^+ přijmout.

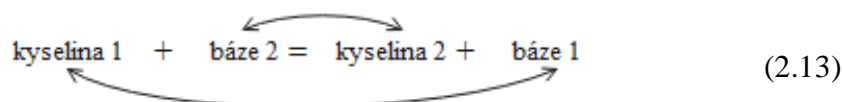
Jako obecnou rovnici můžeme uvést:



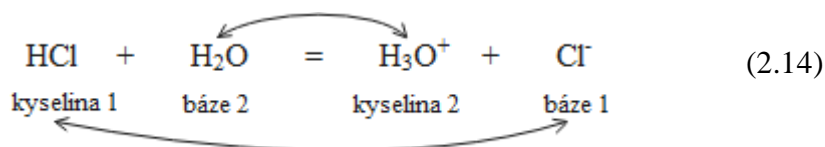
Pro konkrétní látku např. HCl lze uvést:



Důležitým pojmem této teorie je konjugovaný pár neboli protolytický systém (přenáší se proton H^+). Každá kyselina má svojí konjugovanou bázi, a naopak každá báze (zásada) má svojí konjugovanou kyselinu. K uskutečnění protolytické reakce jsou zapotřebí dva konjugované páry, kdy jeden pár proton H^+ odevzdává, druhý tento proton H^+ přijímá. Obecná rovnice reakce mezi kyselinou a bází (rozpouštědlem):

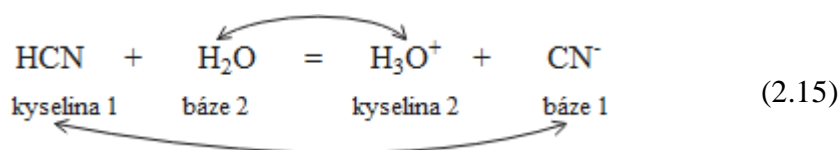


U těchto reakcí platí pravidlo, že silná kyselina tvoří konjugovaný pár se slabou bází. Příkladem může být kyselina chlorovodíková, která má velkou snahu odevzdat proton H^+ rozpouštědлу (bázi), zato její slabá konjugovaná báze Cl^- vykazuje malou ochotu přijímat od kyseliny proton H^+ . Důsledkem toho se rovnováha reakce posouvá doprava. Příkladem je zavedení chlorovodíku do vody, která zde figuruje jako rozpouštědlo:

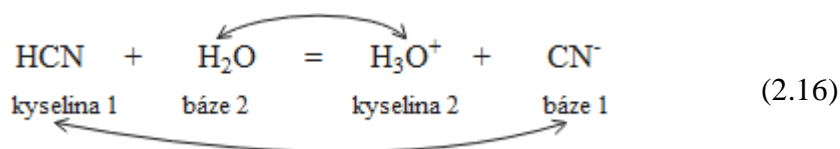


Stejné pravidlo lze aplikovat i opačně. Slabá kyselina, která neochotně odevzdává proton H^+ , se páruje se silnou bází, která naopak vykazuje velkou snahu přijímat proton H^+ od kyseliny. Rovnováha reakce se tedy posouvá doleva.

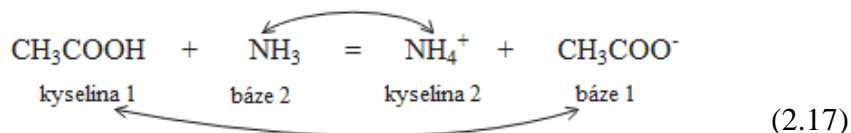
Příkladem může být reakce kyanovodíku a vody:



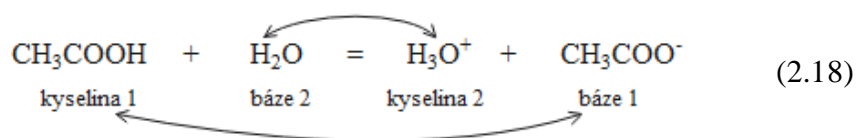
Ve výše uvedených příkladech se voda chová jako slabá báze, konjuguje tedy se silnou kyselinou. V případě konjugace se silnou bází se ovšem může chovat jako slabá kyselina. To znázorňuje reakce:



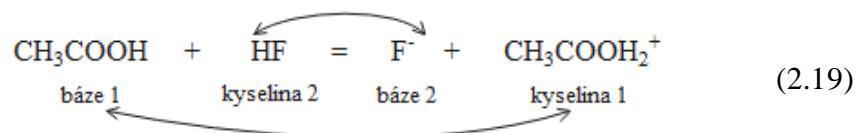
Takovým rozpouštědlem říkáme amfiprotní. Jsou schopny protony odevzdávat, ale i přijímat, záleží pouze na charakteru druhého konjugovaného páru. Dalším dobrým příkladem je kyselina octová, která se v amoniaku chová jako silná kyselina:



Ve vodném roztoku se chová jako slabá kyselina:



Při reakci s kyselinou fluorovodíkovou naopak jako báze:

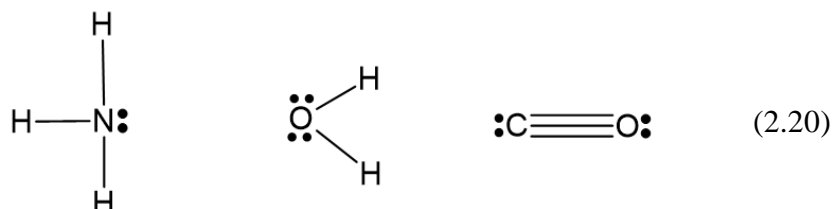


Mezi další amfiprotní rozpouštědla patří např. methanol a ethanol. Opakem jsou rozpouštědla aprotní (např. benzen, tetrachlormethan), která nepřijímají ani neodevzdávají proton a acidobazických reakcí se neúčastní. Rozpouštědla snadno odštěpující proton H^+ nazýváme protogenní (např. kyselina chlorovodíková, kyselina sírová). Rozpouštědla snadno přijímající proton H^+ nazýváme protofilní (např. kapalný amoniak, pyridin)².

2.2.3 Lewisova teorie

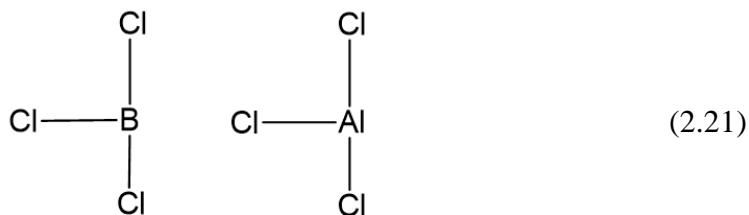
V roce 1923 přišel Lewis s obecnější teorií, která platí i pro látky neobsahující proton H^+ . Zásadu definoval jako částici, která má ve své struktuře volný elektronový pár umožňující vznik koordinačně-kovalentní vazby. O zásadě proto mluvíme jako o donoru (poskytovateli) elektronového páru.

Příklady Lewisových zásad:

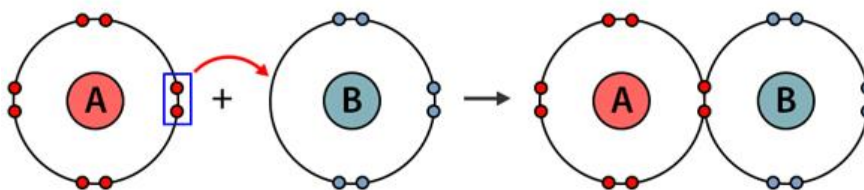


Naopak kyselinu definoval jako částici, která má volný elektronový orbital a je schopna ho díky Lewisově zásadě využít k tvorbě koordinačně-kovalentní vazby. Mluvíme tedy o kyselině jako o akceptoru (příjemci) elektronového páru¹.

Příklady Lewisových kyselin:



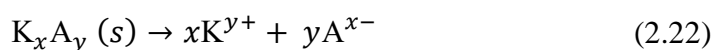
Podle Lewisovy teorie vzniká mezi kyselinou a zásadou koordinačně-kovalentní vazba. Té se zúčastňuje donor (dárce), který poskytuje vazbě dva elektrony – elektronový pár, a akceptor (příjemce), který má ve valenční vrstvě volný orbital a dva elektrony přijme. Koordinačně-kovalentní vazba je druhem vazby kovalentní, liší se pouze mechanismem jejího vzniku. Velmi často se uplatňuje v komplexních sloučeninách⁴.



Obr. 2 Schéma vzniku koordinačně-kovalentní vazby (převzato z internetu, upraveno)⁵

2.3 Součin rozpustnosti

Přidáme-li do rozpouštědla větší množství málo rozpustné soli, než odpovídá nasycenému roztoku, část z přidaného množství zůstane nerozpuštěna. Mezi rozpuštěnou a nerozpuštěnou solí se tak ustanoví rovnováha², kterou lze vyjádřit pomocí obecné rovnice³:



Pro konkrétní látku např. chlorid stříbrný bude rovnice vypadat takto²:



Tuto rovnováhu lze charakterizovat rovnovážnou konstantou K_s , kterou nazýváme součin rozpustnosti. Samotná hodnota součinu rozpustnosti pro málo rozpustnou sůl závisí na teplotě a rozpouštědle³.

Pro obecnou sůl, která disocijuje podle rovnice (2.22), platí pro rovnovážnou konstantu K následující vztah vyjádřený pomocí aktivit:

$$K = \frac{a_{(K^{y+})}^x \cdot a_{(A^{x-})}^y}{a_{(K_xA_y)}} \quad (2.24)$$

Vzhledem k tomu, že aktivita látky K_xA_y v pevné fázi je rovna jedné, lze vztah (2.X) zjednodušit na

$$K_s = a_{(K^{y+})}^x \cdot a_{(A^{x-})}^y$$

kde K_s se označuje jako součin rozpustnosti.

Rovnice vyjádřená aktivitami pro chlorid stříbrný bude vypadat takto:

$$K_s(\text{AgCl}) = a_{(\text{Ag}^+)} \cdot a_{(\text{Cl}^-)} \quad (2.25)$$

V některých případech je v roztoku přítomen vedle iontů rozpuštěné soli ještě indiferentní elektrolyt. Jedná se o elektrolyt, který nemá s rozpuštěnou solí žádný společný ion. Přidáním takového elektrolytu se zvýší iontová síla roztoku a společně s ní i rozpustnost málo rozpustné soli. Druhým případem je přidání iontu, který má s málo rozpustnou solí společný ion. Přidáním takového elektrolytu do roztoku se zvýší koncentrace iontu, který mají společný. Protože za dané teploty je hodnota součinu rozpustnosti konstantní, musí se adekvátně snížit koncentrace iontu druhého. To má za následek pokles celkové rozpustnosti málo rozpustné soli².

2.4 Disociace vody

Jak bylo uvedeno v podkapitole 2.2.2, voda je amfolytem, tedy rozpouštědlem, které se může chovat jako kyselina nebo jako zásada. Pro disociaci vody platí rovnice:



Tato rovnice vystihuje disociaci vody neboli autoprotolýzu vody. V systému se ustavuje rovnováha mezi molekulami vody a ionty H_3O^+ a OH^- , kterou lze vyjádřit rovnovážnou konstantou:

$$K_C = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad (2.27)$$

Experimentálně bylo zjištěno, že počet disociovaných iontů H_3O^+ a OH^- je v porovnání s nedisociovanými molekulami zanedbatelný. Rovnici rovnovážné konstanty tak nahrazuje zjednodušená konstanta iontového součinu vody:

$$K_V = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (2.28)$$

Iontový součin vody je důležitou konstantou, která se při teplotě 25 °C rovná $K_V = 1 \cdot 10^{-14}$. Známe-li ve zředěném roztoku koncentraci jednoho z iontů, lehce dopočítáme koncentraci druhého. Protože je zacházení se zápornými exponenty u koncentrací obtížné, byla zavedena praktičtější logaritmická stupnice pH⁶.

2.5 pH

Z rovnice iontového součinu vyplývá, že součin koncentrací iontů H_3O^+ a OH^- se musí rovnat konstantě K_V . Z rovnice autoprotolýzy vody vyplývá, že koncentrace obou iontů v čisté vodě je stejná a za teploty 25 °C se rovná hodnotě 10^{-14} , koncentrace jednotlivých iontů lze vyjádřit vztahy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol dm}^{-3} \quad (2.29)$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \quad (2.30)$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \quad (2.31)$$

Vztah (2.29) můžeme převést do jeho logaritmické formy a dostaneme rovnici:

$$\log 10^{-14} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log[\text{OH}^-]) \quad (2.32)$$

Členy na pravé straně lze nahradit pojmy pH a pOH:

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH} \quad (2.33)$$

$$-\log[\text{OH}^-] = \text{pOH} \quad (2.34)$$

Dosazením vztahů (2.33), (2.34) do (2.32) vznikne rovnice, která se upraví na tvar:

$$14 = \text{pH} + \text{pOH} \quad (2.35)$$

Z obou výše uvedených pojmů se v praxi častěji používá pH neboli vodíkový exponent. Ten se definuje jako záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových iontů¹

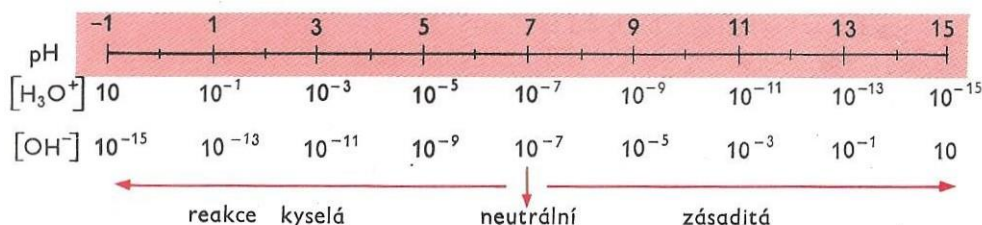
$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \quad (2.36)$$

Přesná definice pH (2.32) využívá aktivitu oxoniových iontů, pro kterou platí

$$a(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \gamma(\text{H}_3\text{O}^+) \quad (2.37)$$

kde $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ je koncentrace a $\gamma(\text{H}_3\text{O}^+)$ aktivitní koeficient oxoniových iontů.

Aktivitní koeficient vyjadřuje odchylky od ideálního chování a jeho hodnota se při velmi nízkých koncentracích blíží k jedné, pak je možné pH definovat vztahem (2.35), který se běžně používá ve výuce na SŠ.

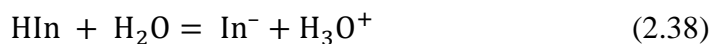


Obr. 3 Schéma znázorňující stupnici pH¹

Stupnice pH na obr. 3 ilustruje hodnoty pH v závislosti na koncentraci iontů H_3O^+ a OH^- . Pokud je koncentrace iontů H_3O^+ a OH^- v čisté vodě stejná (vztahy 2.30, 2.31), pH se rovná 7. U kyselých roztoků převažují ionty H_3O^+ , naopak u zásaditých roztoků převažují ionty OH^- . Stále ale platí, že součin jejich koncentrací je za dané teploty konstantní².

2.5.1 Acidobazické indikátory²

Acidobazické indikátory popsal Ostwald jako slabé kyseliny nebo zásady, jejichž molekuly mají v disociované formě jinou barvu než v nedisociované. Disociaci indikátoru jako slabé kyseliny zobrazuje rovnice



kde HIn je indikátor před disociací a In^- po disociaci.

Indikátor v nedisociované formě se v rovnici (2.38) chová jako kyselina, a proto ho vyjádříme disociační konstantou:

$$K_A(\text{HIn}) = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \quad (2.39)$$

kde $[\text{In}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{HIn}]$ jsou rovnovážné koncentrace.

Obdobná rovnice a konstanta platí pro indikátor charakteru slabé báze. Barva indikátoru je závislá na částicích, které v roztoku převládají. V případě růstu poměru koncentrací $[\text{In}^-]/[\text{HIn}]$, poroste i pH roztoku.

Další studium indikátorů ukázalo, že větší vliv na barvu indikátoru mají složitější strukturní změny. Mluvíme o tautomerii, kdy se organická sloučenina s hydroxidovou skupinou $-\text{OH}$ může vyskytovat ve dvou formách – ketoformě a enolformě. Rozdíl je v umístění dvojné vazby, která je u enolformy mezi uhlíky, u ketoformy leží mezi uhlíkem a kyslíkem.

Acidobazické indikátory se používají v titrační analýze, kde se na základě jejich zbarvení indikuje bod ekvivalence.

2.5.2 Ústojné roztoky

Ústojné roztoky neboli pufrы jsou roztoky slabých kyselin nebo zásad s jejich solemi. Jejich význam spočívá ve schopnosti udržovat konstantní pH po přidání kyseliny nebo zásady. Princip si ukážeme na pufru složeném z octanu sodného a kyseliny octové. V případě přidání kyseliny nastane situace



Disociovaný octanový anion CH_3COO^- přijme proton od kyseliny a vzniká kyselina octová a voda. Po přidání zásady proběhne reakce



Kyselina octová odštěpí proton a vznikne octanový aniont a voda. Pro výpočet pufrů slabých kyselin a jejich solí se používá Hendersonova-Hasselbachova rovnice:

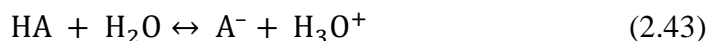
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\text{sůl}}}{c_{\text{kys}}} \quad (2.42)$$

kde $c_{\text{sůl}}$ je koncentrace soli, c_{kys} koncentrace kyseliny a $\text{p}K_a$ záporný dekadický logaritmus disociační konstanty².

Velikost přídatku kyseliny, resp. zásady, při které je pufr schopen udržovat stabilní pH, vyjadřuje kapacita pufru C_β . Ideálním poměrem slabé kyseliny (slabé zásady) a její soli je 1:1, kdy pufr dosahuje maximální pufrací kapacity. Ta samozřejmě roste s koncentrací pufru³.

2.6 Disociace kyselin a zásad²

Při přípravě vodných roztoků kyselin dochází k jejich disociaci na ionty, což vede k ustavení rovnováhy:



Pro tuto rovnováhu lze pomocí aktivit a definovat rovnovážnou konstantu

$$K = \frac{a(\text{A}^-) \cdot a(\text{H}_3\text{O}^+)}{a(\text{HA}) \cdot a(\text{H}_2\text{O})} \quad (2.44)$$

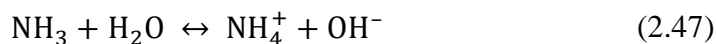
Voda je ve velkém nadbytku a její koncentrace se při disociaci kyseliny víceméně nemění a její aktivitu je možné považovat za jednotkovou. V případě ideálních podmínek, kterými se myslí nízké koncentrace roztoků, se dají aktivity nahradit koncentracemi. Pak získáme tzv. kyselou disociační konstantu kyseliny HA, která je definována vztahem (2.YY):

$$K_A(\text{HA}) = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad (2.45)$$

kde $[\text{A}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a $[\text{HA}]$ jsou rovnovážné koncentrace. Jako příklad lze uvést disociaci kyseliny chlorovodíkové HCl, kterou popisuje rovnice:

$$K_A(\text{HCl}) = \frac{[\text{Cl}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCl}]} \quad (2.46)$$

Stejné odvození jako pro kyseliny bude platit pro zásady, uveďme si disociaci amoniaku:



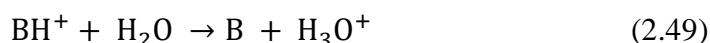
Bazická disociační konstanta K_B amoniaku nabývá tvaru:

$$K_B(\text{NH}_3) = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \quad (2.48)$$

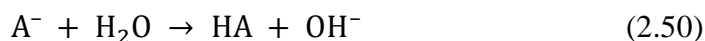
Konkrétní hodnoty konstant kyselin a zásad jsou tabelovány a jsou dobrým ukazatelem síly kyselin, popř. zásad. Kyseliny a zásady s hodnotami disociačních konstant většími než 10^{-3} se považují za silné, s hodnotami konstant menšími než 10^{-3} jsou slabé.

2.7 Hydrolýza solí

Soli kyselin a zásad se disociací štěpí na kationty a anionty. Jakým způsobem se rovnováha ustaví, závisí na charakteru těchto částic a na povaze rozpouštědla. Nejběžnějším rozpouštědlem je voda, která se může chovat jako kyselina nebo zásada. Nastat mohou dvě situace. V první reaguje voda s kationtem a přebírá od něj proton. Figuruje zde jako zásada:



Ve druhé se chová jako kyselina, kdy poskytuje proton aniontu:



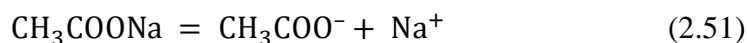
Tyto protolytické reakce rozpuštěných iontů solí s vodou se nazývají hydrolytické. V případě reakcí jiného rozpouštědla než vody, jde o solvolýzu³.

Na obecných rovnicích (2.49) a (2.50) lze ukázat obecné zákonitosti hydrolýzy. Pokud se bude hydrolyzovat kationt, začnou vznikat oxoniové kationty H_3O^+ a pH roztoku bude klesat. V případě hydrolýzy aniontu vznikají hydroxidové anionty OH^- , které pH

roztoku zvyšují. Je důležité si říci, že hydrolyze nepodléhají kationty odvozené od silných alkálií, jako např. sodné Na^+ , draselné K^+ a barnaté Ba^{2+} . Stejně tak nehydrolyzují anionty odvozené od silných kyselin, mezi které patří například anionty chloridové Cl^- , hydrogensíranové HSO_4^- nebo chloristanové ClO_4^- (cit.¹).

Z toho dokážeme odhadnout pH roztoku, ve kterém disociuje sůl silné kyseliny silné zásady. Tu může reprezentovat chlorid sodný NaCl , jehož ionty s vodou nereagují. pH roztoku se měnit nebude a v případě vodného roztoku zůstane neutrální².

Složitější situace nastává ve vodných roztocích solí, vzniklých neutralizací slabé kyseliny a silné zásady nebo silné kyseliny a slabé zásady. Jako příklad uvedeme disociaci octanu sodného CH_3COONa , tvořeného aniontem slabé kyseliny a kationtem silné zásady:



Z obou vzniklých iontů podléhá hydrolyze pouze octanový aniont CH_3COO^- :



Rovnici můžeme vyjádřit hydrolytickou konstantou K_H :

$$K_H(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (2.53)$$

kde $[\text{CH}_3\text{COOH}]$, $[\text{OH}^-]$ a $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ jsou rovnovážné koncentrace.

Octanový aniont CH_3COO^- se zde chová jako zásada, hydrolytická konstanta se bude rovnat bazické disociační konstantě K_B (CH_3COO^-). Kyselina octová CH_3COOH na pravé straně rovnice (2.52) je konjugovanou kyselinou octanového aniontu a lze ji vyjádřit kyselou disociační konstantou K_A (CH_3COOH):

$$K_A(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (2.54)$$

Pokud konstanty (2.53) a (2.54) uvedeme do vztahu:

$$K_A \cdot K_B(K_H) = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \quad (2.55)$$

Ten následně upravíme a dostaneme:

$$K_A \cdot K_H = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_V \quad (2.56)$$

Obečně můžeme hydrolytickou konstantu vyjádřit vztahem:

$$K_H = \frac{K_V}{K_A} \quad (2.57)$$

Podobně jako jsme si v kapitole 2.1.1 odvodili stupeň disociace α , se i zde setkáváme s analogickým stupněm hydrolyzy γ . Vyjadřuje množství soli po rozpuštění, které podlehlo hydrolyze. Jeho hodnoty se pohybují v intervalu $\langle 0,1 \rangle$. Pokud si vyjádříme aktéry reakce (2.52) pomocí koncentrací a stupňů hydrolyzy (viz. kapitola 2.1.1.), dostaneme:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = c \cdot (1 - \gamma) \quad \text{a} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = c \cdot \gamma \quad (2.58)$$

kde c je počáteční koncentrace a γ stupeň hydrolyzy.

Dáme-li vztahy (2.53) a (2.57) dohromady s vyjádřeními (2.58), vyjde nám:

$$\frac{K_V}{K_A} = \frac{c\gamma c\gamma}{c \cdot (1 - \gamma)} = \frac{c\gamma^2}{1 - \gamma} \quad (2.59)$$

Za předpokladu malé hodnoty stupně hydrolyzy zanedbáme jmenovatel:

$$\frac{K_V}{K_A} = c\gamma^2 \quad (2.60)$$

Úpravou této rovnice získáme vztah pro samotný stupeň hydrolyzy²:

$$\gamma = \sqrt{\frac{K_V}{K_A c}} \quad (2.61)$$

2.8 Elektrická vodivost

Další charakteristickou vlastností elektrolytů je jejich elektrická vodivost. Tu způsobují ionty, které si mezi sebou vyměňují elektrony. Schopnost vodičů vést elektrický proud je charakterizována elektrickou vodivostí tzv. konduktancí G , která je definována jako převrácená hodnota elektrického odporu (rezistence):

$$G = \frac{1}{R} \quad (2.62)$$

kde G je konduktance a R elektrický odpor. Jednotkou je Siemens S (cit.²).

O něco praktičtější je specifická (měrná) vodivost κ , označovaná také jako konduktivita, která je přímo úměrná průřezu vodiče a nepřímo úměrná jeho délce:

$$G = \kappa \frac{A}{l} \quad (2.63)$$

Úpravou získáme vztah:

$$\kappa = G \frac{l}{A} \quad (2.64)$$

kde G je konduktance, A průřez vodiče, l délka vodiče a κ specifická vodivost.

Jednotkou specifické vodivosti je $S \text{ m}^{-1}$ a závisí na teplotě a koncentraci elektrolytu. Mezi konduktivitou silných a slabých elektrolytů pozorujeme značné rozdíly. U slabých elektrolytů se konduktivita s jejich koncentrací mění velmi málo, protože disociuje pouze malé množství molekul. U silných elektrolytů konduktivita s koncentrací prudce stoupá a vzápětí kvůli elektrostatickým silám mezi ionty klesá³.

Pro lepší popsání schopnosti látek vést elektrický proud byla zavedena molární vodivost Λ :

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c} \quad (2.65)$$

kde Λ je molární vodivost, c koncentrace elektrolytu, κ specifická vodivost.

Její jednotkou je $S \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ a je vztažena ke konkrétní látce. V ideálním případě jsou disociovány všechny molekuly a ionty na sebe nepůsobí elektrostatickými silami. Mluvíme o stavu nekonečného zředění, kde by molární vodivost nezávisela na koncentraci. V reálném roztoku tato situace nenastává.

Měření elektrické vodivosti se nazývá konduktometrie. Používá se např. při stanovování bodu ekvivalence u neutralizačních nebo srážecích titrací. Nemusíme používat k indikaci barevné indikátory, místo toho pozorujeme závislost konduktance na objemu titračního činidla., kterou zpracováváme graficky. Dále se využívá pro určení rozpustnosti těžce rozpustných solí, určení koncentrace rozpustných elektrolytů nebo stanovení disociačního stupně a disociační konstanty slabých elektrolytů³.

3 Didaktická část

3.1 Výukový a vyučovací proces⁷

Výukový proces (popř. vyučování) je chápán jako složitý systém vztahů, které tvoří propojené, ovlivňující a mezi sebou závislé prvky, které interagují s vnějším prostředím (rodinou, společností atd.). Jedná se o činnost, která si klade za cíl rozvíjení osobnosti aktérů vyučování (žák, popř. učitel), směřuje k určitým cílům a podporuje vzájemnou interakci.

Je na místě si objasnit rozdíl mezi pojmy výuka (výukový proces) a vyučování (vyučovací proces), protože v oblasti pedagogiky se nejedná o synonyma. Vyučování představuje činnost učitele, která spočívá v interakci s vzdělávajícími se subjekty, myšleno žáky a rodiči. Výuka je chápána v širším smyslu než vyučování. Zahrnuje nejen činnosti učitele (vyučování), tak i učení žáka (činnost žáka) a vzájemný vztah a obsah mezi nimi (cíle, podmínky, realizace atd.).

Výuka si jako hlavní cíl klade systematické vzdělávání a výchovu nejen žáků a studentů, ale i dospělých (andragogika) a seniorů (gerontopedagogika).

Výuka se realizuje zejména ve vzdělávacích institucích (škola, výuka ve volném čase) nebo v prostředí domácím, popř. specifickém (distanční vzdělávání apod.).

3.2 Cíle vzdělávání

Nejobecnější cíle vzdělávání, které vyplývají z měnících se potřeb společnosti i předpokládaných individuálních potřeb žáků, jsou určovány kulturou dané společnosti a jsou odvozené z hodnotové soustavy společnosti⁸.

Tabulka 1 Obecné cíle vzdělávání podle školského zákona č. 561/2004 Sb.(převzato a upraveno z internetu)⁹

- | |
|---|
| <ul style="list-style-type: none"> a) rozvoj osobnosti člověka, který bude vybaven poznávacími a sociálními způsobilostmi, mravními a duchovními hodnotami pro osobní a občanský život, výkon povolání nebo pracovní činnosti, získávání informací a učení se v průběhu celého života b) získání všeobecného vzdělávání nebo všeobecného a odborného vzdělávání c) pochopení a uplatňování zásad demokracie a právního státu, základních lidských práv a svobod spolu s odpovědností a smyslem pro sociální soudržnost d) pochopení a uplatňování principu rovnosti žen a mužů ve společnosti |
|---|

- e) utváření vědomí národní a státní příslušnosti a respektu k etnické, národnostní, kulturní, jazykové a náboženské identitě každého
- f) poznání světových a evropských kulturních hodnot a tradic, pochopení a osvojení zásad a pravidel vycházejících z evropské integrace jako základu pro soužití v národním a mezinárodním měřítku
- g) získání a uplatňování znalostí o životním prostředí a jeho ochraně vycházející ze zásad trvale udržitelného rozvoje a o bezpečnosti a ochraně zdraví

3.2.1 Taxonomie vzdělávacích cílů

Školy a učitelé jsou často kritizováni za orientaci výuky na prosté memorování a reprodukci učiva. Tento problém se snaží odstranit taxonomie vzdělávacích cílů, které jsou pro učitele vhodnou pomůckou, díky které mohou žáky nejen vybavit potřebnými znalostmi a poznatky, ale i pracovat s těmito poznatky na vyšší úrovni (poznatky aplikovat, třídit, analyzovat atd.).

Nejznámější taxonomii vzdělávacích cílů navrhl Bloom (viz tab.3). Ta je zaměřena na přímou kognitivní činnost žáků, člení ji a vytváří z ní hierarchicky uspořádaný systém. Nezabývá se tedy fázemi vyučovacího procesu, vyučovacími metodami nebo činnostmi učitele. Slouží učiteli jako pomůcka k získání informace, jaké kognitivní úrovně žák při řešení úkolu dosáhl¹⁰.

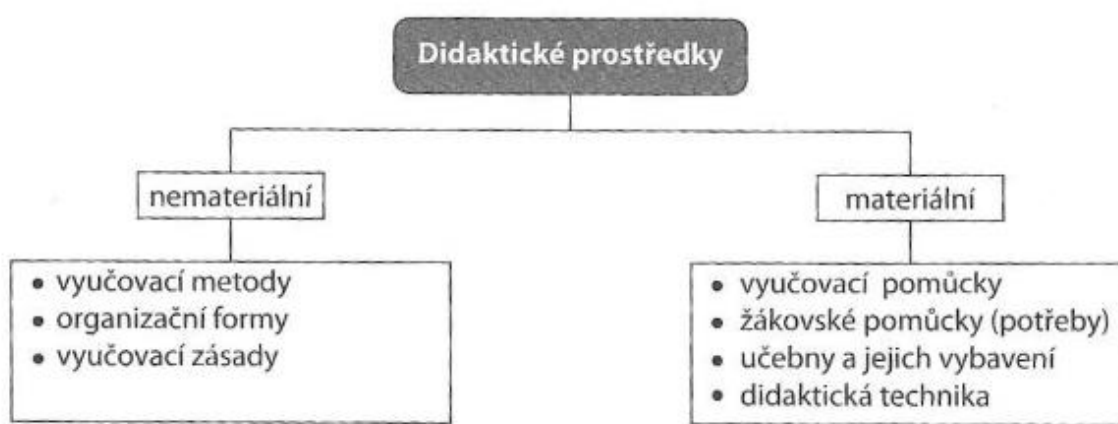
Tabulka 2 Bloomova taxonomie výukových cílů (převzato z internetu)¹¹

úroveň	charakteristika	aktivní slovesa	příklad
ZNALOST	žák na základě pamětních procesů znovu pozná nebo si vybaví fakta, metody, pojmy	definovat, popsat, vybavit si, vyjmenovat, rozeznat, vybrat, reprodukovat, nakreslit.	<i>žák je schopen definovat pojem orbital, znalost značek chemických prvků, definovat směs homogenní a heterogenní.</i>
POROZUMĚNÍ	žák je schopen pochopit význam obsahu sdělení	<i>vysvětlit, popsat důvody, rozpoznat příčiny, doložit</i>	<i>vysvětlit Hundovo pravidlo, dovede vysvětlit Periodický zákon, dovede rozlišit směs homogenní a heterogenní</i>
APLIKACE	žák je schopen vybavit si v situacích taková zobecnění, která se k těmto situacím vztahují a správně jich užít ke splnění stanoveného úkolu	<i>použít, aplikovat, sestavit, vyřešit, vybrat</i>	<i>Žák je schopen sestavit filtrační aparaturu, je schopen sestavit elektronové schéma prvků</i>
ANALÝZA	žák je schopen rozložit sdělení na prvky nebo části	<i>uvést podrobnosti, specifikovat, vyjmenovat části celku, přirovnat, porovnat, rozlišit mezi</i>	<i>Žák je schopen rozlišit na základě znalosti struktury molekuly alkoholu a fenolů, je schopen porovnat vzájemně fyzikální vlastnosti halogenů</i>
SYNTÉZA	žák skládá prvky a části tak, aby vznikl celek	<i>shrnout, zohlednit, dokázat, utřídit, navrhnout, sestavit, vysvětlit důvody</i>	<i>Žák umí shrnout společně základní vlastnosti jednotlivých skupin látek (halogenů, alkalických kovů, kyslíkatých derivátů uhlovodíků)</i>
HODNOTÍCÍ POSOUZENÍ	žák zjišťuje, zda to, co posuzuje, odpovídá kritériím, normám z hlediska přesnosti, efektivnosti nebo účelnosti	<i>posoudit, vyhodnotit, uvést argumenty pro a proti, podrobit kritice</i>	<i>Žák je schopen uvést důvody pro a proti používání jaderné energie</i>

3.3 Materiálně-didaktické prostředky

Didaktické prostředky můžeme obecně popsat jako předměty a jevy, které ve vyučovacím procesu napomáhají dosažení vytyčených cílů. Didaktické prostředky mohou nabývat povahy materiální (názorné pomůcky, učebnice, technika atd.) a nemateriální (metody, formy atd.).

Důležitým pojmem je učební pomůcka. Tu můžeme definovat jako předměty, které se snaží kopírovat a zprostředkovávat realitu. Žákovi tak umožňuje lépe poznatky pochopit a zapamatovat si je¹².



Obr. 4 Rozdělení didaktických prostředků (převzato z literatury)¹²

3.4 Učebnice

Rozmach učebnic nastal za nějakou dobu po vynálezu knihtisku v 15. století. Za zakladatele teorie o moderních učebnicích je považován Jan Amos Komenský. Komenský se zabýval teoriemi o tvorbě učebnic, které sepsal do díla Velká didaktika z poloviny 17. století¹³.

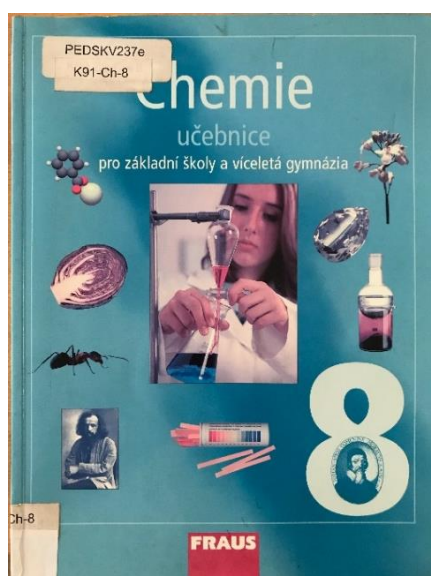
Dnes si bez učebnic nedokážeme představit výuku předmětů na jakémkoliv stupni vzdělávání. Jedná se o nejdůležitější materiálně-didaktický prostředek, jehož nejdůležitějším úkolem je zprostředkovat žákům učivo jednotlivých vyučovacích předmětů srozumitelně a pochopitelně. Tvorba učebnic podléhá kurikulárním dokumentům – rámcovým vzdělávacím programům (RVP) a školním vzdělávacím programům (ŠVP) (viz 3.5)¹².

Školní učebnice by měla obsahovat základní výkladový text, doplňující text a různé vysvětlivky, popisky obrázků atd. Kromě textové složky jsou v učebnicích hojné obrázky, otázky na zamyšlení, úkoly s odpověďmi, shrnutí na závěr apod. Nesmí chybět ani prvky

podporující orientaci v textu jako tučné zvýraznění textu, kurzíva, obsah, nadpisy kapitol atd¹².

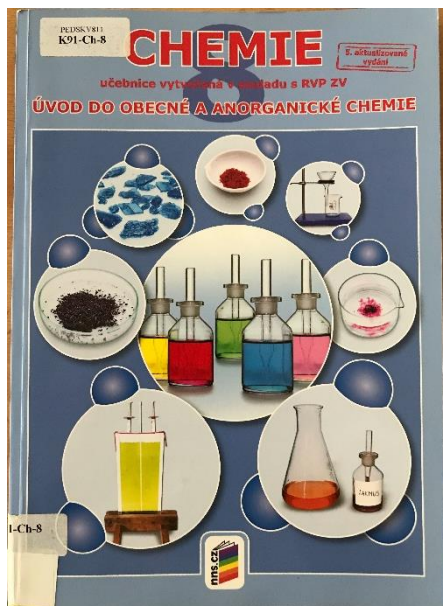
3.4.1 Analýza vybraných učebnic chemie pro ZŠ

Učebnice Chemie 8 pro ZŠ a víceletá gymnázia¹⁴ popisuje teorii o kyselinách a zásadách na dvanácti stranách, z toho jedna dvoustrana vysvětluje měření kyselosti a zásaditosti roztoků, pH stupnici, pojem indikátor a neutralizace. V kapitole Laboratorní práce na konci učebnice jsou uvedeny dvě praktické úlohy – příprava přírodních indikátorů a jejich změny barvy v závislosti na pH prostředí.



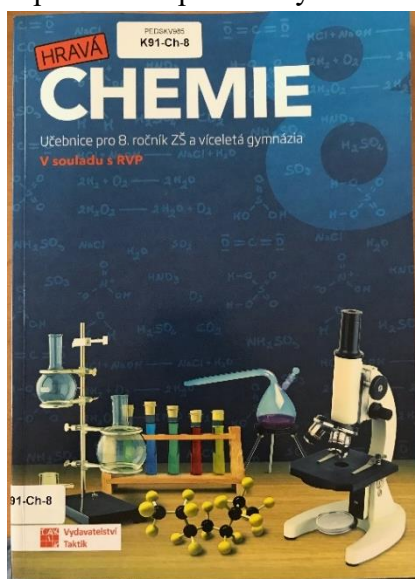
Obr. 5. Chemie 8: pro základní školy a víceletá gymnázia (fotodokumentace autora)

Chemie: Úvod do obecné a anorganické chemie¹⁵ je učebnice chemie pro 8. ročník ZŠ a víceletá gymnázia. Kyselost a zásaditost vodných roztoků je popisována na třech stranách. Nachází se zde vysvětlení pojmů jako pH, indikátory nebo neutralizace. Velký prostor je dán na propojení teorie s praxí. V závěru je jedna laboratorní práce věnována zjišťování kyselosti a zásaditosti látek.



Obr. 7. Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie (fotodokumentace autora)

Učebnice Hravá chemie 8 (cit.¹⁶) je určena pro 8. ročník ZŠ a víceletá gymnázia. Čtyři strany jsou věnovány pH roztoků. Zahrnuta je disociace vody, pH stupnice, měření pH, roztoky indikátorů a význam pH a jeho použití. V závěru učebnice je uvedena laboratorní úloha na měření pH čistících prostředků používaných v domácnosti.



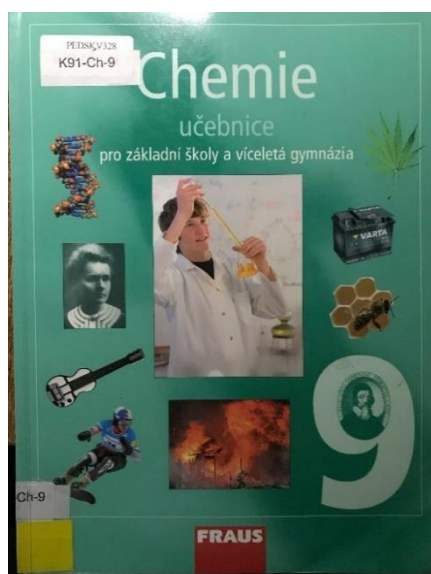
Obr. 8. Hravá chemie 8: učebnice pro 8. ročník ZŠ a víceletá gymnázia (fotodokumentace autora)

Starší učebnicí chemie pro 8. ročník ZŠ je publikace *Základy praktické chemie*, 1. díl¹⁷, kde jsou kyseliny a zásady rozepsány na pěti stranách. Celá jedna strana popisuje měření kyselosti a zásaditosti roztoků, včetně pH a indikátorů. Následuje strana s úlohami zabývajícími se problematikou kyselin, zásad a pH.



Obr. 9 *Základy praktické chemie* pro 8. ročník základní školy (fotodokumentace autora)

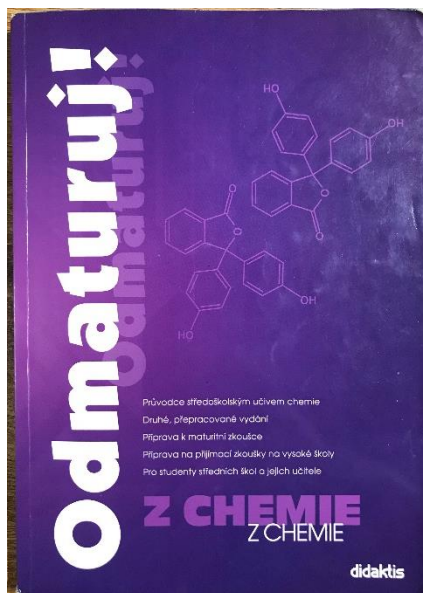
Učebnice *Chemie 9* (cit.¹⁸) od vydavatelství Fraus se zabývá elektrolyty na dvou stránkách. Uvádí se zde pojem elektrolyt, rozdíl mezi chováním aniontu a kationtu při průchodu elektrického proudu roztokem elektrolytu, redoxní reakce na elektrodách a definování pojmu elektrolýza.



Obr. 6 *Chemie 9* pro základní školy a víceletá gymnázia (fotodokumentace autora)

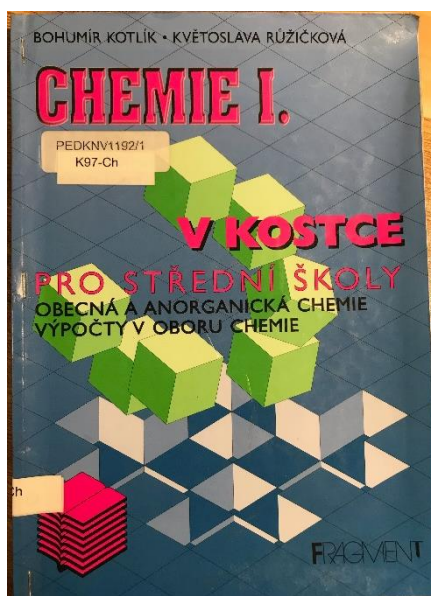
3.4.2 Analýza vybraných učebnic chemie pro SŠ

Publikace Odmaturuj z chemie⁴ se zabývá rovnovahami v protolytických reakcích elektrolytů na třech stranách. Jsou zde vysvětleny pojmy jako disociační konstanta, Brønstedova teorie kyselin a zásad, iontový součin vody a pH, neutralizace a hydrolyza solí. V kapitole Chemické výpočty jsou uvedené čtyři vzorové příklady na výpočet pH s postupy a výsledky.



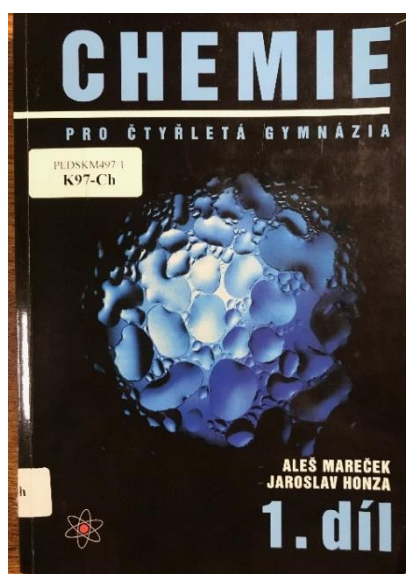
Obr. 10. Učebnice Odmaturuj! z chemie (fotodokumentace autora)

Učebnice Chemie I. v kostce¹⁹ se věnuje roztokům elektrolytů na šesti stranách. Zahrnuty jsou všechny tři teorie kyselin a zásad, druhy rozpouštědel, disociace kyselin a zásad, disociační stupeň, autoprotolýza vody, vzorce pro výpočty pH, neutralizace, hydrolyza solí a ústojné roztoky. Na konci učebnice je deset vyřešených příkladů na pH s postupy a výsledky, následuje čtyřicet čtyři výpočtů pH k procvičování.



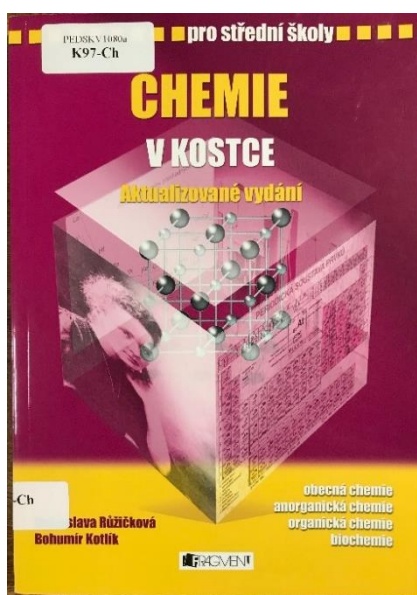
Obr. 11. Chemie I. v kostce: obecná a anorganická chemie (fotodokumentace autora)

Chemie pro čtyřletá gymnázia²⁰ je středoškolskou učebnicí chemie obecné a anorganické chemie. Teorii o acidobazických reakcích pokrývá dvanáct stran. Mezi podkapitoly je zařazena: Arrheniova teorie kyselin a zásad, neutralizace, síla kyselin a zásad, pH. Na konci jsou doplňující otázky pro zopakování látky. Kapitola o hydrolyze solí je probírána na třech stranách, součástí je hydrolyza kationtů, aniontů a dvě otázky na závěr.



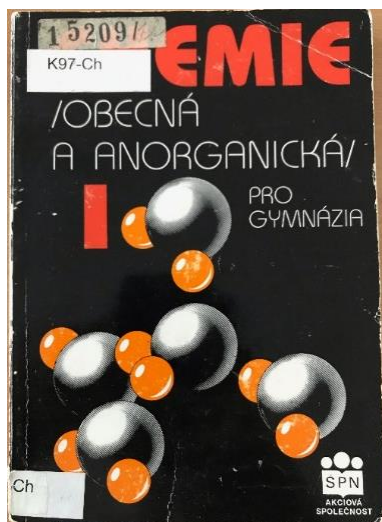
Obr. 12 Chemie pro čtyřletá gymnázia, 1. díl (fotodokumentace autora)

Chemie v kostce pro SŠ²¹ je učebnicí pokrývající celý rozsah středoškolského učiva chemie. Rovnováhy v roztocích elektrolytů jsou popsány na osmi stranách. Je zde věnována pozornosti teorii o kyselinách a zásadách, druhům rozpouštědel, síle kyselin a zásad, vztahům mezi strukturou látek a jejich acidobazickými vlastnostmi, disociačnímu stupni, autoprotolýze vody, hydrolyze solí a ústojným roztokům.



Obr. 13. Chemie v kostce: pro střední školy (fotodokumentace autora)

Učebnice Chemie I (obecná a anorganická) pro gymnázia²² se zabývá kyselinami a zásadami na šesti stranách. Mezi hlavní probíraná témata patří Brønstedova teorie kyselin a zásad, rozdíly mezi slabými a silnými kyselinami a zásadami, stupnice pH, autoprotolýza vody a hydrolyza solí. V závěru kapitoly je pět úkolů na procvičení.



Obr. 14 Chemie I (obecná a anorganická) pro gymnázia (fotodokumentace autora)

3.5 RVP a ŠVP¹²

Rámcový vzdělávací program (RVP) je kurikulárním dokumentem, který vymezuje obsah učiva, výsledky a cíle, které by výukou měly být naplněny. Podle typu školy a stupně vzdělávání existují různé typy RVP (např. RVP pro gymnázia, RVP pro základní vzdělávání atd.).

RVP zahrnuje klíčové kompetence, průřezová témata, učební plány a učební osnovy. Klíčové kompetence mají za úkol rozvíjet dovednosti a vědomosti žáků, použitelné v každodenním životě. Patří sem kompetence k učení, k řešení problémů, komunikativní kompetence, sociální a personální, občanské, pracovní a digitální.

Průřezová témata se prolínají se vzdělávacími oblastmi a edukují žáky o problémech současné společnosti a světa. Spadá mezi ně osobnostní a sociální výchova, multikulturní výchova, výchova k myšlení v evropských a globálních souvislostech, enviromentální a mediální výchova.

Učební plán zobrazuje, kolik hodin týdně se budou vyučovat konkrétní předměty pro jednotlivé ročníky škol.



V učebních osnovách je obsah a témata, která se musí v jednotlivých předmětech vyučovat. Důležité jsou výstupy neboli cíle výuky a způsoby naplňování klíčových kompetencí, které jsou zde také uvedeny.

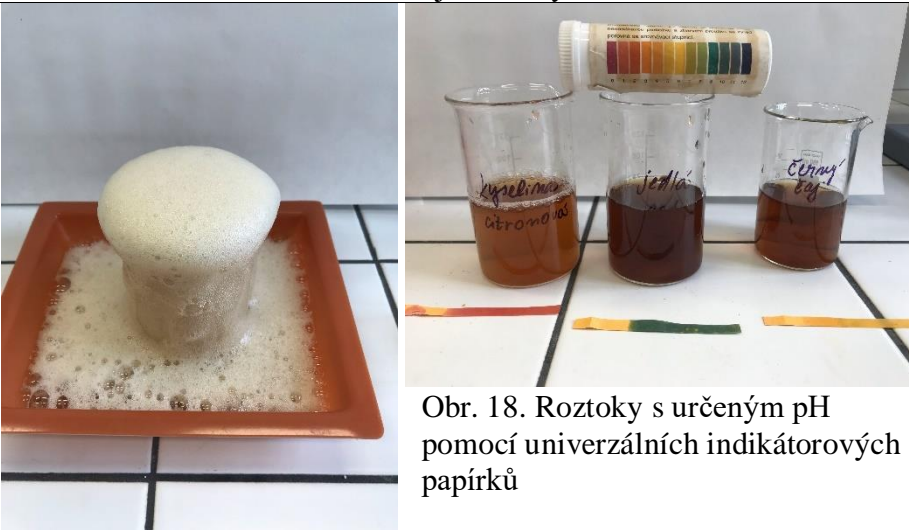
Školní vzdělávací programy (ŠVP) jsou kurikulární dokumenty podřízené RVP. Podle RVP si každá škola sama vytváří ŠVP sobě na míru. Jeho obsah by měl zahrnovat identifikační údaje o škole, charakteristiku školy, charakteristika ŠVP, učební plán, hodnocení žáků a autoevaluace školy a učební osnovy. Na základě ŠVP si každý učitel připraví vlastní tematický učební plán pro svůj předmět na celý školní rok. Tento plán zahrnuje rozdělení témat předmětu do jednotlivých vyučovacích hodin, pojmy probírané v hodině a učební pomůcky.

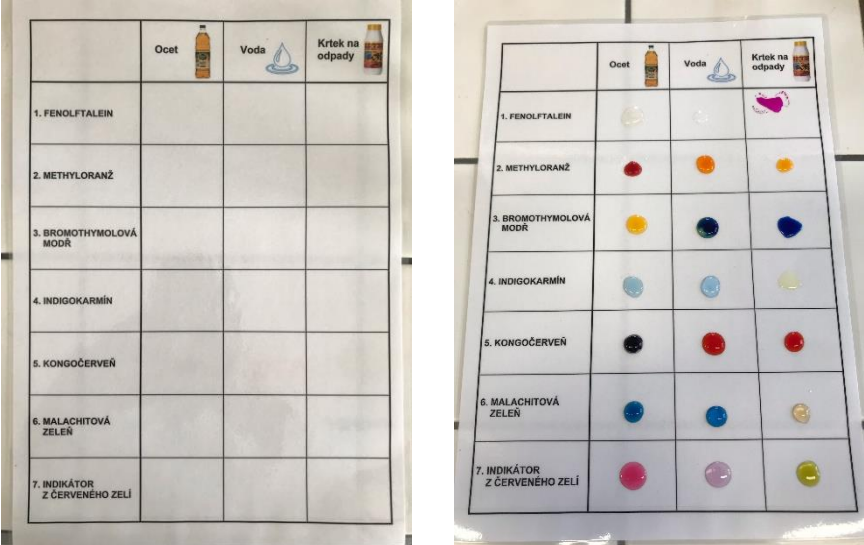
4 Praktická část

4.1 Seznam experimentů demonstrující vlastnosti elektrolytů

Název pokusu	Strana
Indikace kyselin a zásad	36
Stanovení pH s využitím přírodního indikátoru	37
Stanovení pH kapkovou metodou	38
Stanovení pH počítačovou simulací	39
Pozorování změn pH při acidobazické titraci	41
Stanovení kyseliny octové v octu titrací	43
Stanovení alkality pitné vody	45
Barevné změny indikátorů v závislosti na reakčním prostředí	46
Příprava roztoků pufrů a měření jejich pH	47
Disociace kyselin a srovnávání jejich pH	50
Hydrolyza solí a měření jejich pH	51
Vedení elektrického proudu vodnými roztoky	52
Elektrolýza roztoku NaCl	53
Vztah mezi vodivostí a silou elektrolytu	54

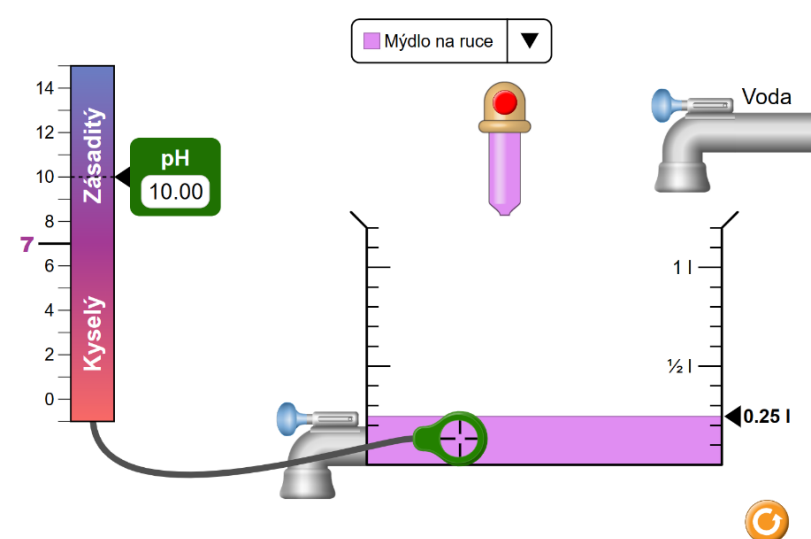
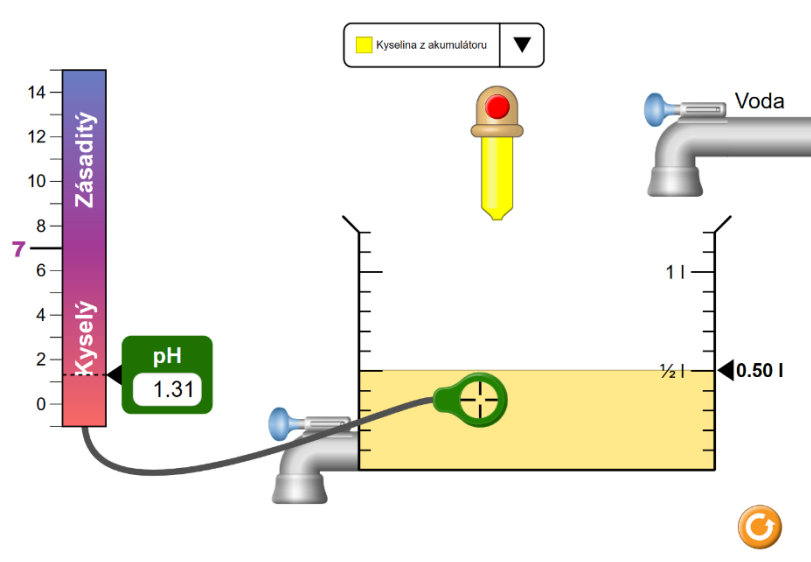
Název pokusu	4.1.1 Indikace kyselin a zásad ²³																				
Časová náročnost	Příprava: 5 min	Provedení: 5 min																			
Chemikálie	ocet, kypřicí prášek, Savo, koncentrovaná citronová šťáva, pitná voda, indikátor z červeného zelí																				
Pomůcky	5 kádinek (150 cm ³), univerzální pH papírky, lžička, skleněná tyčinka, stříčka, plastové kapátko																				
Princip	V běžné praxi se pro popis kyselosti a zásadovosti látek používá vodíkový exponent neboli pH. Jedná se bezrozměrnou veličinu a definuje se jako záporně vzatý dekadický logaritmus aktivity oxoniových kationtů. Dosahuje hodnot od 0 do 14. Látky, které dosahují pH menší než 7, označujeme jako kyselé. Naopak látky s pH větším než 7 jsou zásadité. Látky s pH rovno 7 jsou neutrální.																				
Pracovní postup	Do 4 kádinek nalijeme asi 2cm vrstvu octa, Sava, citronové šťávy a vody z kohoutku. Do páté kádinky nalijeme asi 2 cm vrstvu vody a přidáme 2 lžičky kypřicího prášku. Připravené roztoky promícháme tyčinkou. V první části pokapáme tyčinkou univerzální indikátorové papírky a porovnáváme barvu se stupnicí uvedenou na obalu pH papírků. Ve druhé části ke každému vzorku přidáme plastových kapátkem asi 1 cm ³ indikátoru z červeného zelí a pozorujeme zbarvení roztoků.																				
Výsledek	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Látky</th> <th>pH (papírky)</th> <th>pH (červené zelí)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Ocet</td> <td>2</td> <td>1</td> </tr> <tr> <td>Kypřicí prášek</td> <td>9</td> <td>9</td> </tr> <tr> <td>Savo</td> <td>12</td> <td>14</td> </tr> <tr> <td>Citronová šťáva</td> <td>2</td> <td>3</td> </tr> <tr> <td>Destilovaná voda</td> <td>7</td> <td>7</td> </tr> </tbody> </table>	Látky	pH (papírky)	pH (červené zelí)	Ocet	2	1	Kypřicí prášek	9	9	Savo	12	14	Citronová šťáva	2	3	Destilovaná voda	7	7		
Látky	pH (papírky)	pH (červené zelí)																			
Ocet	2	1																			
Kypřicí prášek	9	9																			
Savo	12	14																			
Citronová šťáva	2	3																			
Destilovaná voda	7	7																			
Fotodokumentace autora																					
	Obr. 15. Měření pH papírky Obr. 16. Zbarvení po přidání indikátoru																				
Poznámky	<p>Pokus lze provést i v domácích podmínkách, velkou výhodou je jeho jednoduchost a snadno dostupné chemikálie.</p>  <p>Obr. 17. Barevná škála indikátoru z červeného zelí²⁵</p> <p>Příprava indikátoru z červeného zelí je popsána v experimentu 4.1.8.</p>																				

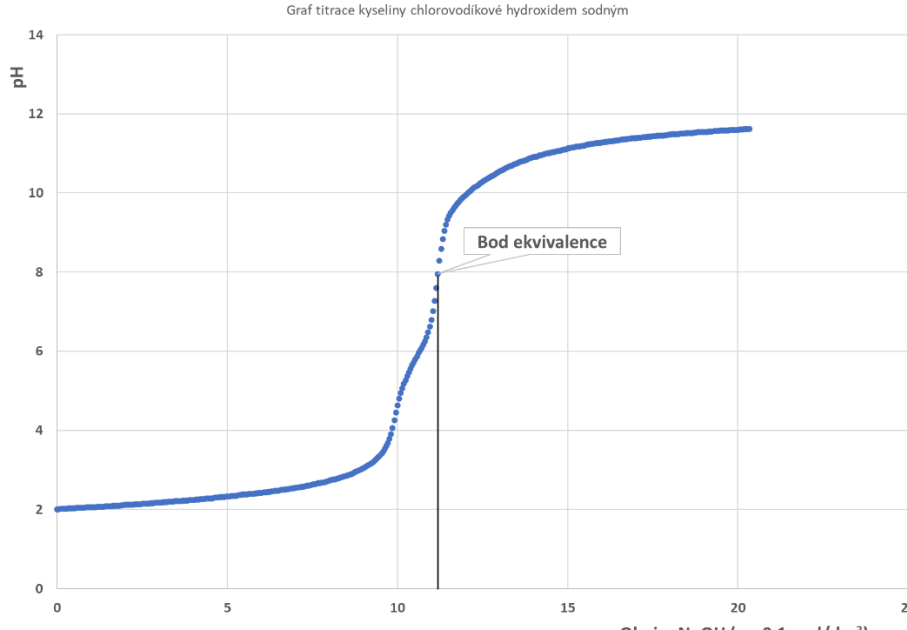
Název pokusu	4.1.2 Stanovení pH s využitím přírodního indikátoru ²⁴	
Časová náročnost	Příprava: 10 min	Provedení: 5 min
Chemikálie	Jedlá soda (hydrogenuhličitan sodný, NaHCO ₃), kyselina citronová (C ₆ H ₈ O ₇), černý čaj, indikátor z červeného zelí	
Pomůcky	3x kádinka (150 cm ³), 1x kádinka (250 cm ³), univerzální pH papírky, laboratorní miska nebo velká Petriho miska	
Princip	Pokud ve školních nebo domácích podmínkách nedisponujeme uměle vyrobenými indikátory, vystačíme si s indikátory přírodními. Ty si můžeme připravit z běžně dostupných potravin (červené zelí, černý čaj) nebo jako výluh z květin (pivoňky, ibišek). Reakce kyseliny citronové a jedlé sody je příkladem acidobazické reakce, kdy vzniká sodná sůl od kyseliny, voda a oxid uhličitý, který způsobuje tvorbu pěny.	
Pracovní postup	Do tří kádinek nalijeme asi do poloviny studený černý čaj. Do první kádinky přidáme lžičku jedlé sody. Do druhé přidáme lžičku kyseliny citronové a ve třetí kádince necháme samotný čaj pro kontrolu. Porovnáváme zbarvení čaje s naší kontrolou. Změříme pH pomocí pH papírků. Na prostornou laboratorní misku postavíme větší kádinku a slijeme do ní roztoky kyseliny citronové a jedlé sody v čaji. Pozorujeme bouřlivou reakci.	
Výsledek	Roztok	pH určené indikátorovými papírkami
	Kyselina citronová	2
	Jedlá soda	9
	Černý čaj (kontrola)	6
	Na obr. 18. vidíme rozdíl ve zbarvení samotného černého čaje a roztoku kyseliny citronové a jedlé sody v čaji. Roztok s kyselinou citronovou zesvětlal, zato roztok jedlé sody ztmavl.	
Fotodokumentace autora		
	<p>Obr. 17. „Sopka“ po smíchání roztoku kyseliny citronové a jedlé sody</p> <p>Obr. 18. Roztoky s určeným pH pomocí univerzálních indikátorových papírků</p>	
Poznámky	Místo černého čaje lze užít i výluh z červeného zelí.	

Název pokusu	4.1.3 Stanovení pH kapkovou metodou ²⁴															
Časová náročnost	Příprava: 5 min	Provedení: 2 min														
Chemikálie	ocet, destilovaná voda, čistič odpadů „Krték“, indikátory (fenolftalein, bromthymolová modř, methyloranž, malachitová zeleň, kongočerveň, indigokarmín, indikátor z červeného zeli)															
Pomůcky	Vytisknutý pracovní list, fólie, plastové Pasteurovy pipety, 3x kádinka (50 cm ³)															
Princip	Acidobazické indikátory jsou organické sloučeniny, které v závislosti na pH reakčního prostředí mění svoji strukturu. Tato změna se projeví barevnou změnou a takové sloučeniny se využívají při stanovování pH. Zjišťování pH pomocí kapkové metody je jednoduché a rychlé, není potřeba žádného speciálního vybavení. ²															
Pracovní postup	Do tří malých kádinek odlijeme ocet, pitnou vodu a čistič odpadů. Podle řádků tabulky nakapeme do vyznačených políček roztoky indikátorů. Dále kapeme vzorky látek podle sloupců tabulky. Sledujeme barevnou změnu indikátorů v závislosti na pH prostředí.															
Fotodokumentace autora																
Poznámky	<p>Tabulku je možné vytvořit podle obr. X nebo ji lze modifikovat podle dostupných indikátorů v laboratoři.</p> <p>Místo čističe lze použít jakákoliv dostupná zásada (např. Savo).</p> <p>Tabulka 3 Přehled použitých indikátorů a jejich barevných změn²⁵</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Indikátory</th> <th>Přechody pH a barevná změna</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Fenolftalein</td> <td>8,0 (bezbarvý) – 10 (růžový)</td> </tr> <tr> <td>Methyloranž</td> <td>3,1 (červená) – 4,4 (žlutá)</td> </tr> <tr> <td>Bromthymolová modř</td> <td>6 (žlutá) – 7,6 (modrá)</td> </tr> <tr> <td>Indigokarmín</td> <td>11,6 (světle modrá) – 14 (světle žlutá)</td> </tr> <tr> <td>Kongočerveň</td> <td>3 (modrá) – 5 (červená)</td> </tr> <tr> <td>Malachitová zeleň</td> <td>0,2 (žlutá) – 1,8 (zelená) 1,8 (zelená) – 13,2 (bezbarvá)</td> </tr> </tbody> </table>		Indikátory	Přechody pH a barevná změna	Fenolftalein	8,0 (bezbarvý) – 10 (růžový)	Methyloranž	3,1 (červená) – 4,4 (žlutá)	Bromthymolová modř	6 (žlutá) – 7,6 (modrá)	Indigokarmín	11,6 (světle modrá) – 14 (světle žlutá)	Kongočerveň	3 (modrá) – 5 (červená)	Malachitová zeleň	0,2 (žlutá) – 1,8 (zelená) 1,8 (zelená) – 13,2 (bezbarvá)
Indikátory	Přechody pH a barevná změna															
Fenolftalein	8,0 (bezbarvý) – 10 (růžový)															
Methyloranž	3,1 (červená) – 4,4 (žlutá)															
Bromthymolová modř	6 (žlutá) – 7,6 (modrá)															
Indigokarmín	11,6 (světle modrá) – 14 (světle žlutá)															
Kongočerveň	3 (modrá) – 5 (červená)															
Malachitová zeleň	0,2 (žlutá) – 1,8 (zelená) 1,8 (zelená) – 13,2 (bezbarvá)															

Obr. 19. Vzorová tabulka Obr. 20 Zbarvení indikátorů v závislosti na prostředí

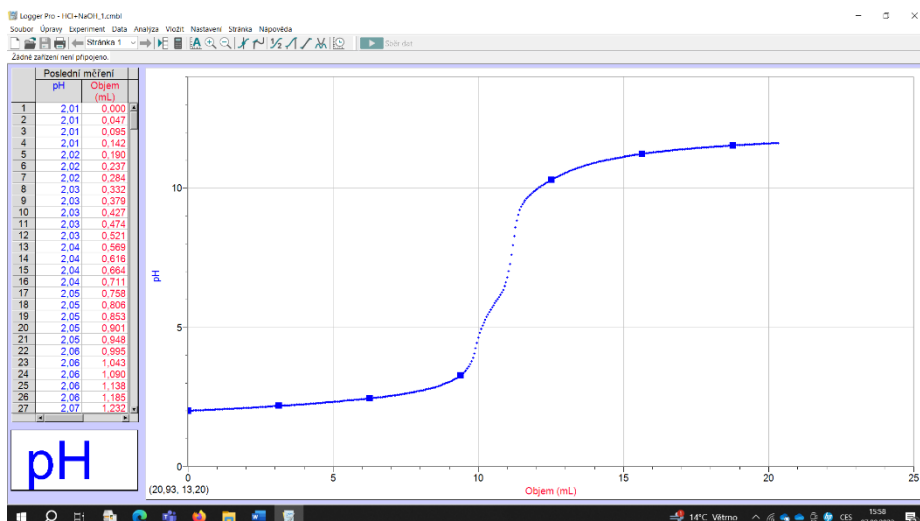
Název pokusu	4.1.4 Stanovení pH počítačovou simulací ²⁴																			
Časová náročnost	Provedení: 10 min																			
Chemikálie	-																			
Pomůcky	Notebook/PC/tablet/mobil, internetové připojení																			
Princip	Počítačová simulace je jednoduchou možností, jak žákům přiblížit měření pH roztoků bez rizika nebezpečí. Nejsou zapotřebí žádné chemikálie ani laboratorní pomůcky, stačí mobilní zařízení a připojení k internetu. Žák si může vyzkoušet měřit pH různých látek, se kterými je v kontaktu v každodenním životě.																			
Pracovní postup	<p>Stanovení pH vody</p> <ol style="list-style-type: none"> Pomocí kohoutu v pravé části obrazovky napustíme vaničku vodou na 0,25 dm³ a změříme pH senzorem v levé části simulace. Připustíme dalších 0,25 dm³ na celkový objem 0,5 dm³ a změříme opět pH. Napotřetí dolijeme vodu, tentokrát na konečný objem 1 dm³ a změříme pH. Simulaci resetujeme oranžovým tlačítkem v pravém dolním rohu. <p>Stanovení pH mýdla na ruce</p> <ol style="list-style-type: none"> Z nabídky vybereme mýdlo na ruce a kapátkem pod nabídkou napustíme 0,25 dm³ látky do nádoby a změříme pH. Zředíme kohoutem s vodou na objem 0,5 dm³ a změříme pH. Dopustíme vodu na konečný objem 1 dm³ a měříme pH. Simulaci resetujeme oranžovým tlačítkem v pravém dolním rohu. <p>Stanovení pH kyseliny z akumulátoru</p> <ol style="list-style-type: none"> Z nabídky vybereme kyselinu z akumulátoru a kapátkem napustíme 0,25 dm³ kyseliny do nádoby. Kyselinu zředíme vodou na objem 0,5 dm³ a měříme pH. Nakonec dopustíme vodu na objem 1 dm³ a změříme pH. 																			
Výsledky	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Látka</th> <th>pH (čistá látka)</th> <th>pH (ředění 1:1)</th> <th>pH (ředění 1:4)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Voda</td> <td>7</td> <td>7</td> <td>7</td> </tr> <tr> <td>Mýdlo na ruce</td> <td>10</td> <td>9,69</td> <td>9,41</td> </tr> <tr> <td>Kyselina z akumulátoru</td> <td>1</td> <td>1,31</td> <td>1,61</td> </tr> </tbody> </table> <p>Z výsledků je patrné, že při ředění zásadité látky vodou se bude pH roztoku snižovat (voda obsahuje ionty H₃O⁺ a OH⁻, ve zředěném roztoku se změní jejich vzájemný poměr, iontový součin bude za dané teploty stále stejný, ale sníží se obsah iontů OH⁻ ve prospěch H₃O⁺, proto bude nižší pH). Při ředění kyseliny je situace opačná, pH roztoku se bude zvyšovat (změní se poměr mezi ionty H₃O⁺ a OH⁻, tentokrát se naopak sníží obsah H₃O⁺ ve prospěch iontů OH⁻ a tím se zvýší hodnota pH). pH tedy nezávisí na objemu měřené látky, ale na její koncentraci, která se při ředění vodou postupně snižuje.</p>				Látka	pH (čistá látka)	pH (ředění 1:1)	pH (ředění 1:4)	Voda	7	7	7	Mýdlo na ruce	10	9,69	9,41	Kyselina z akumulátoru	1	1,31	1,61
Látka	pH (čistá látka)	pH (ředění 1:1)	pH (ředění 1:4)																	
Voda	7	7	7																	
Mýdlo na ruce	10	9,69	9,41																	
Kyselina z akumulátoru	1	1,31	1,61																	

Fotodokumentace autora	
	<p>Obr. 21. Měření pH mýdla na ruce počítačovou simulací</p> 
Poznámka	<p>Obr. 22. Měření pH kyseliny z akumulátoru počítačovou simulací</p> <p>Počítačová simulace je přístupná na adrese²⁶ https://phet.colorado.edu/en/simulations/ph-scale-basics</p>

Název pokusu	4.1.5 Pozorování změn pH při acidobazické titraci²⁷	
Časová náročnost	Příprava: 30 min	Provedení: 10 min
Chemikálie	Roztok kyseliny chlorovodíkové (HCl, $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$), roztok hydroxidu sodného (NaOH, $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$), destilovaná voda	
Pomůcky	Rozhraní LabQuest Mini, čítač kapek VDC-BTD, pH senzor PH-BTA, software Logger Pro (vše systém Vernier), notebook, stojan, byreta (25 cm ³), nálevka, kádinka (50 cm ³), magnetická míchačka	
Princip	Titrace je jednou z metod volumetrie, kdy se k titrované látce (roztok HCl) přidává titrační činidlo (roztok NaOH) do bodu ekvivalence. Jedná se o acidobazickou reakci, kdy spolu reaguje kyselina a zásada. Vznikajícím produktem je sůl od kyseliny a voda. V bodě ekvivalence dochází k rapidní změně pH. Ke sledování této změny se používají roztoky indikátorů nebo se data zaznamenávají přístrojově.	
Pracovní postup	Sestavíme aparaturu k titraci (viz obr. 24). Pod byretu umístíme čítač kapek, který je připojený přes rozhraní LabQuest Mini k notebooku se softwarem Logger Pro. Na magnetickou míchačku umístíme kádinku, do které bude ponořen senzor na zaznamenávání pH. Před samotným měřením je nutné čítač kapek kalibrovat na konkrétní titrační činidlo, v našem případě hydroxid sodný. Po kalibraci naplníme byretu po rysku hydroxidem sodným a do kádinky odpipetujeme 10 cm ³ kyseliny chlorovodíkové. V programu spustíme měření a necháme hydroxid volně kapat. Naměřená data zpracujeme do grafu.	
Výsledky	<p style="text-align: center;">Graf titrace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným</p>  <p style="text-align: center;">Obr. 23. Titrace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným (zpracováno v Excelu)</p>	



Obr. 24. Titrační aparatura a měřicí systém Vernier



Fotodokumentace
autoraObr. 25. Graf titrace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným
(převzato z programu Logger Pro)

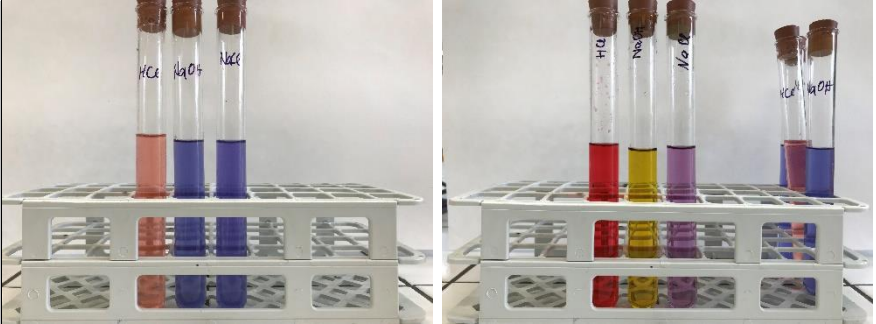

Poznámky

Pokud školní laboratoř nemá k dispozici příslušenství k měření pH, variantou je klasická titrace, při které se pH měří po $0,5 \text{ cm}^3$ univerzálními indikátorovými papírky. Tato verze je časově náročnější, pracnější a neposkytuje přesné výsledky. Z důvodu velkého množství dat je v kolonce Výsledky uváděn pouze výsledný graf titrace.

Název pokusu	4.1.6 Stanovení kyseliny octové v octu titrací ²⁷	
Časová náročnost	Příprava: 10 min	Provedení: 15 min
Chemikálie	ocet, hydroxid sodný (NaOH, $c = 0,1 \text{ mol/dm}^3$), fenolftalein	
Pomůcky	byreta (25 cm ³), stojan, křížová svorka, držák na byrety, nálevka, titrační baňka (250 cm ³), pipeta (10 cm ³), stříčka, odměrná baňka (100 cm ³)	
Princip	Titrace je jednou z metod volumetrie, kdy se k titrované látce (roztok octa) přidává titrační činidlo (roztok NaOH) do bodu ekvivalence. Jedná se o acidobazickou reakci, kdy spolu reaguje kyselina a zásada. Ke sledování bodu ekvivalence se používají roztoky indikátorů. Ze zjištěných spotřeb titračního činidla o známé koncentraci se vypočítá koncentrace stanovované látky.	
Pracovní postup	Odpipetováním 10 cm ³ octa do odměrné baňky a doplněním po rysku získáme roztok octa potřebný k titraci. Z těchto 100 cm ³ odpipetujeme přesně 10 cm ³ do titrační baňky. Byretu propláchneme a naplníme roztokem hydroxidu sodného. Přidáme 1-2 kapky fenolftaleinu a titrujeme do slabě růžového zabarvení roztoku. Stanovení provedeme třikrát. Z průměrné spotřeby spočítáme hmotnostní zastoupení kyseliny octové v octu.	
Výpočet	$V_{sp}(\text{NaOH}) = 14 \text{ cm}^3$ $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60,05 \text{ g mol}^{-1}$ $\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,007 \text{ g cm}^{-3}$ $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$ $n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})$ $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V_{sp}(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 0,014 = 0,0014 \text{ mol}$ $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,0014 \cdot 60,05 = 0,08407 \text{ g}$ $m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10 \cdot 0,08407 = \underline{0,8407 \text{ g}}$ $w = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{CH}_3\text{COOH})} \cdot 100$ $w = \underline{8,35 \%}$ Obsah kyseliny octové v octu vyšel 8,35 %.	
Fotodokumentace autora		
	Obr. 26. Titrační aparatura octa - bod ekvivalence	Obr. 27. Titrace potravinářského octa

Poznámky	Pokud se spotřeba hydroxidu sodného liší o více než $0,2 \text{ cm}^3$, je nutno titraci opakovat. V předposledním kroku výpočtu se hmotnost kyseliny octové násobí 10x, protože bylo odebráno 10 cm^3 z celkového objemu 100 cm^3 roztoku v odměrné baňce.
----------	--

Název pokusu	4.1.7 Stanovení alkality pitné vody ²⁸	
Časová náročnost	Příprava: 10 min	Provedení: 15 min
Chemikálie	Odměrný roztok kyseliny chlorovodíkové (HCl, $c = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$), pitná voda, indikátor methylořanž	
Pomůcky	byreta (25 cm ³), stojan, křížová svorka, držák na byrety, nálevka, titrační baňka (250 cm ³), odměrný válec (100 cm ³), stříčka, odměrná baňka	
Princip	Titrace je jednou z metod volumetrie, kdy se k titrované látce (vzorek pitné vody) přidává titrační činidlo (roztok HCl) do bodu ekvivalence. V tomto pokusu se stanovují volné OH ⁻ ionty acidimetricky čili titrací kyselinou. Ke sledování bodu ekvivalence se používají roztoky indikátorů. Ze zjištěných spotřeb titračního činidla o známé koncentraci se vypočítá koncentrace stanovované látky.	
Pracovní postup	Sestavíme titrační aparaturu (viz obr. 28). Byretu propláchneme a naplníme po rysku roztokem kyseliny chlorovodíkové. Pomocí odměrného válce odměříme 100 cm ³ vody z kohoutku a převedeme ji do titrační baňky. Ke vzorku vody přidáme pár kapek methylořanže a roztok promícháme. Titrujeme roztokem kyseliny chlorovodíkové do oranžového (cibulového) zbarvení. Titraci provedeme třikrát a spotřeby zprůměrujeme. Z průměrné spotřeby vypočítáme koncentraci OH ⁻ iontů ve vzorku vody.	
Výpočet	$V_{sp}(\text{HCl}) = 14,2 \text{ cm}^3 = 0,0142 \text{ dm}^3$ $c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ $V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3$ $n(\text{OH}^-) = n(\text{HCl})$ $c(\text{OH}^-) = \frac{n(\text{OH}^-)}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{H}_2\text{O})}$ $c(\text{OH}^-) = \underline{0,00142 \text{ mol/dm}^3}$ Koncentrace hydroxidových aniontů vyšla 0,00142 mol dm ⁻³ .	
Fotodokumentace autora		
	Obr. 28. Titrační aparatura	Obr. 29. Změna zbarvení vody před a po titraci
Poznámky	Koncentrace OH ⁻ iontů lze případně spočítat jednoduše přes klasickou trojčlenku. Funkční oblast pH methylořanže je od 3 (pod pH 3 červená barva) do 4,5 (nad pH 4,5 žlutá barva).	

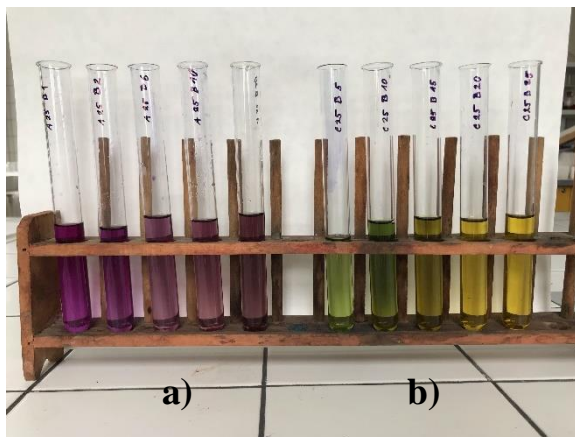
Název pokusu	4.1.8 Barevné změny indikátorů v závislosti na reakčním prostředí²⁸	
Časová náročnost	Příprava: 10 min	Provedení: 3 min
Chemikálie	koncentrovaná kyselina chlorovodíková (HCl, $w = 35\%$), hydroxid sodný (NaOH), chlorid sodný (NaCl), roztok lakmusu (popř. přírodní indikátor z červeného zelí)	
Pomůcky	6x zkumavka (50 cm^3), 6x zátka na zkumavku, stojan na zkumavky, lžička, stříčka, předvážky, tyčinka, 3x kádinka (50 cm^3)	
Princip	Acidobazické indikátory jsou látky, které mění své zbarvení v závislosti na pH.	
Pracovní postup	Připravíme si 50% roztok hydroxidu sodného a 20% roztok chloridu sodného). Do tří zkumavek odlijeme asi 20 cm^3 vody a přidáme 2 cm^3 roztoku indikátoru. Do jednotlivých zkumavek odpipetujeme 1 cm^3 koncentrované kyseliny chlorovodíkové, 1 cm^3 20% roztoku chloridu sodného a 1 cm^3 50% roztoku hydroxidu sodného. Pozorujeme zbarvení indikátoru v závislosti na prostředí.	
Fotodokumentace autora		
	Obr. 30. Zbarvení lakmusu	Obr. 31. Zbarvení indikátoru z červeného zelí
Poznámka	<p>V praxi se osvědčilo použití indikátoru z červeného zelí, který poskytoval spolehlivější barevnou změnu.</p> <p><u>Příprava indikátoru z červeného zelí:</u> Nakrájené červené zelí nechte louhovat ve vroucí vodě. Slitou vodu je možné využít jako indikátor. Určeno pro okamžité použití.</p> <p><u>Trvanlivější varianta:</u> Nakrájené červené zelí nechte 2-3 dny louhovat v ethanolu. Při uchovávání v mrazáku vydrží i několik let.</p>  <p>Obr. 32. Barevná škála indikátoru z červeného zelí²⁴</p> <p>Vzhledem k nebezpečnosti chemikálií (konc. HCl, 50% roztok NaOH) lze provádět pouze učitelem. Vhodné jako demonstrační pokus.</p>	

Název pokusu	4.1.9 Příprava roztoků pufrů a měření jejich pH ²⁸																																																				
Časová náročnost	Příprava: 40 min	Provedení: 15 min																																																			
Chemikálie	Roztok kyseliny octové (CH_3COOH , $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), roztok octanu sodného (CH_3COONa , $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina trihydrogenboritá (H_3BO_3), chlorid draselný (KCl), roztok hydroxidu draselného (NaOH , $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$) roztok hydrogenfosforečnanu sodného (Na_2HPO_4 , $c = 0,05 \text{ mol dm}^{-3}$), destilovaná voda, indikátor z červeného zelí																																																				
Pomůcky	21x větší zkumavka (25 cm^3), stojan na zkumavky, pH senzor Vernier, plastové kapátko, odměrný válec, pipeta (2 cm^3), pipeta (25 cm^3), 11x kádinka (150 cm^3)																																																				
Princip	Pufry neboli ústojné roztoky jsou roztoky, které mají schopnost udržovat stálé pH. Tyto roztoky bývají tvořeny slabou kyselinou (popř. slabou bází) a její soli s kationtem slabé báze. Příkladem je acetátový pufr. V případě přidání kyseliny (tedy H_3O^+ iontů) do tohoto pufru přijme octanový aniont proton a vznikne kyselina octová a voda. V případě přidání zásady (tedy OH^- iontů) odštěpí kyselina octová proton a obnoví se octanový aniont a voda. Tímto mechanismem se pH stabilizuje. ³																																																				
Pracovní postup	<p>Na přípravu kyselých pufrů pro konkrétní pH odměříme objemy kyseliny octové a octanu sodného podle následující tabulky:</p> <p>Tabulka 4 Složení acetátových pufrů pro různé pH²⁹</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th colspan="2">Objemy k odpipetování (v cm^3)</th> <th rowspan="2">Poměr</th> <th rowspan="2">pH</th> </tr> <tr> <th>CH_3COOH ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)</th> <th>$\text{CH}_3\text{COONa}$ ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr><td>64</td><td>2</td><td>32:1</td><td>3,2</td></tr> <tr><td>64</td><td>4</td><td>16:1</td><td>3,5</td></tr> <tr><td>64</td><td>8</td><td>8:1</td><td>3,8</td></tr> <tr><td>64</td><td>16</td><td>4:1</td><td>4,1</td></tr> <tr><td>48</td><td>24</td><td>2:1</td><td>4,4</td></tr> <tr><td>40</td><td>40</td><td>1:1</td><td>4,7</td></tr> <tr><td>24</td><td>48</td><td>1:2</td><td>5,0</td></tr> <tr><td>16</td><td>64</td><td>1:4</td><td>5,3</td></tr> <tr><td>8</td><td>64</td><td>1:8</td><td>5,6</td></tr> <tr><td>4</td><td>64</td><td>1:16</td><td>5,9</td></tr> <tr><td>2</td><td>64</td><td>1:32</td><td>6,2</td></tr> </tbody> </table> <p>Do zkumavek odpipetujeme asi 20 cm^3 jednotlivých pufrů. pH senzorem měříme pH jednotlivých pufrů. Nezapomínáme na oplachování senzoru mezi jednotlivými měřeními. Poté k pufrům přidáme indikátor z červeného zelí a odečítáme pH podle barevné stupnice.</p> <p>Stejný postup budeme opakovat pro zásadité pufry tvořené kyselinou trihydrogenboritou a chloridem sodným. Připravíme je podle tabulky:</p>			Objemy k odpipetování (v cm^3)		Poměr	pH	CH_3COOH ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)	CH_3COONa ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)	64	2	32:1	3,2	64	4	16:1	3,5	64	8	8:1	3,8	64	16	4:1	4,1	48	24	2:1	4,4	40	40	1:1	4,7	24	48	1:2	5,0	16	64	1:4	5,3	8	64	1:8	5,6	4	64	1:16	5,9	2	64	1:32	6,2
Objemy k odpipetování (v cm^3)		Poměr	pH																																																		
CH_3COOH ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)	CH_3COONa ($c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$)																																																				
64	2	32:1	3,2																																																		
64	4	16:1	3,5																																																		
64	8	8:1	3,8																																																		
64	16	4:1	4,1																																																		
48	24	2:1	4,4																																																		
40	40	1:1	4,7																																																		
24	48	1:2	5,0																																																		
16	64	1:4	5,3																																																		
8	64	1:8	5,6																																																		
4	64	1:16	5,9																																																		
2	64	1:32	6,2																																																		

Výsledky	Tabulka 5 Složení pufrů pro rozsah pH 7,8-10 (cit. ²⁹)		
	Objemy roztoků (v cm ³)		Rozsah pH 7,8 – 10,0
	Roztok H ₃ BO ₃ + KCl ^{pozn}	NaOH (c = 0,1 mol dm ³)	
	25	1	
	25	2	
	25	6	
	25	10	
	25	20	
	Tabulka 6 Složení pufrů pro rozsah pH 10,9 – 12,0 (cit. ²⁹)		
	Objemy roztoků (v cm ³)		Rozsah pH 10,9 – 12,0
Na ₂ HPO ₄ (c = 0,05 mol dm ³)	NaOH (c = 0,1 mol dm ³)		
25	5		
25	10		
25	15		
25	20		
25	25		
pH měříme stejně jako u kyselých pufrů. Nejdříve pomocí pH senzoru a pak přidáváme indikátor z červeného zelí.			
Tabulka 7 Naměřené hodnoty pH acetátových pufrů pomocí pH senzoru			
Poměry objemů		pH	
CH ₃ COOH:CH ₃ COONa			
32:1		3,32	
16:1		3,57	
8:1		3,88	
4:1		4,17	
2:1		4,27	
1:1		4,56	
1:2		4,84	
1:4		5,35	
1:8		5,66	
1:16		5,92	
1:32		6,31	
Tabulka 8 Naměřené hodnoty pH pufrů tvořených kyselinou trihydrogenboritou a chloridem sodným pomocí pH senzoru			
Objemy roztoků (v cm ³)			
Roztok H ₃ BO ₃ + KCl ^{pozn}	NaOH (c = 0,1 mol dm ⁻³)	pH	
25	1	7,53	
25	2	7,90	
25	6	8,59	
25	10	8,96	
25	20	9,72	


Tabulka 9 Naměřené hodnoty pH pufrů tvořených hydrogen pomocí pH senzoru

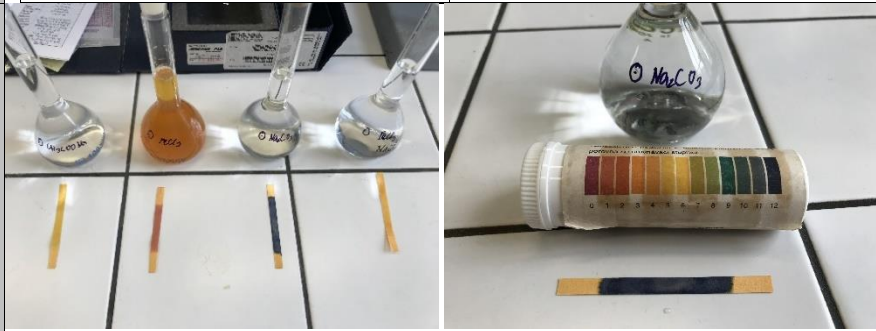
Objemy roztoků (v cm ³)		pH
Na ₂ HPO ₄ (c = 0,05 mol dm ⁻³)	NaOH (c = 0,1 mol dm ⁻³)	-
25	5	11,21
25	10	11,62
25	15	11,86
25	20	12,01
25	25	12,11

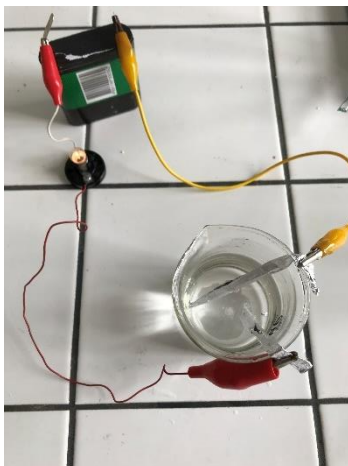

Obr. 33. Zbarvení acetátových pufrů
přidání indikátoru z červeného zelíObr. 34. Měření pH pufrů po
senzoremFotodokumentace
autoraObr. 35. Zbarvení pufrů po přidání indikátoru z červeného zelí, a) H₃BO₃ + KCl, b) Na₂HPO₄ + NaOH

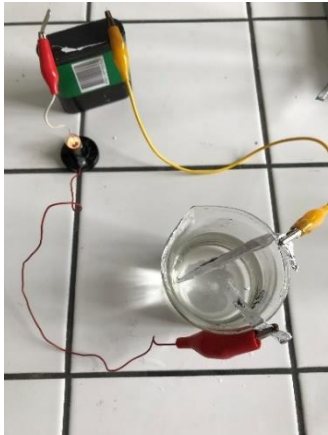
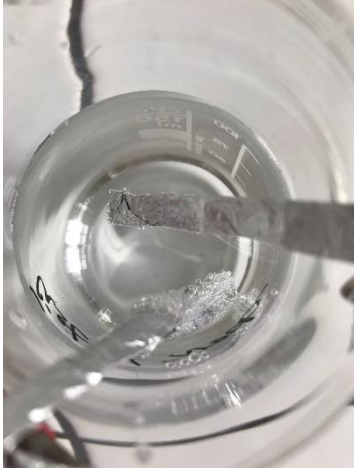
Poznámky



Roztok kyseliny borité a chloridu draselného se připraví rozpuštěním 6,2 g kyseliny trihydrogenborité a 7,46 g chloridu draselného ve vodě, převedením do odměrné baňky o objemu 100 dm³ a doplněním po rysku destilovanou vodou.

Název pokusu	4.1.10 Disociace kyselin a srovnávání jejich síly ²⁸																						
Časová náročnost	Příprava: 20 min	Provedení: 3 min																					
Chemikálie	methylviolet (w = 0,05 %), kyselina chlorovodíková (HCl), kyselina bromovodíková (HBr), kyselina trihydrogenfosforečná (H ₃ PO ₄), kyselina sírová (H ₂ SO ₄), kyselina octová (CH ₃ COOH), kyselina chloroctová (ClCH ₂ COOH)																						
Pomůcky	12x zkumavka, pipeta (25 cm ³), pipeta (1 cm ³), stojan na zkumavky																						
Princip	Disociace je děj, při kterém se látky štěpí na ionty. Z obecné teorie o kyselinách a zásadách víme, že kyseliny jsou látky schopné odštěpit proton H ⁺ . Sílu kyseliny můžeme chápat jako míru ochoty tento proton odštěpit. Silné kyseliny odštěpují proton H ⁺ téměř ze všech svých molekul, u slabých kyselin se tento proton odštěpuje jen u části molekul. Čím je kyselina silnější, tím je pH jejích roztoků nižší. pH je ovlivněno i koncentrací roztoku. Čím nižší bude koncentrace, tím bude hodnota pH vyšší a roztok bude méně kyselý.																						
Pracovní postup	Připravíme si roztoky kyselin uvedených v seznamu chemikálií, všechny o koncentracích 1 mol dm ⁻³ a 0,1 mol dm ⁻³ . Do šesti zkumavek odpipetujeme asi 20 cm ³ příslušných kyselin o koncentraci 1 mol dm ⁻³ , do dalších šesti potom roztoky kyselin o koncentraci 0,1 mol dm ⁻³ . Do každé zkumavky přidáme asi 10 kapek indikátoru. Pozorujeme barevnou změnu roztoků kyselin.																						
Výsledky	<table border="1"> <thead> <tr> <th></th> <th>pH (c = 0,1 mol dm⁻³)</th> <th>pH (c = 0,1 mol dm⁻³)</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>HCl</td> <td>1</td> <td>2</td> </tr> <tr> <td>HBr</td> <td>1</td> <td>2,5</td> </tr> <tr> <td>H₃PO₄</td> <td>1,5</td> <td>2,5</td> </tr> <tr> <td>H₂SO₄</td> <td>1</td> <td>2</td> </tr> <tr> <td>ClCH₂COOH</td> <td>2</td> <td>3</td> </tr> <tr> <td>CH₃COOH</td> <td>3</td> <td>3</td> </tr> </tbody> </table>			pH (c = 0,1 mol dm ⁻³)	pH (c = 0,1 mol dm ⁻³)	HCl	1	2	HBr	1	2,5	H ₃ PO ₄	1,5	2,5	H ₂ SO ₄	1	2	ClCH ₂ COOH	2	3	CH ₃ COOH	3	3
	pH (c = 0,1 mol dm ⁻³)	pH (c = 0,1 mol dm ⁻³)																					
HCl	1	2																					
HBr	1	2,5																					
H ₃ PO ₄	1,5	2,5																					
H ₂ SO ₄	1	2																					
ClCH ₂ COOH	2	3																					
CH ₃ COOH	3	3																					
Fotodokumentace autora	 <p>Obr. 36. 0,1 mol dm⁻³ roztoky s indikátorem Obr. 37. 1 mol dm⁻³ roztoky s indikátorem</p>																						
Poznámky	Methylviolet se používá pro rozsah pH 0-3. Při pH 0 se barví roztok žlutě, pH 1 zeleně, pH 2 modře a pH 3 fialově.																						

Název pokusu	4.1.11 Hydrolýza solí a měření jejich pH ²⁸											
Časová náročnost	Příprava: 15 min	Provedení 2 min										
Chemikálie	chlorid sodný (NaCl), uhličitan sodný (Na ₂ CO ₃), octan sodný (CH ₃ COONa), chlorid železitý (FeCl ₃), destilovaná voda											
Pomůcky	4x odměrná baňka (100 cm ³), 4x zátka na odměrné baňky, tyčinka, lžička, laboratorní váhy, univerzální pH papírky, stříčka, lodička											
Princip	Rozpuštěním solí kyselin a zásad ve vodě se tyto sloučeniny disociují na ionty. Výsledné pH roztoku závisí na povaze soli. Pokud je sůl odvozena od silné kyseliny a slabé zásady, v roztoku se zvýší koncentrace H ⁺ a pH bude kyselé. V případě slabé kyseliny a silné zásady se zvýší koncentrace OH ⁻ , výsledné pH bude alkalické. V případě soli silné kyseliny a silné zásady bude pH neutrální. V případě roztoku soli slabé kyseliny a slabé zásady závisí pH roztoku na hodnotách disociačních konstant dané kyseliny a zásady ³⁰ .											
Pracovní postup	Předem spočítáme hmotnosti chloridu sodného, uhličitanu sodného, octanu sodného a chloridu železnatého, které potřebujeme na přípravu 100 cm ³ roztoků těchto sloučenin o koncentraci 0,1 mol dm ⁻³ . Na pH papírky kapeme takto připravené roztoky a pozorujeme vzniklé zbarvení. Výsledek porovnáváme s pH stupnicí na obalu tuby s univerzálními indikátorovými papírky.											
Výsledky	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Látka</th> <th>pH roztoku</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>NaCl</td> <td>6</td> </tr> <tr> <td>Na₂CO₃</td> <td>12</td> </tr> <tr> <td>CH₃COONa</td> <td>5</td> </tr> <tr> <td>FeCl₃</td> <td>1</td> </tr> </tbody> </table>		Látka	pH roztoku	NaCl	6	Na ₂ CO ₃	12	CH ₃ COONa	5	FeCl ₃	1
Látka	pH roztoku											
NaCl	6											
Na ₂ CO ₃	12											
CH ₃ COONa	5											
FeCl ₃	1											
Fotodokumentace autora												
Poznámka	K demonstraci hydrolýzy lze využít i jiné než výše uvedené soli. V ideálním případě je dobré pracovat se všemi 4 druhy solí (sůl silné kyseliny a silné zásady, sůl slabé kyseliny a slabé zásady, sůl silné kyseliny a slabé zásady, sůl slabé kyseliny a slabé zásady)											

Název pokusu	4.1.12 Vedení elektrického proudu vodnými roztoky ²³	
Časová náročnost	Příprava: 10 min	Provedení: 5 min
Chemikálie	kuchyňská sůl, cukr, ocet, mouka, koncentrovaná citronová šťáva, destilovaná voda	
Pomůcky	6x kádinka (150 cm ³), alobal, plochá baterie (4,5 V), žárovka do kapesní baterky, 3 drátky se svorkami, lžička, pipeta (2 cm ³), skleněná tyčinka	
Princip	Důležitou vlastností elektrolytů je jejich elektrická vodivost. Tu způsobují ionty, které si mezi sebou v roztoku vyměňují elektrony. Pokud látka nedisociuje (v roztoku nejsou její ionty), látka nemůže elektrický proud vést.	
Pracovní postup	Do šesti kádinek přidáme asi do poloviny destilovanou vodu. Do jednotlivých kádinek přidáme 2 lžičky vybraných látek (popřípadě 2 cm ³ v případě kapalných látek) a zamícháme tyčinkou. Přes okraj kádinek přehneme dva dostatečně dlouhé proužky alobalu. Jeden proužek alobalu připojíme přes vodič se svorkou k ploché baterii. Druhý proužek alobalu připojíme ke kapesní žárovce a tu zase třetím drátkem k ploché baterii (viz. obr. 40). Necháme procházet elektrický proud jednotlivými roztoky a pozorujeme rozsvěčující se žárovku.	
Výsledek	Vzorkem cukru, mouky a destilované vody proud neprocházel. U vzorku kuchyňské soli proud procházel, žárovka se rozsvítila (viz. obr. 40). Roztokem octa a citronové šťávy sice proud procházel (na katodě se vylučoval vodík), žárovka se ale nerozsvítila.	
Fotodokumentace autora		
Poznámky	<p>Obr. 40. Vedení elektrického proudu roztokem chloridu sodného</p> <p>Pokus lze provést i v domácích podmínkách. Není žádoucí používat pitnou vodu, protože obsahuje disociované ionty, které by vedly proud. Příhodnější je použití destilované vody. Místo vodných roztoků lze provádět variantu vedení elektrického proudu pevnými látkami nebo ovocem, popř. zeleninou. Elektrody se nesmí navzájem dotýkat, jinak přítomnost elektrolytu a tím pádem celý pokus ztrácí smysl.</p>	

Název pokusu	4.1.13 Elektrolýza roztoku NaCl ²³	
Časová náročnost	Příprava: 5 min	Provedení: 5 min
Chemikálie	kuchyňská sůl (chlorid sodný, NaCl), destilovaná voda	
Pomůcky	kádinka (150 cm ³), alobal, plochá baterie (4,5 V), žárovka do kapesní baterky, 3 drátky se svorkami, lžička, tyčinka	
Princip	Elektrolýza je chemicko-fyzikální děj, při kterém dochází k chemickým reakcím na elektrodách. Při průchodu elektrického proudu se kladné disociované ionty (kationty) pohybují k záporně nabitě elektrodě (katodě) a záporně nabitě ionty (anionty) se pohybují ke kladně nabitě elektrodě (anodě).	
Pracovní postup	Kádinku naplníme asi do poloviny destilovanou vodou. Přidáme dvě lžičky chloridu sodného, který mícháním rozpustíme. Přes okraj kádinky přehneme dva dostatečně dlouhé proužky alobalu. Jeden proužek alobalu připojíme přes vodič se svorkou k ploché baterii. Druhý proužek alobalu připojíme ke kapesní žárovce a tu zase třetím drátkem k ploché baterii (viz. obr. 40). Ponořením elektrod do roztoku na nich proběhne elektrolýza, popsána níže v poznámce. Zároveň pozorujeme rozsvícení baterky.	
Fotodokumentace autora		
Poznámky, doplnění	Ve vodném roztoku chloridu sodného se nacházejí disociované ionty sodné Na ⁺ , chloridové Cl ⁻ , vodíkové H ⁺ a hydroxidové OH ⁻ . Na záporné elektrodě vzniká sodík (obr. 42 vlevo dole), který reaguje s vodou za vzniku vodíku a hydroxidu sodného, který disociuje na ionty. Na kladné elektrodě odevzdává aniont Cl ⁻ elektron a slučuje se s jiným atomem do molekuly Cl ₂ (obr. 42 vpravo nahoře).	

Název pokusu	4.1.14 Vztah mezi vodivostí a silou elektrolytu ²⁸				
Časová náročnost	Příprava: 45 min		Provedení: 10 min		
Chemikálie	Ethanol (CH ₃ CH ₂ OH), chlorid sodný (NaCl), kyselina chlorovodíková (HCl), hydroxid sodný (NaOH), kyselina octová (CH ₃ COOH), octan sodný (CH ₃ COONa), amoniak (NH ₃), destilovaná voda, roztok chloridu draselného (KCl), močovina (NH ₂) ₂ CO				
Pomůcky	Konduktometr, odměrný válec (50 cm ³), 7x odměrná baňka (250 cm ³), 3x kádinka (100 cm ³), filtrační papír na osušení elektrody, lžička, předvážky, lžička, tyčinka, 7x zátka na odměrné baňky, lodička				
Princip	U kovů jsou přenašečem elektrického proudu volně pohyblivé elektrony, u roztoků elektrolytů jsou to ionty, které si mezi sebou vyměňují elektrony. Čím více se elektrolyt disociuje na ionty, tím lépe vede elektrický proud. Elektrická vodivost je u silných elektrolytů (HCl, KCl...) vysoká, protože se téměř všechny molekuly disociují na ionty. Slabé elektrolyty (H ₂ O, NH ₃) se disociují málo, jejich elektrická vodivost bude tedy nižší.				
Pracovní postup	Z výše uvedených sloučenin si připravíme roztoky o koncentraci 0,1 mol dm ⁻³ (ať už navážením a rozpuštěním pevných sloučenin nebo zředěním zásobních roztoků). Zkalibrujeme konduktometr roztokem chloridu draselného o známé konduktivitě a měříme vodivost jednotlivých roztoků ponořením elektrody do jednotlivých roztoků. Po každém měření zaznamenáme hodnotu vodivosti a opláchneme elektrodu destilovanou vodou. U každého roztoku měříme vodivost 3x a vypočítáme průměrnou hodnotu.				
Výsledky		Elektrická vodivost (v μS cm ⁻³)			
	Elektrolyt	Měření č.1	Měření č.2	Měření č.3	Průměr
	CH ₃ CH ₂ OH	0,60	0,50	0,60	0,57
	H ₂ O	4,60	4,20	4,00	4,27
	(NH ₂) ₂ CO	11,50	11,40	11,20	11,37
	NH ₃	280,00	280,00	270,00	276,70
	CH ₃ COOH	530,00	490,00	490,00	503,30
	CH ₃ COONa	6 320,00	6 520,00	6 440,00	6426,70
	KCl	11 340,00	10 790,00	10 910,00	11 013,00
	NaOH	13 380,00	13 200,00	13 420,00	13 333,00
HCl	33 300,00	30 700,00	32 500,00	32 166,00	
Fotodokumentace autora					

Obr. 43. Připravené roztoky na měření

Obr. 44 Konduktometr

Poznámka	Je vhodné měřit vodivost roztoků podle řazení v tabulce (ethanol → voda → močovina ...). V opačném případě by při špatném umytí elektrody mohly roztoky s větší vodivostí negativně ovlivnit výsledek méně vodivých roztoků.
----------	--

5 Závěr

Bakalářská práce se zabývá roztoky elektrolytů a jejich vybranými vlastnostmi. Teoretická část je věnována teorii kyselin a zásad, autoprotolýze vody, pH, disociaci kyselin a zásad, hydrolyze solí a elektrické vodivosti roztoků elektrolytů.

Didaktická část se zabývala vyučovacím a výukovým procesem, cíli vzdělávání a materiálně-didaktickými prostředky. Hlavním obsahem didaktické části byla stručná analýza učiva elektrolytů, obsaženého v pěti učebnicích chemie pro základní školy a pěti učebnic pro střední školy.

Praktická část navazuje tematicky na teoretickou část. Je zde zařazeno celkem čtrnáct experimentů demonstrujících vlastnosti popisované v teoretické části. Vybíral jsem pokusy jednoduché a časově nenáročné na provedení. Všechny experimenty jsem prakticky ověřil v laboratoři katedry chemie a následně jsem upravil pracovní návody. Uvedené experimenty bych doporučil do výuky chemie na základní či střední škole. Některé z nich mohou provádět sami žáci v běžných hodinách nebo v rámci laboratorních cvičení, jiné jsou vhodné jako demonstrační pokusy učitele.

Resumé

Práce se zabývá elektrolyty a jejich vlastnostmi ve výuce chemie. Jsou zde teoreticky rozebrány základní vlastnosti elektrolytů. V didaktické části je rozebráno učivo v učebnicích základních a středních škol týkající se vlastností elektrolytů. Experimenty v praktické části demonstrují vybrané vlastnosti elektrolytů popisované v teoretické části.

Klíčová slova: elektrolyt, kyselina, zásada, pH, disociace, učebnice

Summary

This thesis deals with electrolytes and their properties in chemistry education. The basic properties of electrolytes are theoretically discussed. In the didactic part, the textbooks of primary and secondary schools concerning the properties of electrolytes are discussed. The experiments in the practical part demonstrate selected properties of electrolytes described in the theoretical part.

Keywords: electrolyte, acid, base, pH, dissociation, textbook

Seznam literatury

1. Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: *Obecná a anorganická chemie*. Nakladatelství technické literatury, Praha 1985.
2. Vacík J.: *Obecná chemie*. Knihovna chemie, Přírodovědecká fakulta Univerzity Karlovy, Praha 2017.
3. Fisher O., Kišová L., Miadoková M., Mollin J.: *Fyzikální chemie (Termodynamika, elektrochemie, kinetika, koloidní soustavy)*. Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1984.
4. Benešová M., Pfeiferová E., Satrapová H.: *Odmaturuj! z chemie*. DIDAKTIS, Brno 2014.
5. <https://www.chemistrylearner.com/chemical-bonds/covalent-bond/coordinate-covalent-bond>, staženo a upraveno 2.6. 2023.
6. Vacík J., Barthová J., Pacák J., Strauch B., Svobodová M., Zemánek F.: *Přehled středoškolské chemie*, 2. vyd. SPN, Praha 1993.
7. Šafránková D.: *Pedagogika*. Grada, Praha 2011.
8. Švarcová-Slabinová I.: *Základy pedagogiky*. Vydavatelství VŠCHT, Praha 2005.
9. <https://www.zakonyprolidi.cz/cs/2004-561#cast1>, převzato a upraveno 9.6.2023
10. Kalhous Z.: *Školní didaktika*. Vydavatelství Portál, Praha 2002.
11. <https://elearning.tul.cz/mod/resource/view.php?id=398983>, převzato 9.6.2023
12. Zormanová L.: *Obecná didaktika: pro studium a praxi*. Grada, Praha 2014.
13. Průcha J.: *Moderní pedagogika*, 2. vyd. Portál, Praha 2002.
14. Škoda J., Doulík P., Šmídl M.: *Chemie 8 pro základní školy a víceletá gymnázia*. Fraus, 2006 Plzeň.
15. Mach J., Plucková I., Šibor J.: *Chemie: úvod do obecné a anorganické chemie*, 5. vyd. Nová škola, Brno 2016
16. Budínská G., Štikovcová K., Jelínková L., Jandová J.: *Hravá chemie 8: učebnice pro 8. ročník ZŠ a víceletá gymnázia*, 2. vyd. Taktik, Praha 2022.
17. Beneš P., Pumpr V., Banýr J.: *Základy praktické chemie pro 8. ročník základní školy*. Fortuna, Praha 1999.
18. Škoda J., Doulík P.: *Chemie 9 pro základní školy a víceletá gymnázia*. Fraus, Plzeň 2007.
19. Kotlík B., Růžičková K.: *Chemie I. v kostce*. 3. vyd. Fragment, Havlíčkův Brod 2000.

-
20. Mareček A., Honza J.: *Chemie pro čtyřletá gymnázia*. 3. vyd. Vydáno vlastním nákladem, Brno 2013.
 21. Kotlík B., Růžičková K.: *Chemie v kostce pro SŠ*. 2. vyd. Fragment, Havlíčkův Brod 2013.
 22. Vacík J., Antala M., Čtrnáctová H., Petrovič P., Strauch B., Šimová J., Zemánek F.: *Chemie I (obecná a anorganická) pro gymnázia*. SPN, Praha 1995.
 23. https://is.muni.cz/th/84245/pedf_m/chem._pokusy_pro_zaky_2.st._ZS.pdf
 24. Cieśla P., Nodzyńska-Moroń M., Hrdlička J., Sirotek V., Štrofová J., Klečka M., Šrámová A.: *Metody a techniky stanovení pH – od mateřské po vysokou školu*. Wydawnictwo Naukowe UP, Kraków 2023.
 25. https://www.sciencecompany.com/ph_indicator_ranges.aspx, staženo 10.8. 2023
 26. <https://phet.colorado.edu/en/simulations/ph-scale-basics>
 27. Hagarová M.: *Využití senzoru na měření pH k inovaci laboratorních úloh z fyzikální chemie*. Bakalářská práce. Západočeská univerzita, Plzeň 2013.
 28. Solárová M.: *Chemické pokusy pro základní a střední školu*. Paido, Brno 1996.
 29. Küster F.W., Thiel A.: *Chemickoanalytické výpočetní tabulky*. Academia, Praha 1988.
 30. <https://is.muni.cz/el/med/jaro2006/BVBC0322p/um/hydrolyza.06.pdf>, staženo 8.8. 2023