

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

KATEDRA CHEMIE

**Využití senzoru na měření pH k inovaci
laboratorních úloh z fyzikální chemie**

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Marie Hagarová

Chemie se zaměřením na vzdělávání

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová Ph. D.

Plzeň, 2013

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

Plzeň, 1. června 2013

.....
vlastnoruční podpis

V Plzni dne 25. března 2013
č.j. ZCU-009302/2013/K

Rozhodnutí

Dle ust. čl. 55 odst. 3 Studijního a zkušebního řádu v platném znění (dále jen studijní a zkušební řád) rozhodla děkanka

takto:

Žádosti studentky **Marie HAGAROVÉ**, nar. 6. prosince 1989, bytem Zábělská 13, Plzeň studující ve studijním programu **Přírodovědná studia**, studijní obor **Chemie se zaměřením na vzdělávání** se vyhovuje a určuje se náhradní termín odevzdání bakalářské práce s názvem „**Využití senzoru na měření pH k inovaci laboratorních úloh z fyzikální chemie**“ do **31. července 2013**.

Odůvodnění:

Studentka byla povinna odevzdat kvalifikační práci dle jejího zadání nejpozději do 31. března 2013. Studentka, aniž by odevzdala kvalifikační práci, podala k děkance včas podle čl. 55 odst. 2 studijního a zkušebního řádu žádost o stanovení náhradního termínu odevzdání kvalifikační práce s odůvodněním, že v daném termínu nestihla zpracovat téma bakalářské práce.

Děkanka s ohledem na důvody uvedené v žádosti vyhověla žádosti studentky a v souladu s ust. čl. 55 odst. 3 studijního a zkušebního řádu stanovila studentce náhradní termín pro odevzdání kvalifikační práce.

Poučení:

Proti tomuto rozhodnutí není opravného prostředku.



CSc.

Doc. PaedDr. Jana Coufalová,
děkanka FPE ZČU v Plzni

Poděkování

Tímto bych chtěla poděkovat vedoucí mé bakalářské 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	7
2 Teoretická část	8
2.1 Teorie kyselin a zásad	8
2.1.1 Arrheniova teorie kyselin a zásad	8
2.1.2 Brønstedova a Loweryova teorie kyselin a zásad	8
2.2 Konjugované páry	9
2.3 Slabé a silné elektrolyty	9
2.3.1 Slabé elektrolyty	9
2.3.2 Silné elektrolyty	9
2.4 Rovnováha a rovnovážné konstanty slabých kyselin a zásad	10
2.4.1 Slabé elektrolyty	10
2.5 Rovnováha a rovnovážné konstanty silných kyselin a zásad	10
2.6 Autoprotolýza vody	11
2.7 Definice pH a jeho použití	11
2.8 Tlumivé roztoky (pufry)	12
3 Praktická část	15
3.1 Využití systému Vernier k měření pH	15
3.1.1 Sada k měření pH	16
3.1.2 Kalibrace senzorů	16
3.1.3 Software Logger Pro a Logger Lite	18
3.2 Praktické úlohy	20
3.2.1 Závislost pH na koncentraci	20
3.2.2 Acidobazické titrace	23
3.2.3 Hydrolýza solí	25
3.3 Výsledky měření	28
3.3.1 Závislost pH na koncentraci	28
3.3.2 Acidobazické titrace	30
3.3.3 Hydrolýza solí	41
3.4 Diskuse výsledků	43
3.4.1 Závislost pH na koncentraci	43
3.4.2 Acidobazické titrace	45
3.4.3 Hydrolýza solí	45
4. Závěr	46
Seznam literatury:	47

1 Úvod

Problematika sledování pH je známa již od 20. století. V tomto století bylo zjištěno, že hodnota pH může výrazně ovlivňovat průběh některých reakcí. Chemické látky se dělí na kyseliny a zásady. Kyseliny mají pH menší než 7, přičemž čím více se tato hodnota blíží k 1, tím je látka kyselější. Oproti tomu zásady mají pH od 7 do 14, a čím více se tato hodnota blíží k číslu 14, tím je látka zásaditější. K udržování pH se používají pufrы, což jsou látky, které přidáním kyseliny nebo zásady výrazně nemění pH. Zpravidla se jedná o roztoky slabé kyseliny nebo zásady s její příslušnou solí.

Cílem mé práce bylo sestavit úlohy, při kterých se dá využít pH metr. Sestavené úlohy dále prakticky provést a zpracovat jejich výsledky.

Téma mé bakalářské práce jsem si vybrala proto, že problematika pH ovlivňuje velmi často práci v laboratoři, a dle mého názoru je důležité znát podmínky, jak pH ovlivnit, aby reakce probíhaly správně.

Bakalářská práce je rozčleněna na dvě kapitoly – teoretickou a praktickou část. Teoretická část obecně pojednává o teorii kyselin, zásad a jejich disociaci. Dále je práce zaměřena na elektrolyty a jejich rozdělení, rovnovážné konstanty a v neposlední řadě je v práci obsažena teorie týkající se pH, jak se jeho hodnota určuje a jak se počítá.

Praktická část je již zaměřena na mé vlastní měření. Tato část obsahuje popis obsluhy přístroje pH metru (PH-BTA) od firmy Vernier, se kterým jsem během měření pracovala. Dále popis přístroje včetně dalších popisů softwarů, Logger Pro a Logger Lite, které jsem taktéž během měření využila. V praktické části jsou vypracovány návody na využití pH senzoru při práci v laboratořích. Tyto návody jsou různě zaměřené: závislost pH na koncentraci měřené látky, acidobazické titrace silné i slabé kyseliny a hydrolýza solí. Součástí praktické části je kapitola orientovaná na naměřená data, kde jsou uvedeny výsledky mých měření. Poslední kapitolou je diskuze výsledků, ve které jsou porovnány výsledky mého měření s očekávanými výsledky.

2 Teoretická část

2.1 Teorie kyselin a zásad

Podle schopnosti látek disociovat se rozlišují dvě základní skupiny látek, kyseliny a zásady. Existuje několik teorií zabývajících se studiem kyselin a zásad.¹ V dalším textu se budu zabývat teoriemi Arrhenia a Brönsteda a Loweryho.

2.1.1 Arrheniova teorie kyselin a zásad

Arrheniova teorie z roku 1884 umožnila pomocí disociačních konstant popsat sílu kyselin a zásad a zavedením pH určit i kyselost či zásaditost roztoků.² Arrhenius považoval za kyselinu každou látku, která je schopna ve vodném roztoku uvolňovat kation vodíku H^+ . Zásadou je podle něj látka, která uvolňuje ve vodném roztoku hydroxylové skupiny OH^- . Jako neutralizaci pak označil reakci iontu H^+ poskytovaných kyselinou a iontů OH^- poskytovaných zásadou.¹



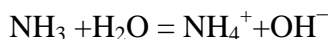
Tato definice je jednoduchá a platí pro řadu látek, ale je možné ji použít pouze pro vodné roztoky. Ukázalo se, že i látky, které neobsahují hydroxylovou skupinu, se jeví jako zásadité. Zásadité nebo kyselé mohou být nejen vodné roztoky. Látky, které se jeví jako kyselé ve vodném roztoku, mohou být v jiném rozpouštědle zásadité a naopak. Za nedostatek této teorie lze považovat i to, že vodíkový kation H^+ není schopný samostatné existence, jak uvedu později.¹

2.1.2 Brönstedova a Loweryova teorie kyselin a zásad

Brönstedova a Loweryova teorie zpřesňuje a rozšiřuje Arrheniovu teorii. Tato teorie uvádí, že kyselý nebo zásaditý charakter mohou vykazovat nejen molekuly, ale i ionty. Za kyseliny lze považovat látky, ionty nebo molekuly, které jsou schopny odštěpovat proton H^+ . Zásady jsou oproti tomu ionty nebo molekuly, které jsou schopné tento proton přijmout. Některé látky však mají tak zvaný amfoterní charakter, to znamená, že se dokážou chovat jako kyseliny i jako zásady. Toto chování závisí na vnějších podmínkách a rozpouštědle.¹

2.2 Konjugované páry

Pojem konjugované páry se pokusím vysvětlit na jednoduchém příkladě. Uvažuji např. reakci amoniaku ve vodě:



Tato reakce probíhá oběma směry, amoniak se v tomto případě chová jako zásada a voda jako kyselina. Pokud NH_4^+ odštěpí proton, vzniká molekula NH_3 . Tím, že amonný kationt odštěpuje proton, se chová jako kyselina. Ion OH^- zase naopak přijímá proton, vzniká H_2O . Podle Brønstedovy teorie se látka, která přijímá proton, označuje jako zásada.¹

Amoniak, chovající se zde jako zásada, přijme proton a přejde v iont NH_4^+ , který se chová jako kyselina (odštěpuje proton), čímž přechází zpět na NH_3 . Dvojice NH_3 a NH_4^+ se označuje jako konjugovaný pár. Konkrétně NH_3 je konjugovaná zásada a NH_4^+ je k ní konjugovaná kyselina. To samé platí i o dvojici H_2O a OH^- . Voda se chová jako kyselina, odštěpuje proton, vzniká aniont OH^- a ten opět volný proton váže. H_2O je konjugovaná kyselina a OH^- k ní konjugovaná zásada. Každou protolytickou reakci tvoří vždy dva konjugované páry.¹

2.3 Slabé a silné elektrolyty

Elektrolytem je látka, která se v roztoku nebo tavenině štěpí na ionty. V případě roztoků se jedná o systém tvořený rozpouštědlem a rozpouštěnou látkou, která je plně nebo částečně disociována na ionty.³ K reakci elektrolytu je třeba dodat energii na rozrušení krystalické mřížky a naopak dochází k uvolňování energie při reakci mezi rozpouštědlem a rozpouštěnou látkou.²

2.3.1 Slabé elektrolyty

Slabé elektrolyty jsou systémy, ve kterých jsou přítomny jak ionty, tak nedisociované molekuly rozpouštěné látky. Slabé elektrolyty jsou např. organické kyseliny, kyselina uhličitá, kyselina fosforečná, kyselina boritá, amoniak, voda.³

2.3.2 Silné elektrolyty

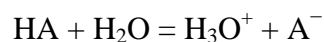
Silné elektrolyty jsou oproti slabým elektrolytům systémy, které obsahují pouze ionty rozpouštěné látky. V roztoku tedy nejsou přítomny nedisociované molekuly

rozpuštěné látky. Silným elektrolytem je např. kyselina chlorovodíková, kyselina sírová, hydroxid sodný, hydroxid draselný, téměř všechny soli s výjimkou komplexních.³

2.4 Rovnováha a rovnovážné konstanty slabých kyselin a zásad

2.4.1 Slabé elektrolyty

Při disociaci slabých elektrolytů v roztoku se časem ustanoví rovnováha mezi ionty a nedisociovanými molekulami. Pokud kyselinu označím HA, pak mohu reakci slabé jednosytné kyseliny ve vodném roztoku zapsat obecnou rovnicí¹:



Reakce běží oběma směry, po určité době se ustaví rovnováha. Rovnovážnou konstantu K této reakce lze zapsat¹

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

kde a_i jsou aktivity jednotlivých látek. Voda je ve velkém nadbytku, proto lze její aktivitu považovat za jednotkovou. Aktivity ostatních látek je možné vyjádřit pomocí koncentrace c_i , standardní koncentrace $c^{\text{st}} = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ a aktivitního koeficientu γ_i .

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

Ve velmi zředěných roztocích se aktivitní koeficient blíží k jedné a rovnovážnou konstantu je možné vyjádřit ve tvaru

$$K_A = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot c_{\text{A}^-}}{c_{\text{HA}}} \text{ nebo } K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

K_A se označuje jako disociační konstanta kyseliny, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{A}^-]$, $[\text{HA}]$ jsou okamžité koncentrace jednotlivých složek.

2.5 Rovnováha a rovnovážné konstanty silných kyselin a zásad

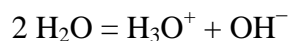
Výpočet rovnovážné konstanty silných kyselin a zásad není tak jednoduchý jako u slabých elektrolytů. Slabé, velmi zředěné roztoky elektrolytů, se blíží svým chováním ideálním roztokům. U silných elektrolytů, kde je koncentrace iontů mnohem vyšší,

působí meziiontové elektrostatické síly, které již není možné zanedbat jako u slabých kyselin a zásad, protože tyto síly vedou k odchýlkám od ideálního chování.¹

Ve vyjádření rovnovážné konstanty nelze aktivitu iontů nahradit jejich koncentrací. Hodnota aktivitních koeficientů je závislá na koncentraci a nábojích všech v roztoku obsažených iontů. Čím je roztok zředěnější, tím více se hodnoty aktivitních koeficientů blíží k jedné.^{1,2}

2.6 Autoprotolýza vody

Ve vodě dochází k disociaci $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Vodíkový kation neboli proton H^+ není schopný samostatné existence, proto se reakce většinou zapisuje:



H_3O^+ se označuje jako oxoniový kation. Není zcela jasné, zda se vodíkový kation H^+ váže na jednu molekulu vody (vzniká pak H_3O^+) nebo na dvě či více molekul vody (H_5O_2^+ , ...). Při použití zápisu vodíkového kationtu jako H^+ je třeba si uvědomit, že tento zápis není zcela přesný.³

2.7 Definice pH a jeho použití

Již na začátku 20. století se zjistilo, že koncentrace vodíkových iontů H^+ může ovlivňovat průběh některých reakcí ve vodných roztocích, a že je nutné tuto koncentraci sledovat a v některých případech ji udržovat konstantní. Hodnota koncentrace těchto vodíkových iontů může nabývat hodnot od 10^{-1} až 10^{-14} mol dm^{-3} . Výpočty s těmito hodnotami by byly komplikované, proto pro zjednodušení zavedl S. P. L. Sørensen v roce 1909 tzv. vodíkový exponent pH.¹

Nejběžnější definice pH zní: Hodnota pH je rovna zápornému dekadickému logaritmu koncentrace iontů H_3O^+ . Nebo též: Hodnota pH je rovna zápornému dekadickému logaritmu aktivity iontů H_3O^+ .³

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+} \quad \text{nebo} \quad \text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

Musím zde ovšem podotknout, že první definice není zcela přesná a její výpočet se dá užít pouze v některých případech.³ Ukázalo se totiž, že kyselost nebo zásaditost vodného roztoku ovlivňuje spíše, než koncentrace vodíkových iontů, jejich aktivita, jak

už jsem se zmiňovala u silných elektrolytů. Hodnota rovnovážné aktivity je vždy nižší než hodnota koncentrace.¹

Dále je nutné definovat iontový součin vody, nazývaný též rovnovážnou konstantou disociace vody. Je definován vztahem $K_v = a_{\text{H}_3\text{O}^+} a_{\text{OH}^-}$ a při teplotě 25°C má hodnotu 10^{-14} .

Pomocí iontového součinu vody K_v se dá také určovat pH, a to ze vztahu: $pK_v = \text{pH} + \text{pOH}$ pak $\text{pH} = pK_v - \text{pOH} = -\log K_v + \log [\text{OH}^-]$. ($pK_v = -\log K_v$ a při teplotě 25 °C je $pK_v = 14$),¹

V čisté vodě při 25°C platí: $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = c_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Z toho plyne, že čistá voda má při této teplotě $\text{pH} = 7$. Tato hodnota se označuje jako neutrální pH. Pokud je hodnota koncentrace oxoniových kationtů vyšší než koncentrace hydroxylových aniontů, znamená to, že $\text{pH} < 7$. Takový roztok je kyselý. Je-li koncentrace oxoniových kationtů nižší než koncentrace hydroxylových aniontů, je $\text{pH} > 7$, takový roztok je zásaditý nebo též alkalický.³

2.8 Tlumivé roztoky (pufry)

Tlumivé roztoky neboli pufry jsou látky, které jsou schopné udržovat stálou hodnotu pH i po přidání kyseliny nebo zásady. Jako pufry se zpravidla používají roztoky slabých kyselin nebo slabých zásad a jejich příslušné soli. Za slabé kyseliny jsou považovány i anionty vícesytných kyselin, které mohou odštěpovat proton.²

Tabulka 1 Příklady standardních tlumivých roztoků⁴

Tlumivý roztok	Standardní látka	Navážka na vzduchu g dm^{-3} roztoku	Koncentrace ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$)
tetraoxalát	$\text{KH}_3(\text{C}_2\text{O}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	12,61	0,0496
vinan	$\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$	nasycený při 25°C	0,034
citronan	$\text{KH}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	11,41	-
ftalan	$\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$	10,12	0,04958
fosforečnan	KH_2PO_4	1,179	0,008665
fosforečnan	Na_2HPO_4	4,302	0,3032
tetraboritan	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	3,8	0,009971

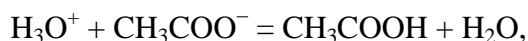
Tabulka 2 **Hodnoty pH standardních tlumivých roztoků⁴**

t (°C)	tetraoxalát	vinan	citronan	ftalan	fosforečnan	tetraboritan
0	1,666	-	3,863	4,003	7,534	9,464
5	1,668	-	3,840	3,999	7,500	9,395
10	1,670	-	3,820	3,998	7,472	9,332
15	1,672	-	3,802	3,999	7,448	9,276
20	1,675	-	3,788	4,002	7,429	9,225
25	1,679	3,557	3,776	4,008	7,413	9,180
30	1,683	3,552	3,766	4,015	7,400	9,139
35	1,687	3,549	3,759	4,024	7,389	9,102
38	1,691	3,548	3,755	4,030	7,384	9,081
40	1,694	3,547	3,753	4,035	7,380	9,068
45	1,700	3,547	3,750	4,047	7,373	9,038
50	1,707	3,549	3,749	4,060	7,367	9,011
55	1,715	3,554	-	4,075	-	8,985
60	1,723	3,560	-	4,091	-	8,962
70	1,743	3,580	-	4,126	-	8,921
80	1,766	3,609	-	4,164	-	8,885
90	1,792	3,650	-	4,205	-	8,850
95	1,806	3,674	-	4,227	-	8,833

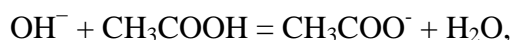
Dalším příkladem pufru je octanový pufr, který je tvořen roztokem kyseliny octové a octanu sodného ve vodě. Rovnováha je zde určena disociační konstantou kyseliny octové.

$$K_A = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{CH}_3\text{COO}^-}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}}}$$

Přidáním kyseliny k pufru, dochází k reakci



která probíhá oběma směry. Přidáním zásady dochází k reakci



která opět probíhá oběma směry. Přidané ionty se spotřebují a téměř nepůsobí na aktivitu iontů H_3O^+ a OH^- , takže i pH zůstává stejné. Dostatek aniontů kyseliny je způsoben přítomností octanu sodného, který je úplně disociován. Hodnotu pH je možné ovlivnit poměrem mezi kyselinou octovou a octanem. Příklady hodnot pH octanového pufru jsou uvedeny v tabulce 3.²

Tabulka 3 **Vliv složení octanového pufru na hodnotu pH⁴**

Objemové díly			Objemové díly		
CH₃COOH	CH₃COONa	pH	CH₃COOH	CH₃COONa	pH
(c = 0,1 mol dm ⁻³)	(c = 0,1 mol dm ⁻³)		(c = 0,1 mol dm ⁻³)	(c = mol dm ⁻³)	
32	1	3,2	1	1	4,7
16	1	3,5	1	2	5,0
8	1	3,8	1	4	5,3
4	1	4,1	1	8	5,6
2	1	4,4	1	16	5,9
1	1	4,7	1	32	6,2

3 Praktická část

3.1 Využití systému Vernier k měření pH

Pro práci s přístroji od firmy Vernier je nutné na počítač, se kterým budeme pracovat, nainstalovat program Logger Pro (placená plná verze) nebo Logger Lite (jednodušší verze zdarma). Po spuštění tohoto programu se přes USB port připojí rozhraní Vernier Go!Link nebo LabQuest Mini (viz obr. 1). Rozhraní slouží k propojení různých senzorů Vernier s počítačem.

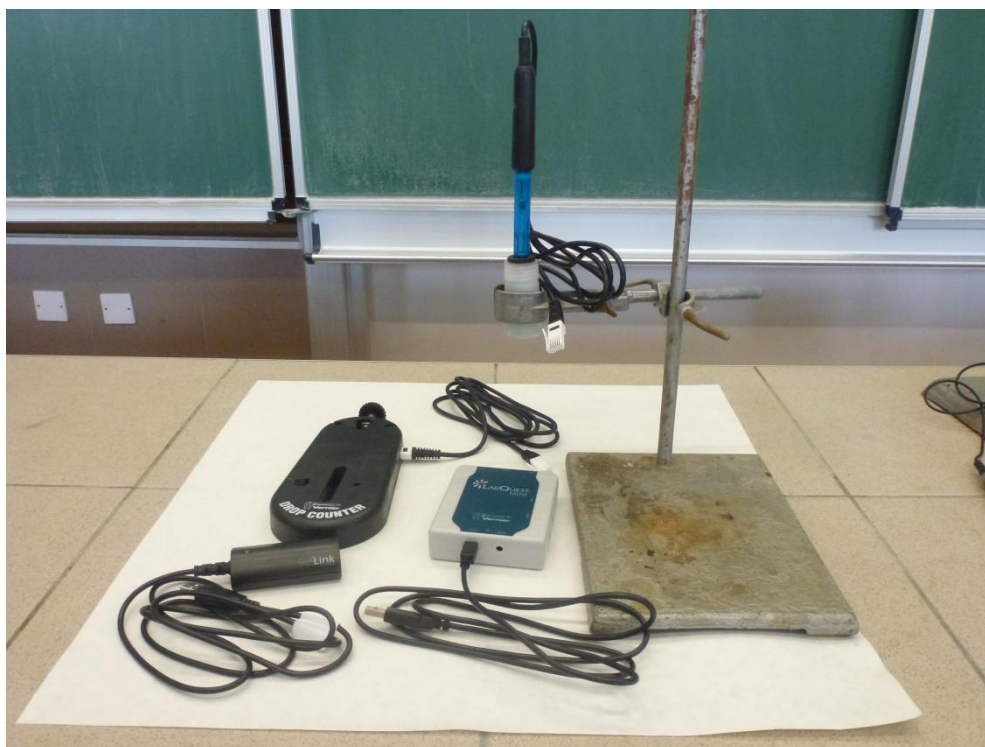
Přes rozhraní Go!link je možné připojit pouze jeden senzor přes analogový vstup. Rozhraní LabQuest Mini má tři analogové a dva digitální vstupy. pH-metr se zapojuje přes analogový vstup. Digitální vstup slouží například k zapojení čítače kapek.



Obr. 1 Rozhraní Go!Link a LabQuest Mini od firmy Vernier

3.1.1 Sada k měření pH

Pro svoji práci jsem využívala zařízení od firmy Vernier. Konkrétně jsem pracovala s pH metrem (PH-BTA), rozhraními LabQuest Mini (LQ-MINI) a Go!Link (GO-LINK), čítačem kapek Vernier Drop Counter (VDC-BTD) a příslušenstvím k těmto přístrojům., vše je na obr. 2.⁶



Obr. 2 Přístroje od firmy Vernier použité při měření pH

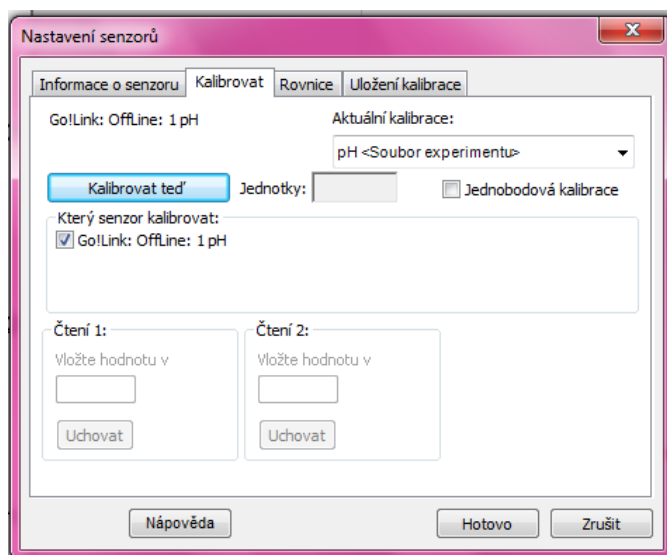
3.1.2 Kalibrace senzorů

Kalibrace pH-metru

K počítači se přes rozhraní Go!Link připojí pH senzor. Před začátkem samotného měření je třeba jej nakalibrovat. Kalibrace se provede následovně: Nejprve se spustí program *Logger Pro* (*Logger lite*). Ve volbě *Experiment* se zvolí *Kalibrovat* a vybere *pH*.

Do dvou označených zkumavek se odlijí vzorky pufrů (např. ftalan $\text{pH} = 4,008$ a tetraboritan $\text{pH} = 9,180$). Tlačítkem *Kalibrovat teď* se spustí měření. Poté se vyjme čidlo ze skladovacího roztoku, omyje se destilovanou vodou a osuší filtračním papírem. Dále se ponoří do prvního pufru a hodnota jeho pH se zapíše do tabulky

Nastavení senzorů, poté se zvolí volba *Uchovat*. Čidlo se opět omyje destilovanou vodou, osuší filtračním papírem a postup se opakuje s druhým pufrem. Nakonec se zvolí volba *Hotovo* (viz obr. 3).

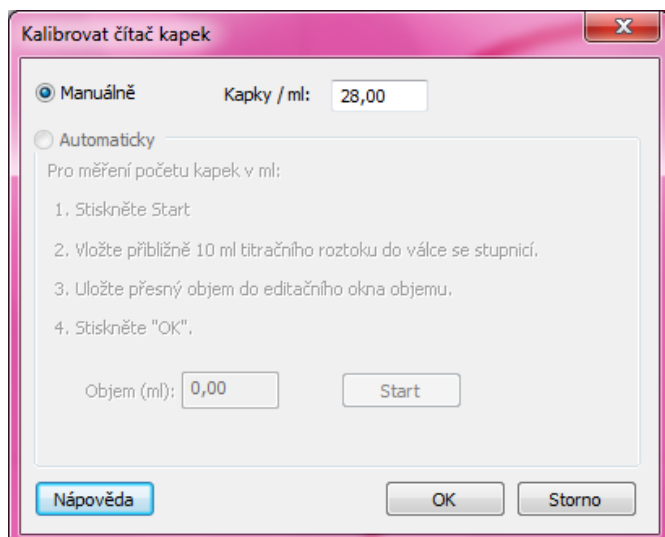


Obr. 3 **Kalibrace pH metru** (zpracováno softwarem Logger Pro)

Kalibrace čítače kapek

Čítač kapek se musí před použitím také nakalibrovat. Spustí se program *Logger Pro (Logger Lite)*, čítač kapek se zapojí přes digitální vstup rozhraní LabQuest Mini. Poté se může začít kalibrovat.

Ve volbě *Experiment* se vybere volba *Kalibrovat* a dále se zvolí *Čítač kapek*. Otevře se okno *Kalibrovat čítač kapek*. Z *Manuální* kalibrace je nutno přepnout na *Automaticky*. Poté se stiskne tlačítko *Start* a otevře se kohout byrety tak, aby z ní roztok pomalu odkapával štěrbinou čítače. Je nutné sledovat stupnici a hlídat, dokud neodkape alespoň $0,01 \text{ dm}^3$. Byreta se uzavře, do políčka *Objem (ml)* se napíše objem odpuštěného činidla a potvrdí se volbou *OK*.

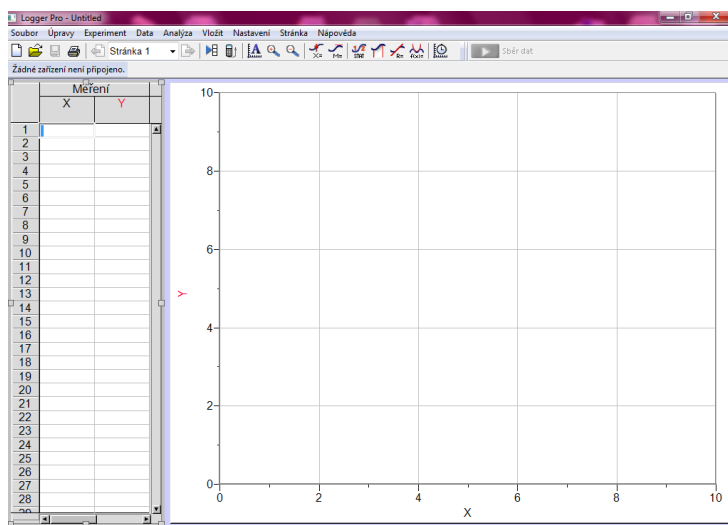


Obr. 4 Kalibrace čítače kapek (zpracováno softwarem Logger Pro)

3.1.3 Software Logger Pro a Logger Lite

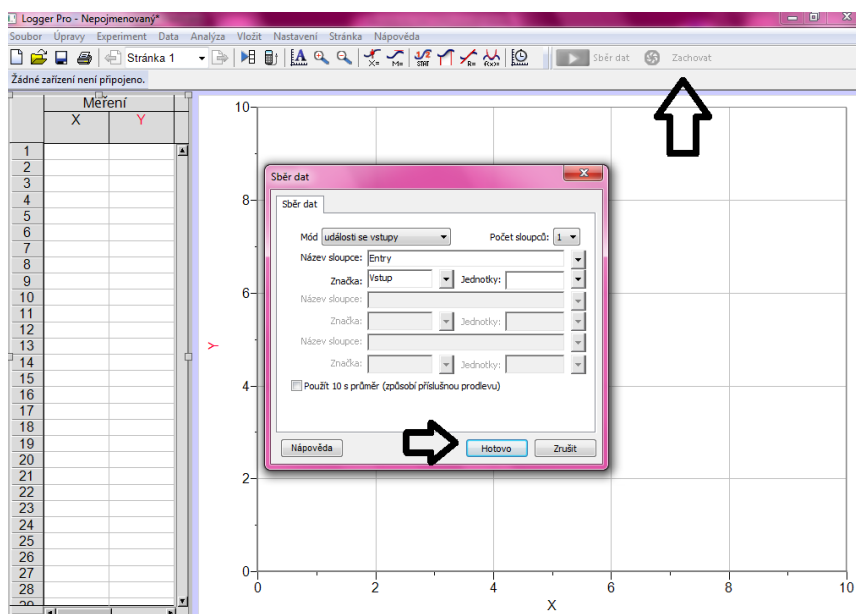
Obsluha Software Logger Pro a Logger Lite se příliš neliší a je velmi snadná. Programy lze nainstalovat v anglickém, ale i v českém jazyce.

Po spuštění daného softwaru se otevře pracovní plocha, v horní části je nástrojová lišta, která slouží především k úpravám naměřených hodnot. Po levé straně se nachází tabulka, do níž se automaticky ukládají naměřené hodnoty. Největší plochu zaujímá okno grafu, který se během měření vykresluje. Stiskem tlačítka *Data* a volbou *Nastavení sloupce* se dá změnit, jaké hodnoty se na jednotlivých osách budou zobrazovat. Důležité je tlačítko *Sběr dat* v pravé části horní nástrojové lišty. Jakmile je vše na měření připraveno, stisknutím tohoto tlačítka se zahájí vlastní měření.



Obr. 5 Pracovní plocha softwaru Logger Pro (zpracováno softwarem Logger Pro)

Pokud se provádí měření, při kterém se jedna z proměnných zadává ručně, stiskne se tlačítko *Experiment*, zvolí se zde *Sběr dat a Události se vstupy*. Zde se nastaví parametry ručně zadávané proměnné a potvrdí se stisknutím *Hotovo*. Poté se vedle volby *Sběr dat* vpravo nahoře objeví ještě tlačítko *Zachovat*. Toto tlačítko se používá pro uložení jednotlivých naměřených hodnot. Při stisku tohoto tlačítka se otevře okno, do něhož lze zadat například název či hodnotu měřené veličiny. Situace je zachycena na obr. 6.



Obr. 6 Měření v režimu události se vstupy (zpracováno softwarem Logger Pro)

3.2 Praktické úlohy

3.2.1 Závislost pH na koncentraci

Úkol: Změřte a zaznamenejte hodnoty pH pro různé koncentrace kyseliny chlorovodíkové, kyseliny octové a hydroxidu sodného, zpracujte a vyhodnoťte graficky. Určete souvislost mezi hodnotou pH a koncentrací daného roztoku.

Princip: Jak jsem již uvedla v teoretické části v kap. 2.7, přítomnost iontů H_3O^+ a OH^- ovlivňuje kyselost a zásaditost daného roztoku. Sørensen zavedl vodíkový exponent pH, který je definovaný vztahem

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+},$$

kde $a_{\text{H}_3\text{O}^+}$ je aktivita oxoniového kationtu. Za určitých podmínek, které jsou diskutovány v kap. 2.4, lze aktivitu nahradit koncentrací a pH lze potom vyjádřit ve tvaru

$$\text{pH} = -\log c_{\text{H}_3\text{O}^+}.$$

Cílem této úlohy je naučit se měřit pH roztoků pH-metrem Vernier a ověřit platnost závislosti hodnoty pH na koncentraci roztoku.

Chemikálie: kyselina chlorovodíková HCl ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina octová CH_3COOH ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), hydroxid sodný NaOH ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), tlumivé roztoky ftalan ($\text{pH} = 4,008$) a tetraboritan ($\text{pH} = 9,180$), destilovaná voda.

Pomůcky: 18 odměrných baněk ($0,1 \text{ dm}^3$), pipeta ($0,01 \text{ dm}^3$), 18 zkumavek, stojan na zkumavky, stříčka, pH senzor Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry.

Postup: Postupným ředěním ze zásobních roztoků o koncentraci 1 mol dm^{-3} se připraví roztoky HCl , CH_3COOH a NaOH o různých koncentracích, které jsou uvedeny v následující tabulce.

Tabulka 4 Koncentrace HCl , CH_3COOH a NaOH k úloze 3.2.1

Koncentrace [mol dm^{-3}]	0,001	0,005	0,01	0,05	0,1	0,5

Výpočty: Pro tento úkol je nutné spočítat, jaké množství zásobního roztoku je potřeba na přípravu výše uvedených roztoků. Nejefektivněji se tyto roztoky připraví následovně: Vypočte se množství zásobního roztoku, které se bude potřebovat na přípravu roztoků o

koncentracích $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ a $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$. To se vypočte ze vztahu: $c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$,

respektive: $V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1}$ kde:

c_1 je koncentrace zásobního roztoku,

V_1 je hledaný objem zásobního roztoku,

c_2 je koncentrace výsledného roztoku a

V_2 je objem výsledného roztoku.

Například:

$$c_1 = 1 \text{ mol.dm}^{-3}$$

$$V_1 = ?$$

$$c_2 = 0,1 \text{ mol.dm}^{-3}$$

$$\underline{V_2 = 100 \text{ cm}^3 = 0,1 \text{ dm}^3}$$

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0,1 \cdot 0,1}{1}$$

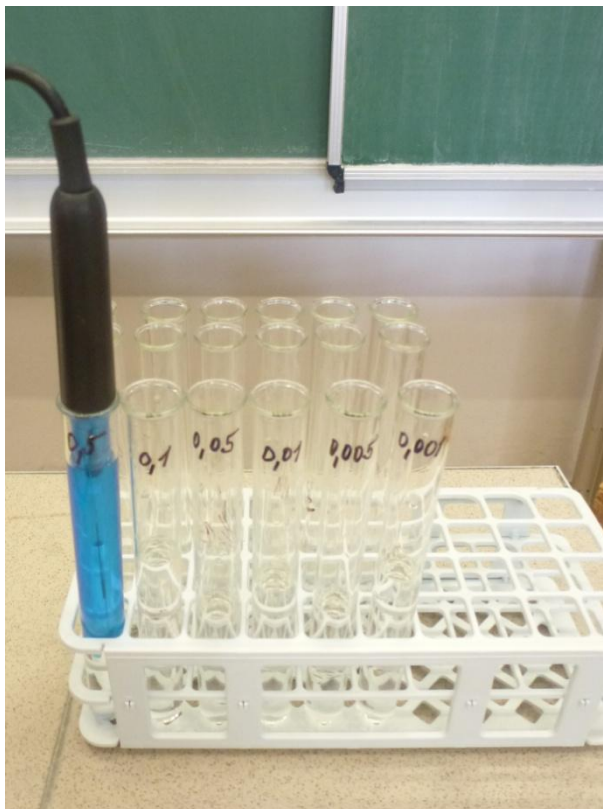
$$\underline{V_1 = 0,01 \text{ dm}^3 = 10 \text{ cm}^3}$$

Na přípravu $0,1 \text{ dm}^3$ (100 cm^3) roztoku o koncentraci $0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ se ze zásobního roztoku o koncentraci 1 mol dm^{-3} odpipetuje $0,01 \text{ dm}^3$ (10 cm^3).

Vypočtené množství zásobního roztoku se odpipetuje do odměrné baňky a doplní po rysku destilovanou vodou. Pro přípravu $0,1 \text{ dm}^3$ roztoku o koncentraci $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ se ze zásobního roztoku o koncentraci 1 mol dm^{-3} odpipetuje $0,05 \text{ dm}^3$. Z roztoků o koncentracích $0,1$ a $0,5 \text{ mol dm}^{-3}$ se opakovaným desetinásobným ředěním postupně připraví roztoky zbývajících koncentrací, které jsou uvedeny v tabulce 4.

K notebooku se přes rozhraní Go!Link připojí pH-metr a provede se jeho kalibrace (viz kap. 3.1.2). V programu Logger Pro (Logger Lite) se nastaví sběr dat v módu Události se vstupy (viz kap. 3.1.3). Poté lze přistoupit k vlastnímu měření. Nejprve se změří pH kyseliny chlorovodíkové, poté kyseliny octové a nakonec hydroxidu sodného. Předem označené zkumavky se plní roztokem zhruba do třetiny až do poloviny tak, aby po vložení pH metru bylo celé čidlo ponořené, ale roztok nevytekl ven. Poté se začne měřit vzestupně od nejnižší koncentrace ($0,001 \text{ mol dm}^{-3}$) po nejvyšší koncentraci ($0,5 \text{ mol dm}^{-3}$). K měření se použije tlačítko *Sběr dat* v pravé části horní nástrojové lišty. Vždy je nutné počkat, dokud se hodnota pH neustálí, poté se stiskne tlačítko *Zachovat*. Po každém měření se musí čidlo omýt destilovanou vodou a osušit filtračním

papírem, aby měření bylo co možná nejpřesnější a nedocházelo k znečištění následujícího vzorku.



Obr. 7 **Měření pH roztoků o různých koncentracích**

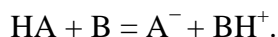
3.2.2 Acidobazické titrace

Úkol: 1. Titrace kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným.

2. Titrace kyseliny octové hydroxidem sodným.

Princip: Titrace je metoda odměrné analýzy, při níž lze na základě spotřeby titračního činidla o známé koncentraci určit koncentraci titrované látky. Acidobazická titrace je založena na reakci kyseliny se zásadou, při níž dochází k výměně protonů. Kyseliny jsou donory protonů a zásady akceptory protonů. V případě titrace hydroxidu kyselinou o známé koncentraci se jedná o acidimetrii, při alkalimetrii se stanovuje koncentrace kyseliny titrací hydroxidem o známé koncentraci.⁵

Při acidobazické titraci probíhá v roztoku reakce, kterou je možné symbolicky zapsat takto:



Reakce mezi kyselinou a zásadou se obecně nazývá neutralizace, výsledným produktem této reakce je příslušná sůl dané kyseliny a voda. Neutralizační reakce lze rozdělit takto:

- reakce silné kyseliny se silnou zásadou
- reakce silné kyseliny se slabou zásadou
- reakce slabé kyseliny se silnou zásadou
- reakce slabé kyseliny se slabou zásadou

Cílem titrace je zjistit objem titračního činidla potřebného ke zreagování veškeré titrované látky a tím dosáhnout bodu ekvivalence. Jednou z metod určení bodu ekvivalence je změna barvy vhodného acidobazického indikátoru. Příklady acidobazických indikátorů jsou uvedeny v tabulce 5.

Tabulka 5 Barvy vybraných acidobazických indikátorů⁵

Indikátory	Barva		pH, při kterém dochází k barevnému přechodu
	Kyselá forma	Zásaditá forma	
thymolová modř	červená	žlutá	1,2-2,8
methylovanž	červená	žlutá	3,1-4,4
bromkresolová zeleň	žlutá	modrá	3,8-5,4
methylčerveň	červená	žlutá	4,2-6,3
bromthymolová modř	žlutá	modrá	6,0-7,6
fenolová červeň	žlutá	červená	6,8-8,4
fenolftalein	bezbarvá	fialová	8,3-10,0

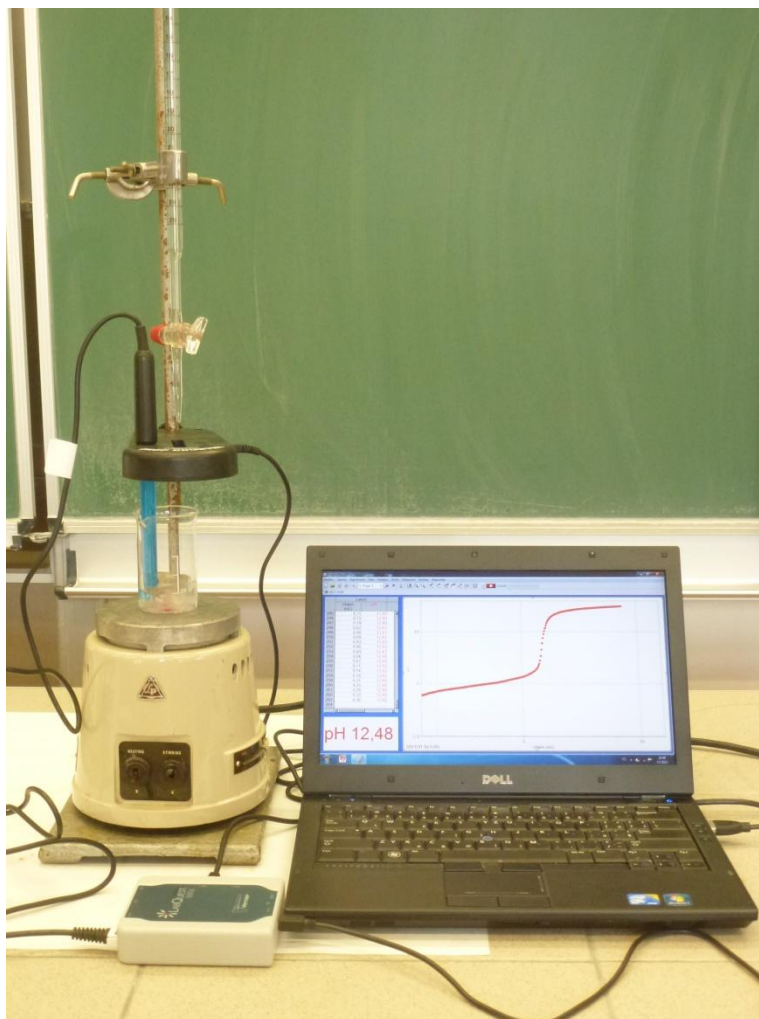
Další možností, jak určit bod ekvivalence při acidobazické titraci, je sledování hodnoty pH během titrace. Grafickým znázorněním závislosti pH titrovaného roztoku na objemu titračního činidla je titrační křivka. Bod ekvivalence odpovídá inflexnímu bodu této křivky. V této úloze jsem využila právě tento způsob určení bodu ekvivalence a pH jsem měřila pH-metrem Vernier.

Chemikálie: vzorky roztoků kyseliny chlorovodíkové HCl a kyseliny octové CH₃COOH, hydroxid sodný NaOH (c = 0,1 mol dm⁻³), tlumivé roztoky ftalan (pH = 4,008) a tetraboritan (pH = 9,180), destilovaná voda.

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 ml), elektromagnetická míchačka, míchadlo, byreta (25 ml), byretová nálevka.

Postup: Před začátkem měření je třeba sestavit aparaturu, kterou zachycuje obr. 8. Do stojanu se upevní čítač kapek a nad něj byreta tak, aby kapky z byrety procházely štěrbinou v čítači kapek. Čítač se připojí přes rozhraní LabQuest Mini a digitální vstup k notebooku a provede se jeho kalibrace, postup je uveden v kap. 3.1.2. Poté se do otvoru v čítači kapek zasune pH-metr, připojí se k notebooku také přes rozhraní LabQuest Mini ale tentokrát přes analogový vstup a provede se také jeho kalibrace (viz kap. 3.1.2). Byreta se naplní hydroxidem sodným. Pod čítač kapek se umístí ještě elektromagnetická míchačka a na ni kádinka se vzorkem kyseliny. Poté může začít vlastní měření.

Zapne se elektromagnetická míchačka tak, aby se vzorek v kádince intenzivně míchal, ale nevystříkoval ven. V programu Logger Pro (Logger Lite) se spustí sběr dat. Nyní se nastaví byreta tak, aby z ní hydroxid pomalu odkapával. Kapání by mělo být relativně pomalé, aby senzor stačil změřit pH. Software zaznamenává současně dva údaje: objem titračního činidla a pH titrovaného roztoku. Na ploše se zobrazuje grafická závislost pH na objemu přidaného hydroxidu. Zpočátku se hodnota pH mění jen pozvolně, v blízkosti bodu ekvivalence dojde k prudké změně hodnoty pH. Titrace se ukončí, když se pH již výrazně nemění.



Obr.8 **Aparatura pro acidobazickou titraci**

3.2.3 Hydrolýza solí

Úkol: Změřte pH u vybraných roztoků solí.

Princip: Obecně platí, že vodné roztoky solí podléhají elektrolytické disociaci, jsou to silné elektrolyty. To znamená, že se zde uvolňují oxoniové kationty a hydroxylové anionty, které ovlivňují hodnotu pH. Vodný roztok soli silné kyseliny a slabé zásady je kyselý, oproti tomu roztok soli slabé kyseliny a silné zásady je zásaditý. Vodné roztoky solí silných kyselin a silných zásad jsou neutrální. Kyselost či zásaditost roztoku solí slabých kyselin a slabých zásad závisí na disociačních konstantách příslušné kyseliny a zásady.⁵

Pokud jsou soli odvozené od slabých kyselin nebo slabých zásad, reagují jejich ionty při rozpouštění s molekulami vody. Tedy odebírají nebo poskytují ionty H^+ a tím ovlivňují hodnotu pH.

Chemikálie: chlorid sodný NaCl, chlorid amonný NH₄Cl, uhličitan sodný Na₂CO₃, hydrogenuhličitan sodný NaHCO₃, octan sodný CH₃COONa, siřičitan sodný Na₂SO₃, chlorid draselný KCl, destilovaná voda.

Pomůcky: 7 odměrných baněk (0,1 dm³), 9 zkumavek, stojan na zkumavky, stříčka, pH metr Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, lihový fix, filtrační papíry, vážicí lodička, váhy, laboratorní lžička.

Postup: Do čistých odměrných baněk se připraví vodné roztoky vybraných solí. Molární hmotnosti a navážky jednotlivých solí na přípravu 0,1 dm³ vodných roztoků o koncentraci 0,1 mol dm⁻³ jsou uvedeny v tabulce 6.

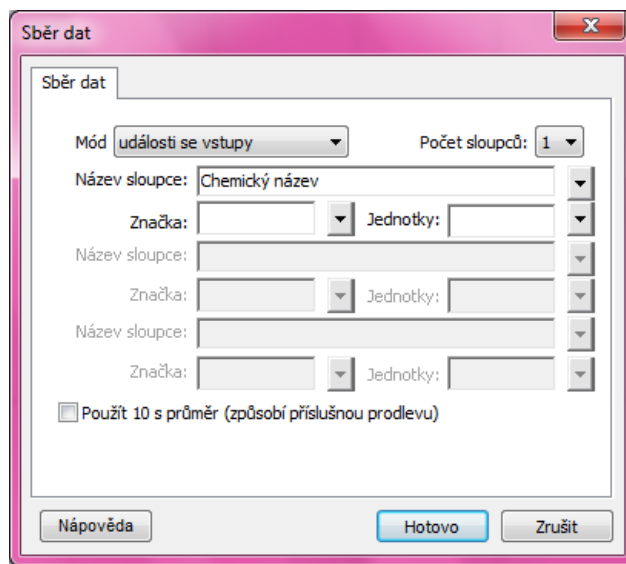
Tabulka 6 **Molární hmotnost a navážka vybraných solí** (0,1 dm³ roztoku o koncentraci 0,1 mol dm⁻³)

Sůl	M [g mol ⁻¹]	m [g]
NH ₄ Cl	53,49	0,5349
Na ₂ CO ₃	105,99	1,0599
NaHCO ₃	84	0,8400
CH ₃ COONa	82,03	0,8203
Na ₂ SO ₃	126,04	1,2604
KCl	74,55	0,7455
NaCl	58,44	0,5844

Navážky byly vypočítány ze vztahu $m = c \cdot V \cdot M$, kde m je navážka soli, M její molární hmotnost, c požadovaná koncentrace a V objem připravovaného roztoku.

Přes rozhraní Go!Link se k notebooku připojí pH-metr a nakalibruje se (viz kap. 3.1.2). Do označených zkumavek se odlijí vzorky roztoků solí, zkumavky se plní asi do poloviny až do dvou třetin, aby bylo celé čidlo ponořené, ale roztok nevytékal.

V programu Logger Pro (Logger Lite) se v rozbalovací nabídce *Experiment* zvolí *Sběr dat* a mód *Události se vstupy*. Do okna se doplní název sloupce (viz obr. 9) a pro dokončení nastavení se zvolí volba *Hotovo*.



Obr. 9 **Nastavení ručně zadávané veličiny** (zpracováno softwarem Logger Pro)

Nyní začne vlastní měření. Elektroda se ponoří do roztoku měřené soli, stiskne se tlačítko *Sběr dat*, po ustálení hodnoty tlačítko *Zachovat*. Otevře se okno a do něj se zapíše název soli a stiskne se tlačítko *OK*. Takto se postupuje u všech solí. Mezi jednotlivými měřeními se musí elektroda důkladně opláchnout destilovanou vodou a osušit filtračním papírem, aby nedošlo ke kontaminaci vzorků a chybám při měření. Po změření všech solí se měření ukončí stisknutím tlačítka *Ukončit*.

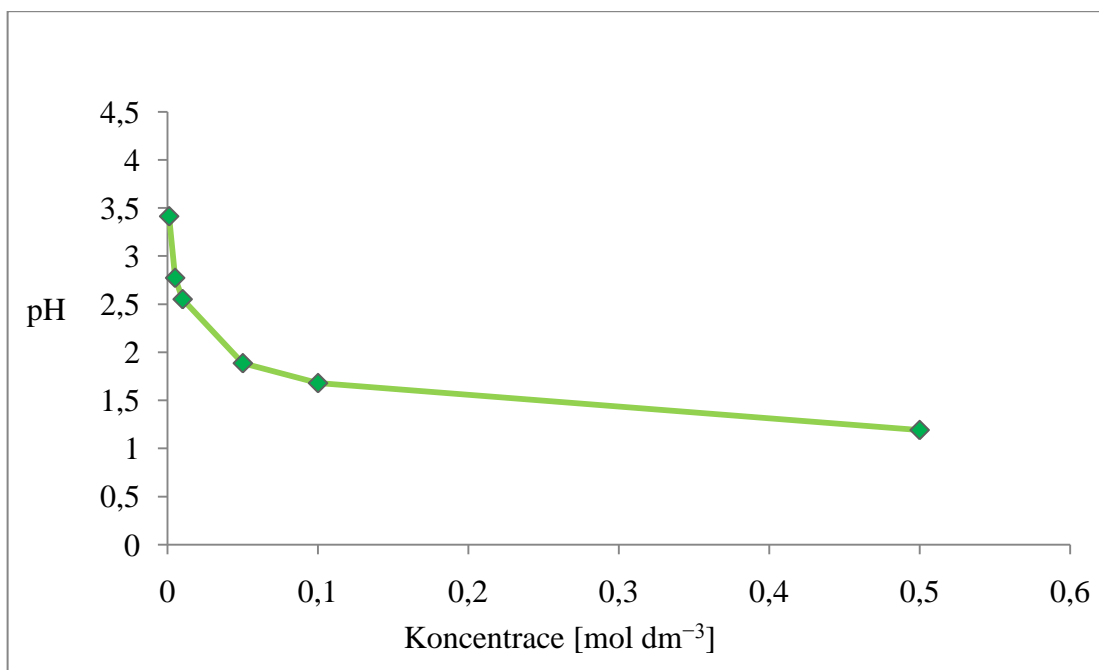
3.3 Výsledky měření

3.3.1 Závislost pH na koncentraci

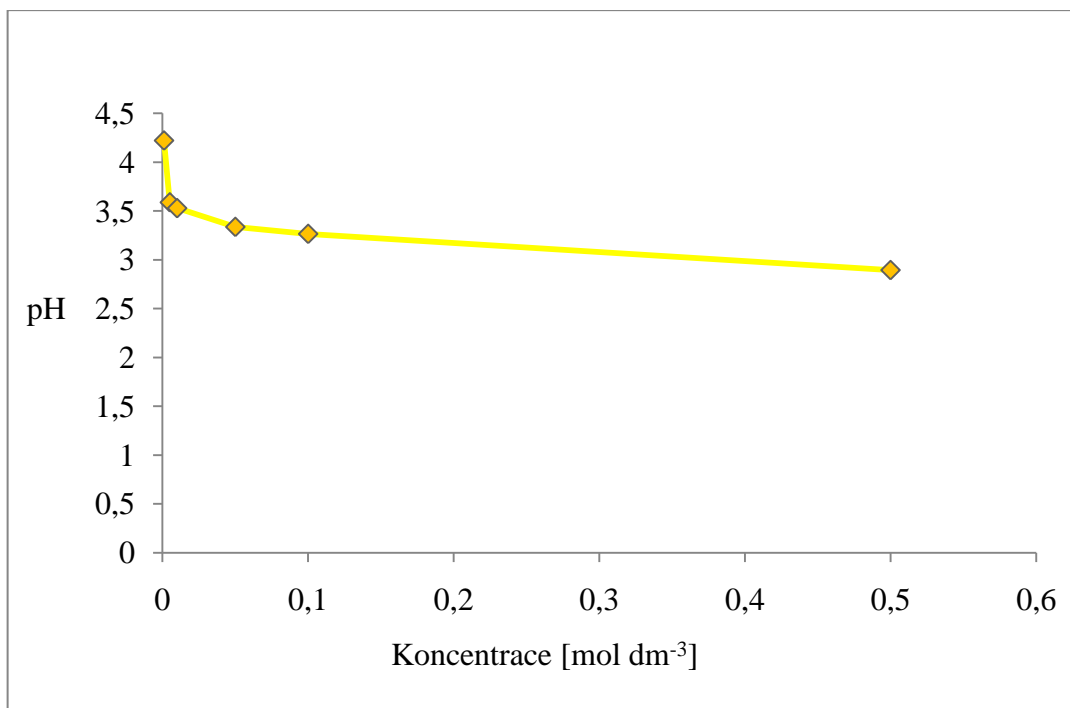
Naměřené hodnoty jsou shrnuty do tabulky 7 a následně graficky zpracovány na obr. 10 – 12.

Tabulka 7 Naměřené pH kyseliny chlorovodíkové, kyseliny octové a hydroxidu sodného o různých koncentracích (zpracováno pomocí MS Excel)

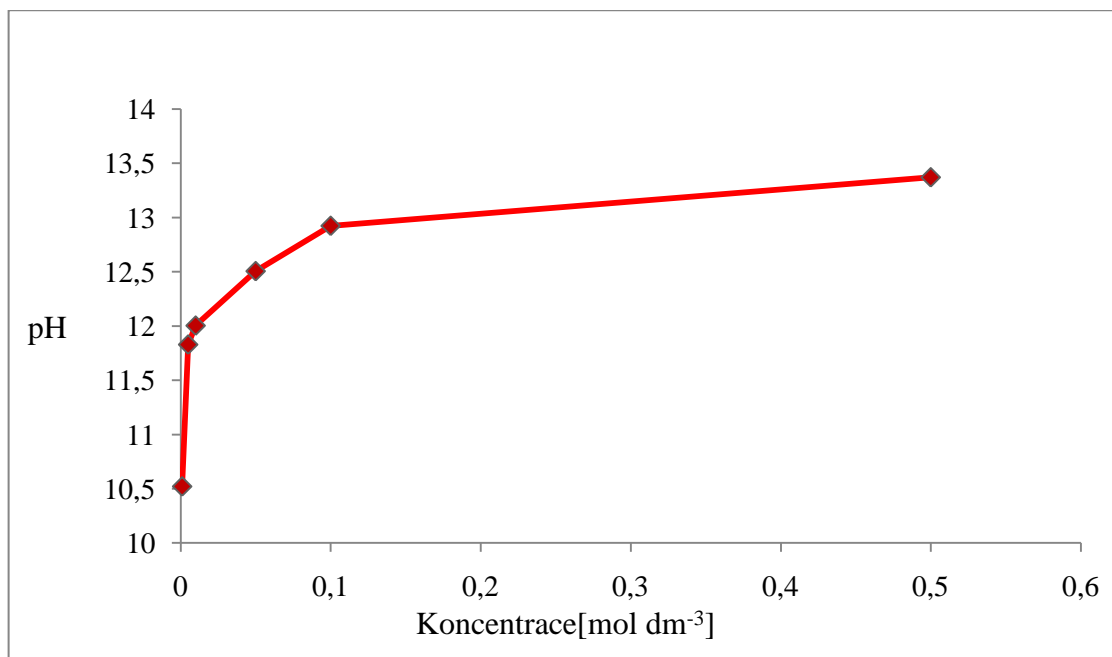
Koncentrace [mol dm ⁻³]	pH kyseliny chlorovodíkové	pH kyseliny octové	pH hydroxidu sodného
0,001	3,413	4,223	10,522
0,005	2,773	3,589	11,829
0,01	2,551	3,529	12,004
0,05	1,886	3,337	12,506
0,1	1,679	3,266	12,923
0,5	1,191	2,894	13,371



Obr. 10 Závislost pH na koncentraci kyseliny chlorovodíkové (zpracováno pomocí MS Excel)



Obr. 11 **Závislost pH na koncentraci kyseliny octové** (zpracováno pomocí MS Excel)



Obr. 12 **Závislost pH na koncentraci hydroxidu sodného** (zpracováno pomocí MS Excel)

3.3.2 Acidobazické titrace

Bod ekvivalence při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové a kyseliny octové hydroxidem sodným jsem určila jako inflexní bod na příslušné titrační křivce. Inflexní bod odpovídá maximu první derivace závislosti pH na objemu titračního činidla. Přímo v programu Logger Pro existuje nástroj pro výpočet této derivace a nalezení jejího maxima. Naměřené hodnoty pH a jim odpovídající spotřeba titračního činidla pro vzorky HCl a CH₃COOH jsou shrnuty do tabulek 10 a 11, vzhledem k velkému počtu bodů jsou zde pouze vybrané hodnoty v blízkosti bodu ekvivalence. Příslušné titrační křivky včetně určení inflexních bodů jsou na obr. 13-28. Koncentrace jednotlivých vzorků vypočtené ze spotřeby NaOH v bodě ekvivalence jsou shrnuty do tabulek 8 a 9.

Tabulka 8 Vypočtené koncentrace kyseliny chlorovodíkové

Vzorek	Koncentrace mol dm ⁻³
A	0,006
B	0,019
C	0,100
D	0,501

Tabulka 9 Vypočtené hodnoty kyseliny octové

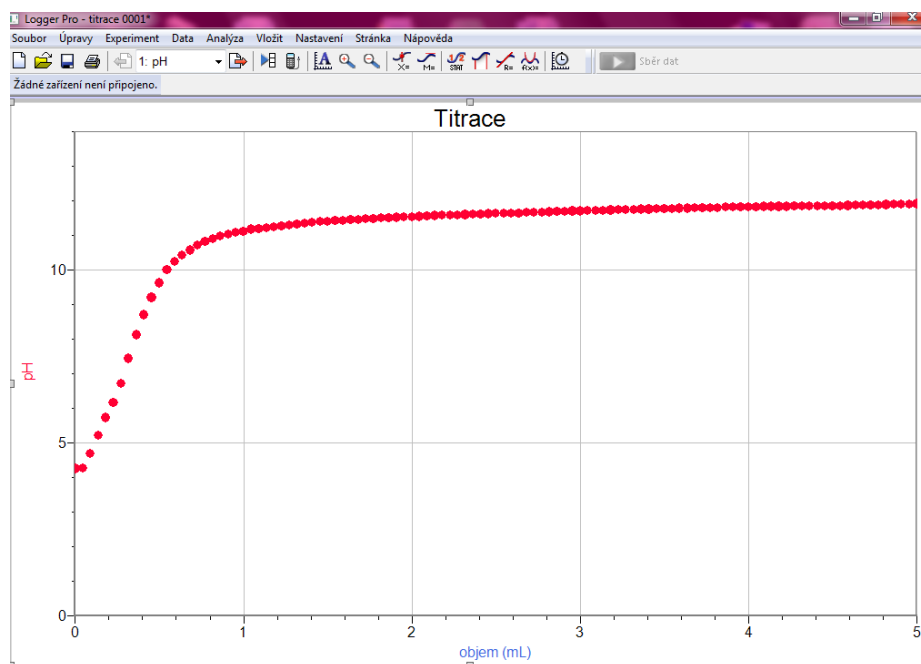
Vzorek	Koncentrace mol dm ⁻³
E	0,009
F	0,018
G	0,103
H	0,477

Kyselina chlorovodíková

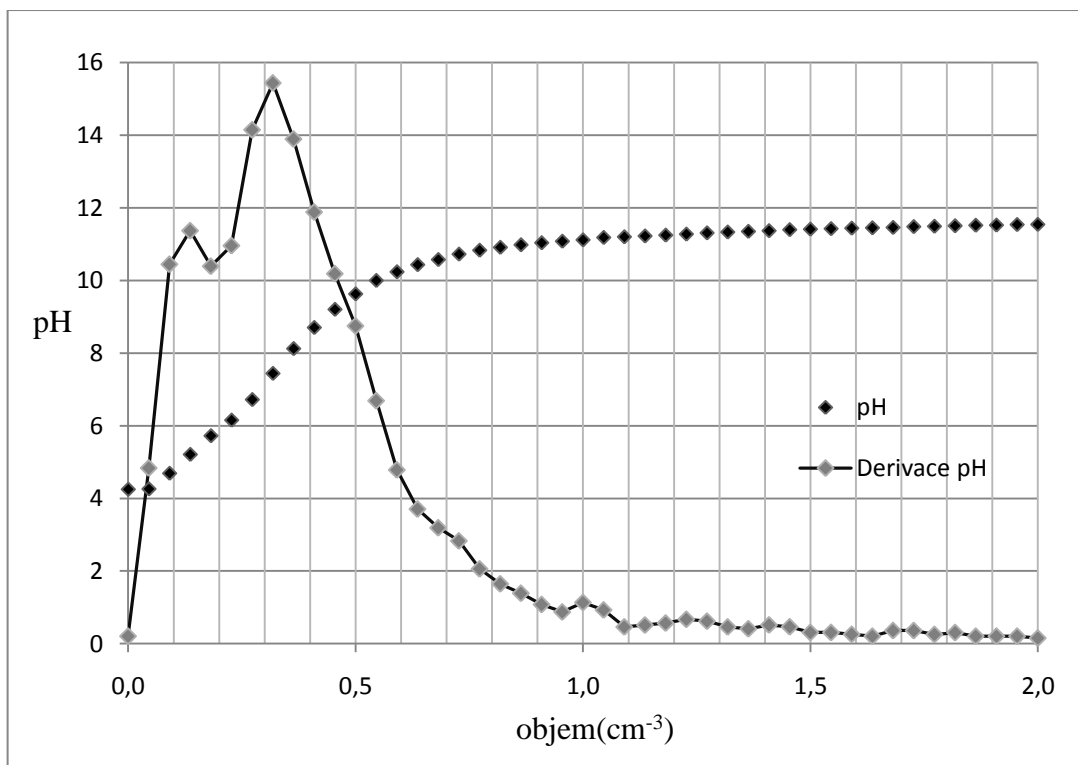
Tabulka 10 Objem NaOH v ml, příslušné pH a jeho derivace v okolí bodu ekvivalence při acidobazické titraci vzorků A, B, C a D

vzorek A			vzorek B			vzorek C			vzorek D		
V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV
0,091	4,688	10,447	0,727	3,827	6,567	4,821	4,937	8,58	24,818	5,905	3,860
0,136	5,208	11,372	0,773	3,847	1,821	4,857	5,231	13,62	24,864	6,073	4,167
0,182	5,722	10,392	0,818	3,993	7,669	4,893	5,909	14,666	24,909	6,284	4,373
0,227	6,153	10,959	0,864	4,544	21,248	4,929	6,279	10,872	24,955	6,471	4,734
0,273	6,719	14,149	0,909	5,924	30,576	4,964	6,686	17,422	25,000	6,714	5,507
0,318	7,439	15,438	0,955	7,324	30,901	5	7,523	17,943	25,045	6,971	5,559
0,364	8,122	13,895	1	8,734	30,573	5,036	7,968	16,7	25,091	7,219	5,194
0,409	8,702	11,884	1,045	10,104	20,035	5,071	8,716	14,67	25,136	7,444	4,888
0,455	9,202	10,186	1,091	10,555	5,243	5,107	9,015	7,924	25,182	7,664	4,888

Vzorek A

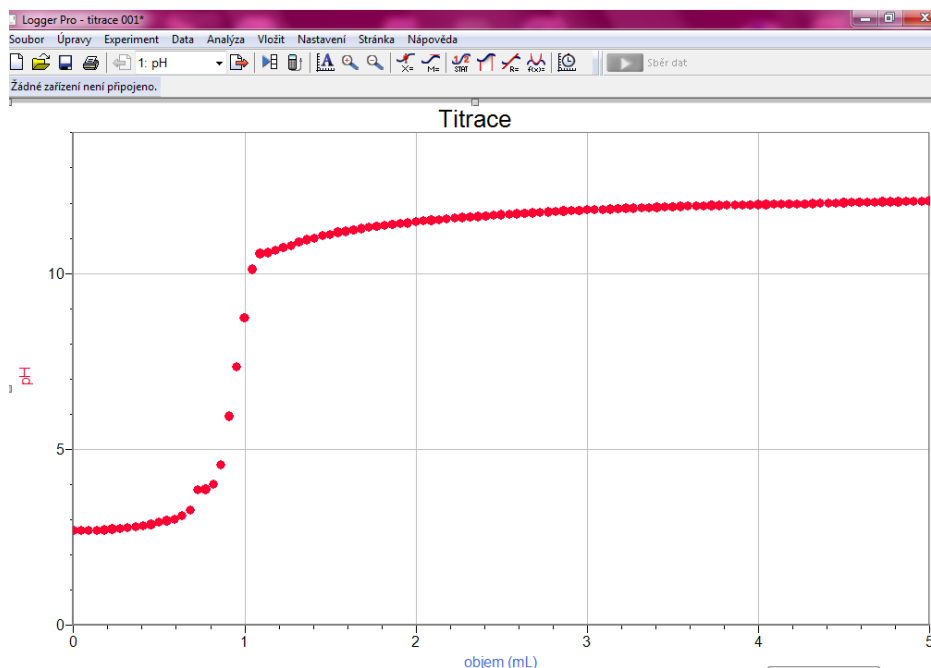


Obr. 13 **Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové - vzorek A – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$** (zpracováno softwarem Logger Pro)

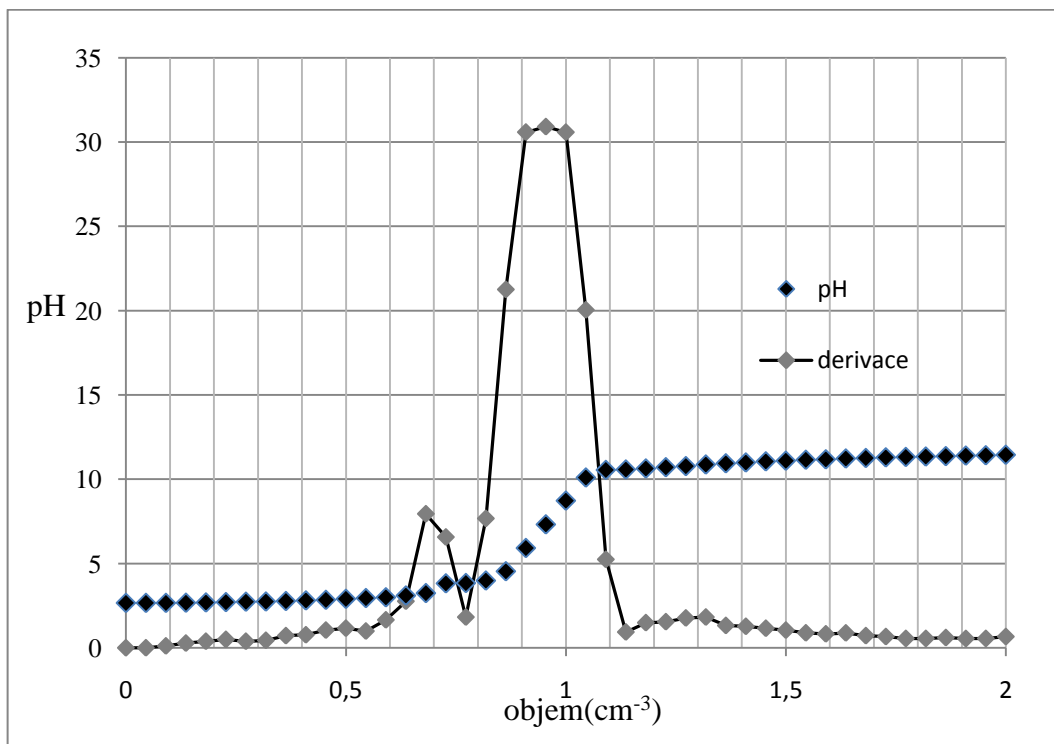


Obr. 14 **Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek A** (zpracováno pomocí MS Excel)

Vzorek B

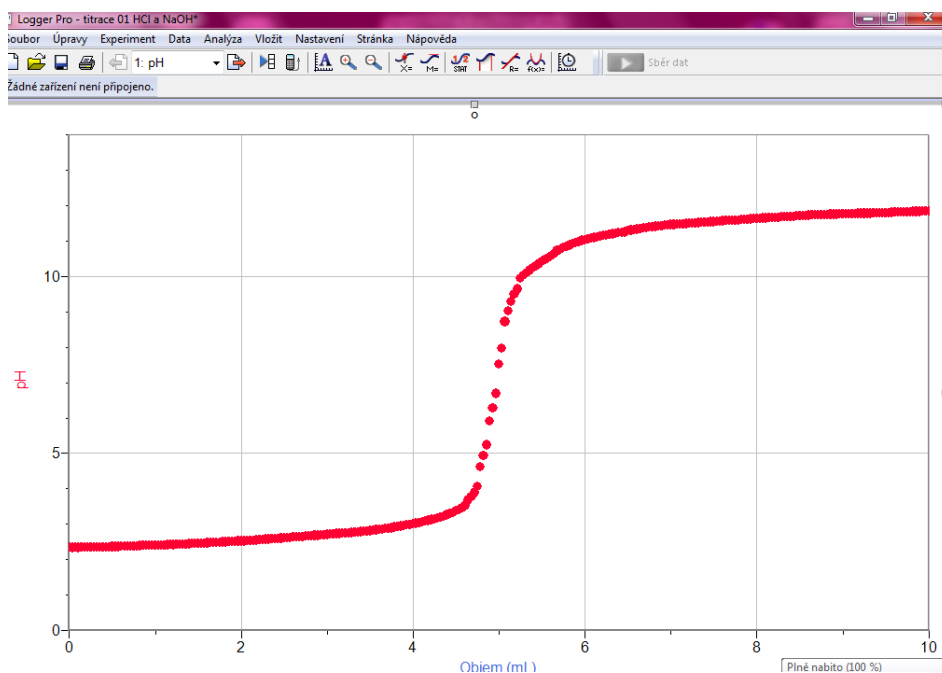


Obr. 15 **Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové - vzorek B – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$** (zpracováno softwarem Logger Pro)

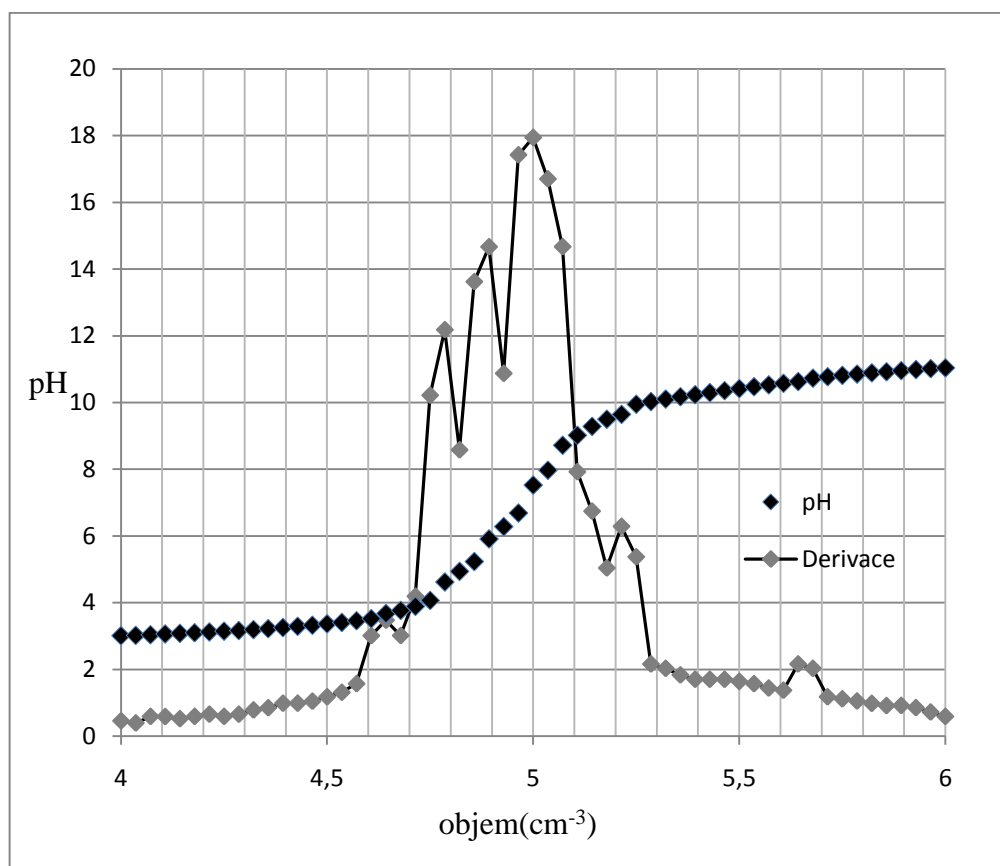


Obr. 16 **Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek B** (zpracováno pomocí MS Excel)

Vzorek C

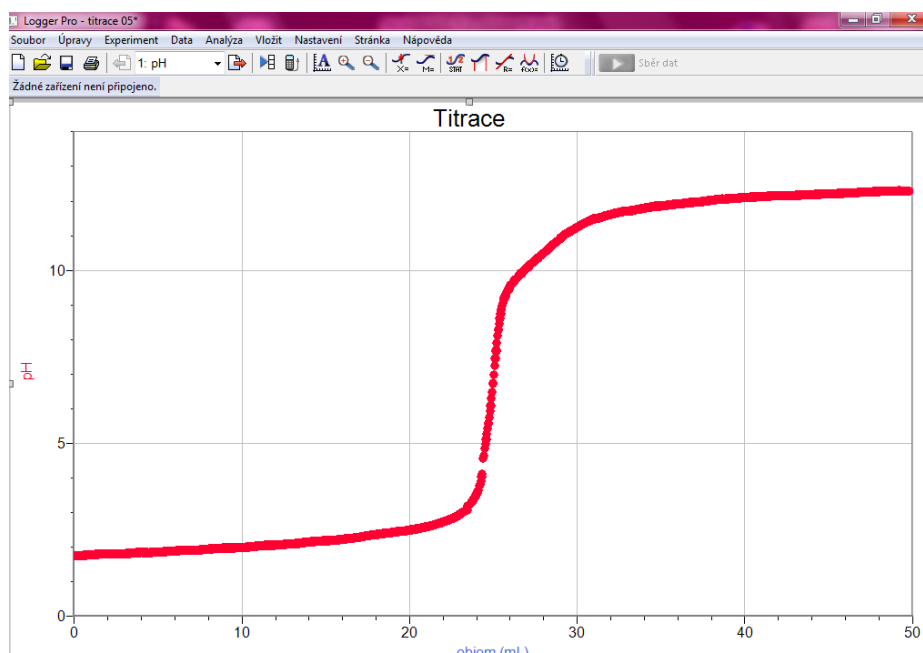


Obr. 17 **Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové - vzorek C – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)**

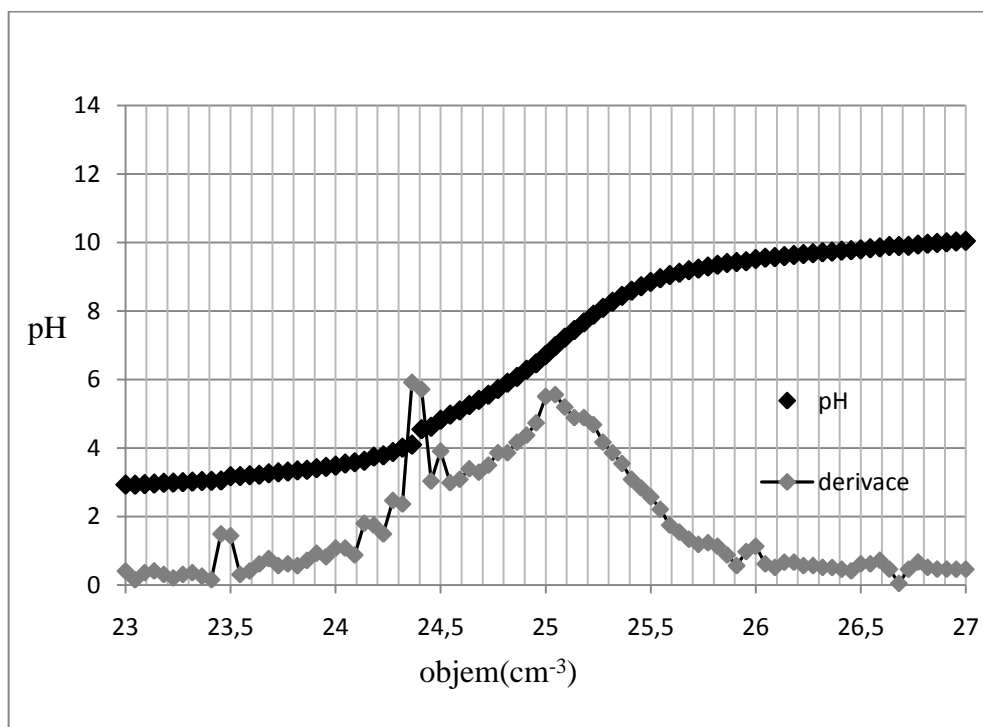


Obr. 18 **Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek C (zpracováno pomocí MS Excel)**

Vzorek D



Obr. 19 Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové - vzorek D – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)



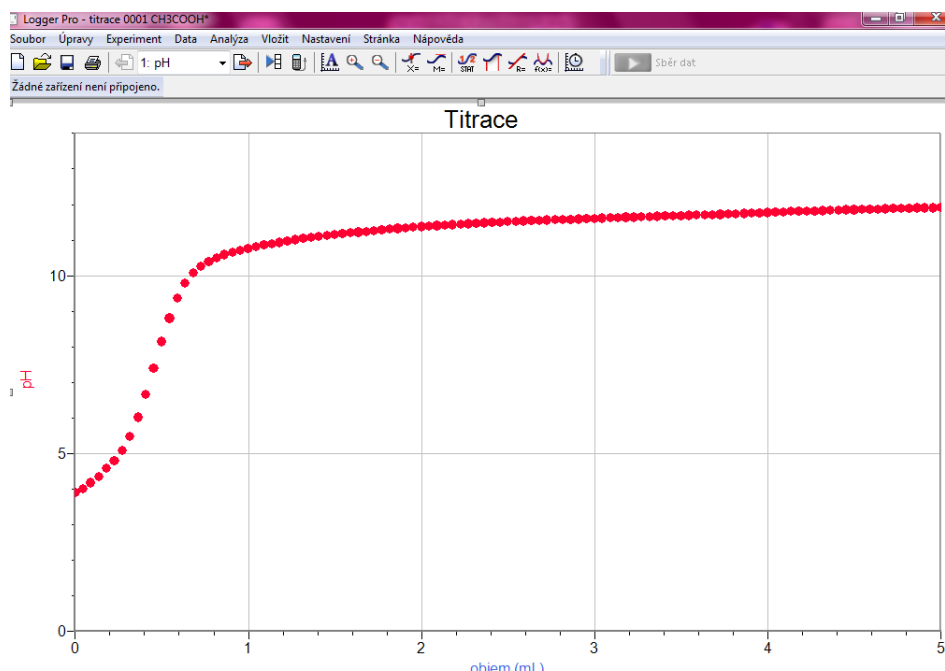
Obr. 20 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek D (zpracováno pomocí MS Excel)

Kyselina octová

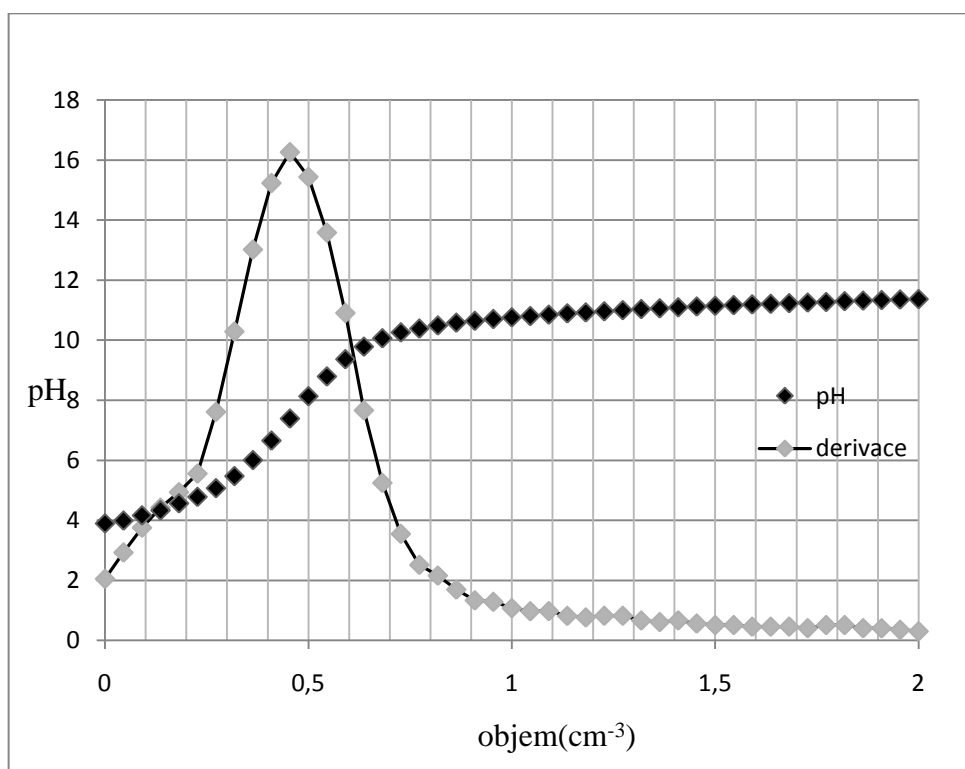
Tabulka 11 Objem NaOH v ml, příslušné pH a jeho derivace v okolí bodu ekvivalence při acidobazické titraci vzorků E, F, G a H

vzorek E			vzorek F			vzorek G			vzorek H		
V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV	V (NaOH) [cm ³]	pH	dpH/dV
0,318	5,47	10,289	0,773	6,765	9,519	5	7,528	4,888	23,727	7,49	1,953
0,364	6,003	13,018	0,818	7,214	9,313	5,045	7,762	5,249	23,773	7,584	1,956
0,409	6,653	15,232	0,864	7,612	9,21	5,091	8,005	5,765	23,818	7,668	2,162
0,455	7,388	16,26	0,909	8,052	9,467	5,136	8,286	6,019	23,864	7,78	2,468
0,5	8,131	15,435	0,955	8,473	8,749	5,182	8,552	5,865	23,909	7,893	2,42
0,545	8,791	13,582	1	8,847	7,618	5,227	8,819	5,607	23,955	8	2,265
0,591	9,366	10,908	1,045	9,165	7,047	5,273	9,062	5,043	24	8,099	2,262
0,636	9,782	7,666	1,091	9,488	6,532	5,318	9,277	4,579	24,045	8,206	2,417
0,682	10,063	5,249	1,136	9,759	5,198	5,364	9,478	4,785	24,091	8,318	2,368

Vzorek E

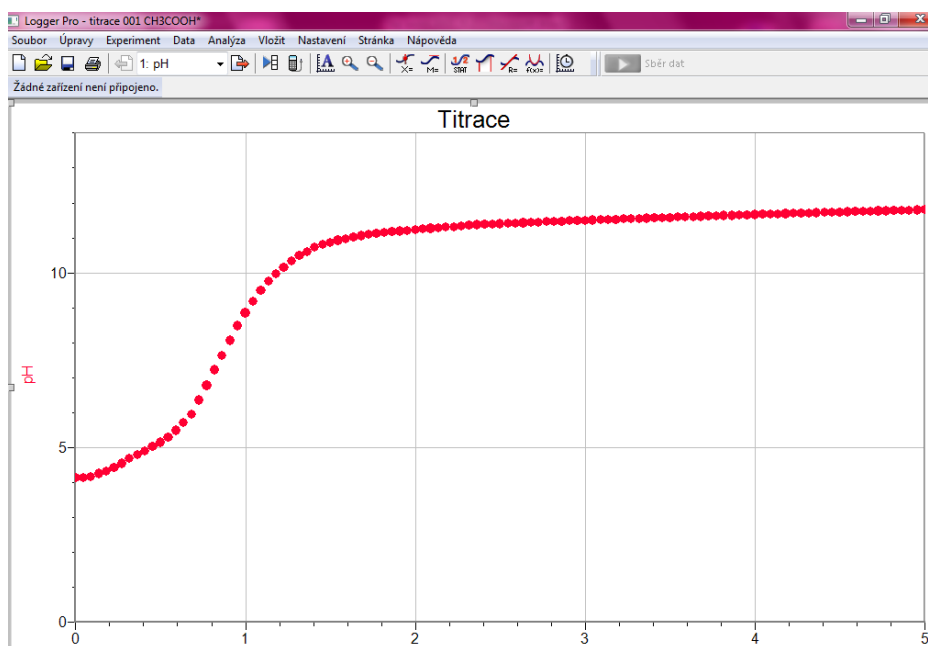


Obr. 21 Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové - vzorek E – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)

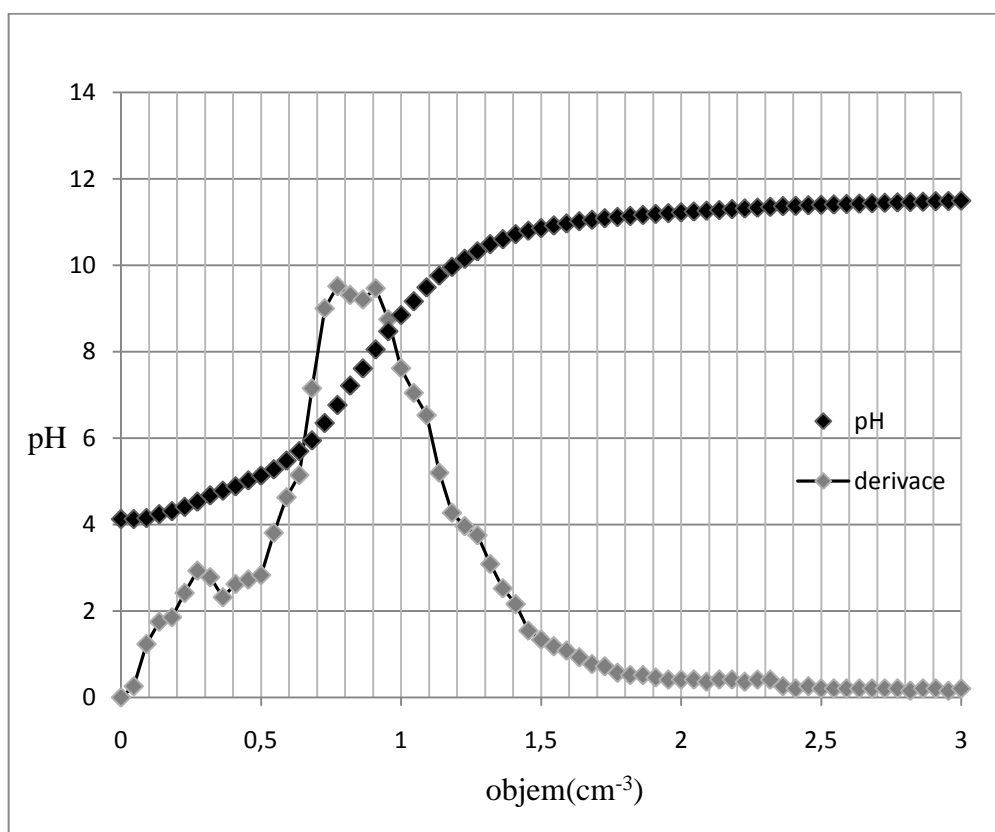


Obr. 22 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny octové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek E (zpracováno pomocí MS Excel)

Vzorek F

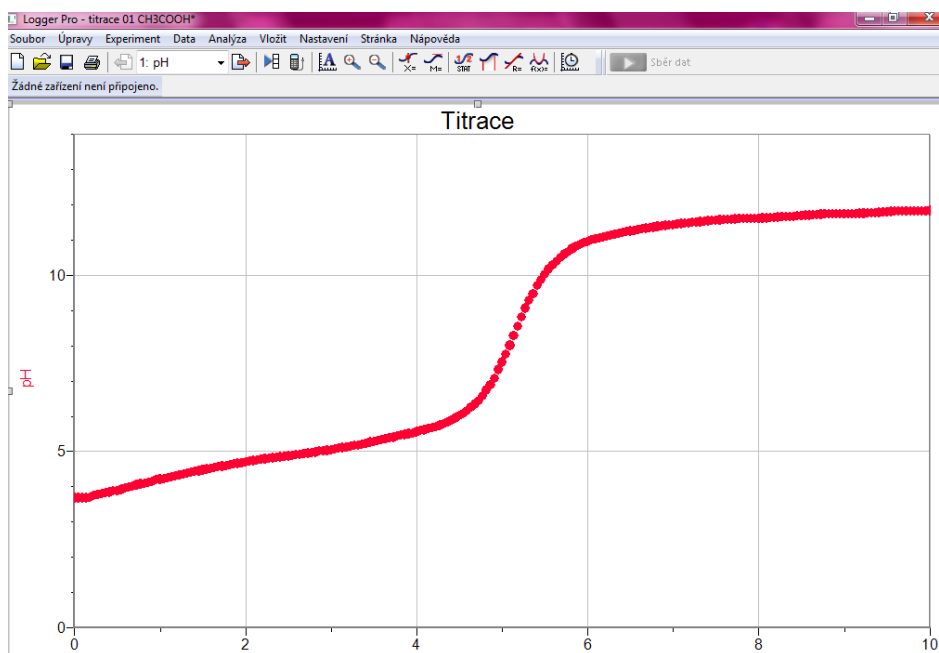


Obr. 23 Titrační křivka kyseliny octové - vzorek F – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)

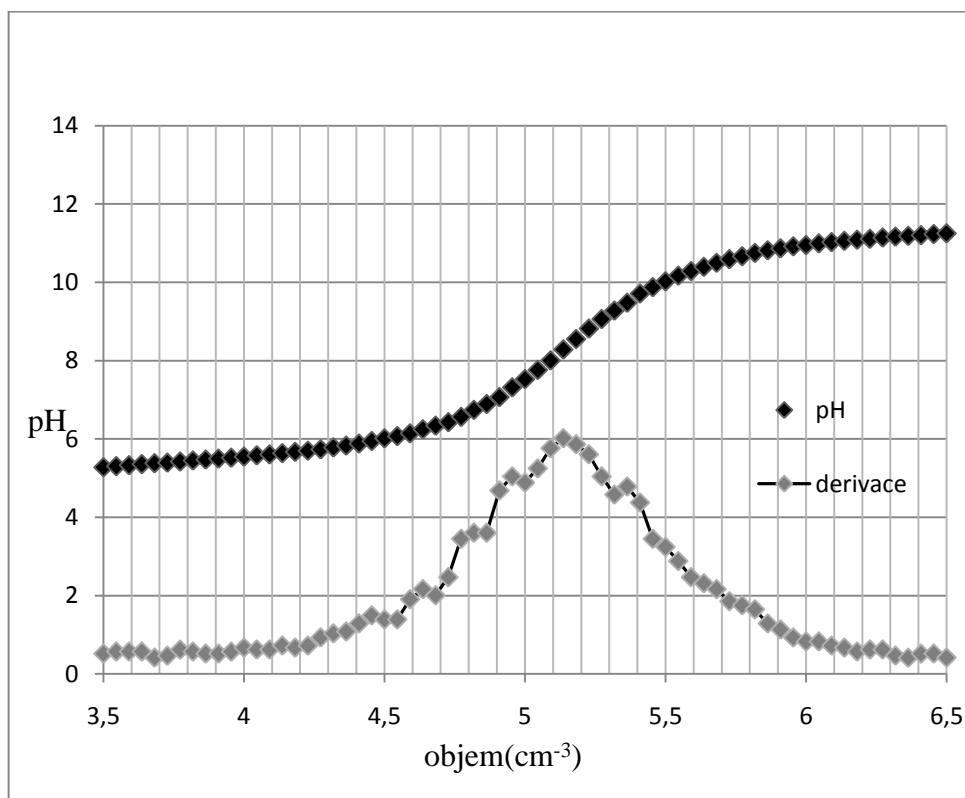


Obr. 24 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny octové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek F (zpracováno pomocí MS Excel)

Vzorek G

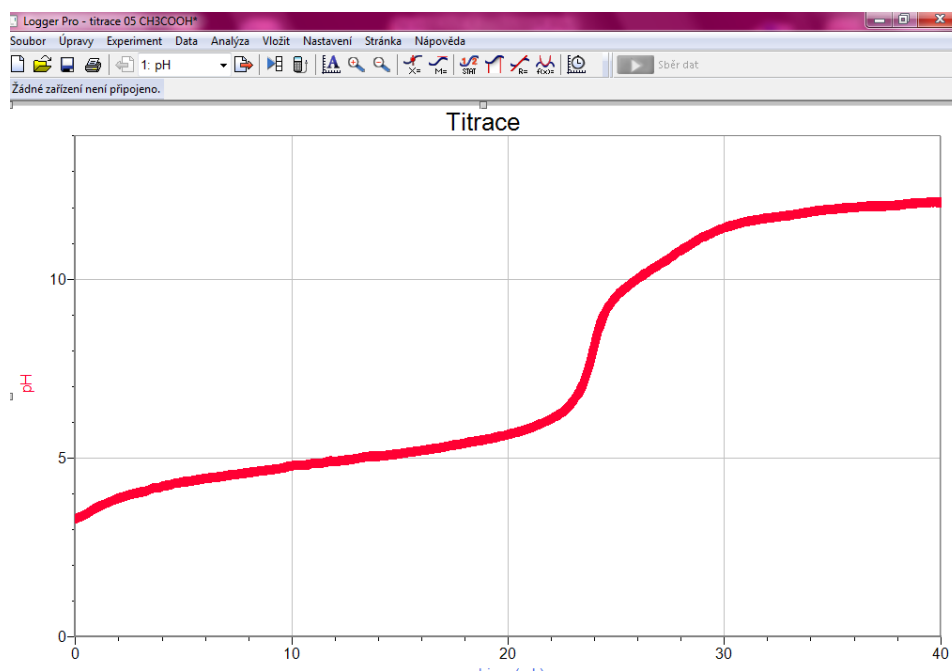


Obr. 25 Titrační křivka kyseliny octové - vzorek G – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)

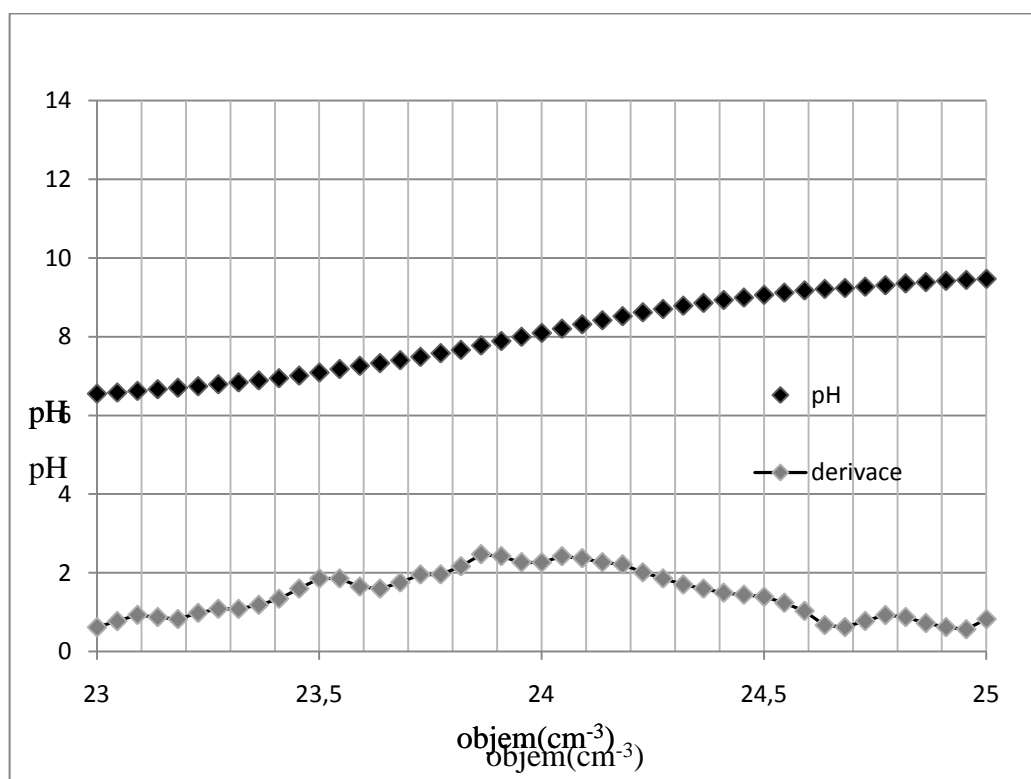


Obr. 26 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny octové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek G (zpracováno pomocí MS Excel)

Vzorek H



Obr. 27 Titrační křivka kyseliny octové - vzorek H – titrační činidlo NaOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno softwarem Logger Pro)



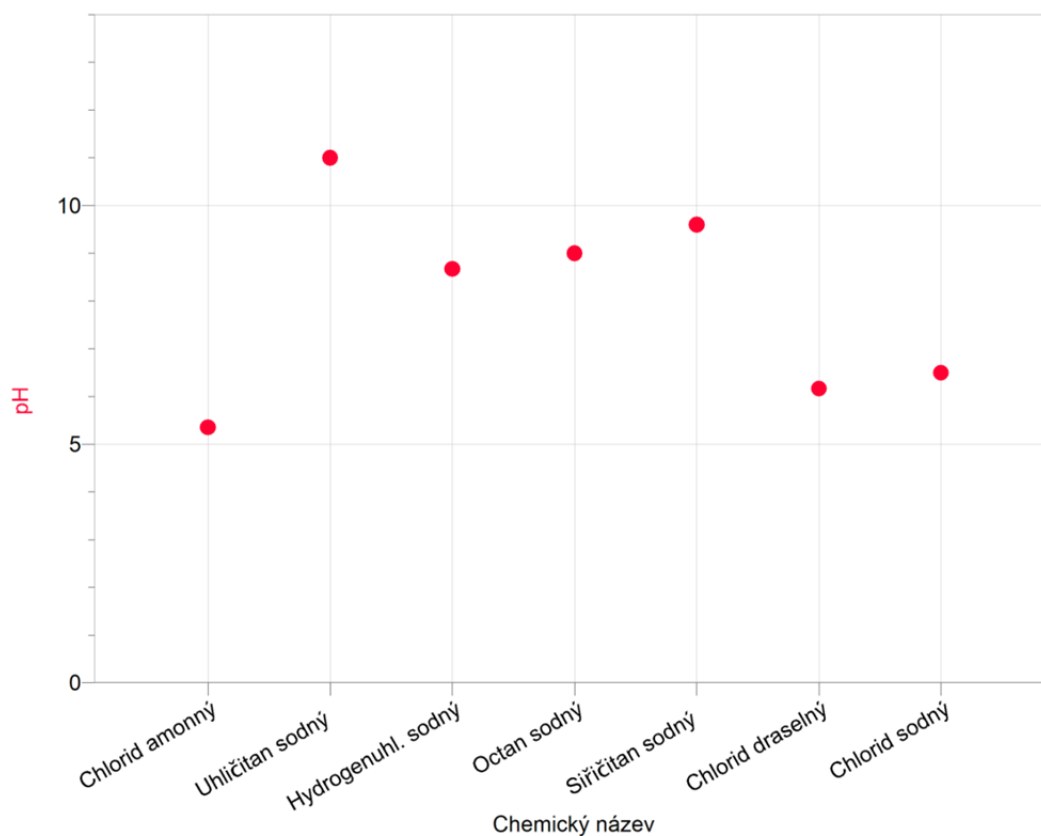
Obr. 28 Závislost pH na objemu titračního činidla při acidobazické titraci kyseliny octové hydroxidem sodným o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a její první derivace – vzorek H (zpracováno pomocí MS Excel)

3.3.3 Hydrolýza solí

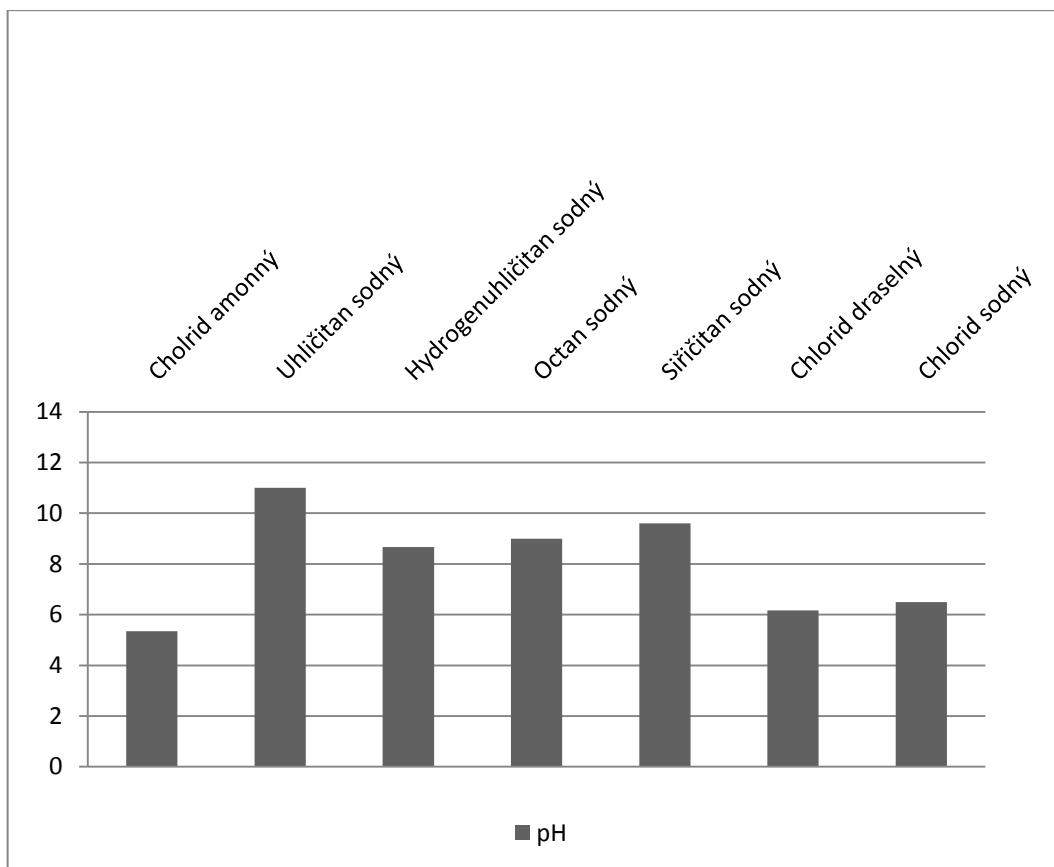
Naměřené hodnoty pH roztoků vybraných solí jsou uvedeny v tabulce 10 a graficky znázorněny na obr. 29 a 30.

Tabulka 12 **pH měřených solí**

Název soli	Vzorec	pH
Chlorid amonný	NH_4Cl	5,348
Uhličitan sodný	Na_2CO_3	11,000
Hydrogenuhličitan sodný	NaHCO_3	8,667
Octan sodný	CH_3COONa	8,997
Siřičitan sodný	Na_2SO_3	9,597
Chlorid draselný	KCl	6,161
Chlorid sodný	NaCl	6,495



Obr. 29 **Naměřené pH vybraných solí (zpracováno softwarem Logger Pro)**



Obr. 30 Naměřené pH vybraných solí (zpracováno pomocí MS Excel)

3.4 Diskuse výsledků

3.4.1 Závislost pH na koncentraci

Výsledky měření byly shrnuty v kapitole 3.3.1. Z tabulek a obrázků je vidět, že u kyselin s jejich rostoucí koncentrací se hodnota pH snižuje. Při grafickém zpracování hodnot pH jsem se snažila jednotlivé body proložit křivkou. Nejvýhodnější se jevila logaritmická závislost, což je ve shodě s definicí pH.

Z obrázků a tabulek vyplývá, že naměřená hodnota pH a hodnota vypočtená ze vztahu $pH = -\log c_{H_3O^+}$ jsou u kyseliny chlorovodíkové (silné kyseliny) ve velmi dobré shodě. Skutečné hodnoty u kyseliny octové (slabé kyseliny) jsou vyšší, což je dáno nižším stupněm disociace a koncentrace H_3O^+ iontů se liší od koncentrace kyseliny.

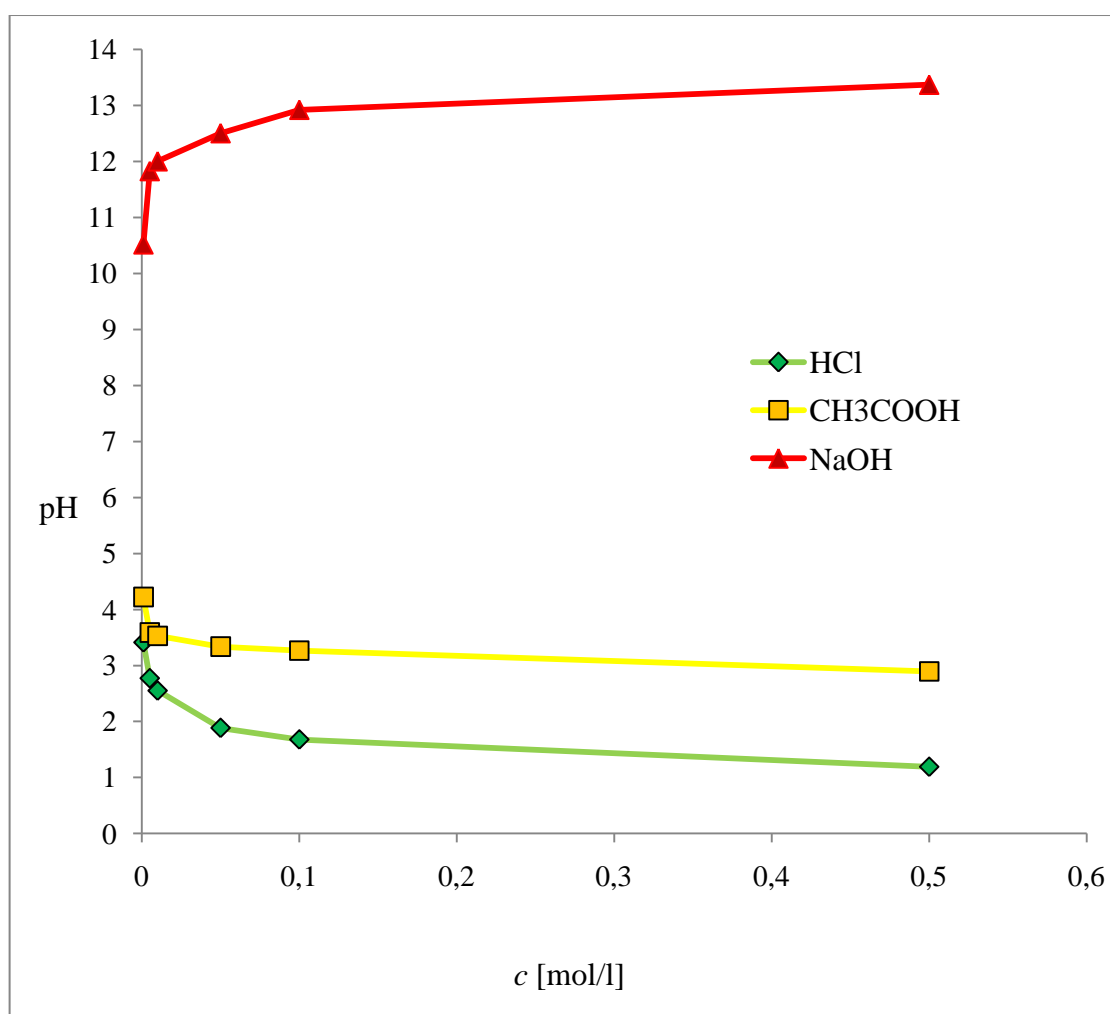
Tabulka 13 **Hodnoty pH naměřené u kyseliny chlorovodíkové a octové pro jednotlivé koncentrace a vypočtené podle vzorce: $pH = -\log c_{H_3O^+}$.**

Koncentrace mol dm^{-3}	Naměřené pH		Vypočtené pH
	Kyselina chlorovodíková	Kyselina octová	
0,001	3,413	4,222	3
0,005	2,772	3,588	2,301
0,01	2,551	3,529	2
0,05	1,886	3,337	1,301
0,1	1,679	3,265	1
0,5	1,191	2,894	0,301

Tedy pro stejné počáteční koncentrace kyselin je pH silné kyseliny nižší než pH slabé kyseliny. U hydroxidu se s jeho rostoucí koncentrací zvyšuje jeho hodnota pH. Z obrázku č 12 je patrné, že s rostoucí koncentrací hydroxidu roste hodnota pH, což odpovídá vztahu v kapitole 2.7.

Tabulka 14 **Hodnoty pH naměřené u hydroxidu sodného pro jednotlivé koncentrace a vypočtené**

Koncentrace mol dm ⁻³	pH naměřené	pH vypočtené
0,001	10,522	11
0,005	11,829	11,699
0,01	12,004	12
0,05	12,506	12,699
0,1	12,923	13
0,5	13,371	13,699



Obr. 31 **Porovnání závislosti pH na koncentraci roztoku pro kyselinu chlorovodíkovou, kyselinu octovou a hydroxid sodný (zpracováno pomocí MS Excel)**

3.4.2 Acidobazické titrace

Titrace silné kyseliny silnou zásadou se pohybuje okolo $\text{pH} = 7$, což je patrné z obrázků 13-20. Titrační křivky při titraci kyseliny zásadou mají podobný průběh. Rozdíl je v hodnotě bodu ekvivalence. Při titraci slabé kyseliny silnou zásadou je bod ekvivalence při vyšší hodnotě. U kyseliny octové je tato hodnota okolo $\text{pH} = 8$.

3.4.3 Hydrolýza solí

Sůl silné kyseliny a silné zásady



Ionty těchto solí nepodléhají hydrolýze. pH tohoto roztoku tedy ovlivňují pouze ionty H_3O^+ a OH^- . Takže hodnota pH je okolo 7, tedy neutrální.

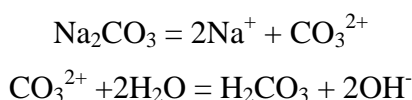
Sůl slabé kyseliny a silné zásady



Ve vodných roztocích solí slabé kyseliny a silné zásady hydrolyzují anionty těchto solí. Během hydrolýzy se do roztoku uvolňují hydroxidové anionty, a hodnota pH je tím posunuta do bazické škály stupnice pH .⁷

Při hydrolýze soli v roztoku disociují a dochází k hydrolýze, při které reagují ionty soli s molekulami vody. Aniont slabé kyseliny reaguje s vodou jako zásada, přitom vznikají hydroxidové anionty. Tím pádem je jejich koncentrace vyšší než koncentrace oxionového kationtu a roztok je zásaditý.

Příkladem je uhličitan sodný:

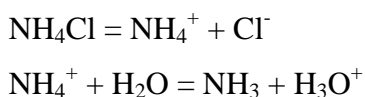


Sůl silné kyseliny a slabé zásady



V těchto roztocích hydrolyzuje kationt soli. Generují se zde oxoniové kationty, takže výsledné pH je kyselé.⁷

Příkladem této hydrolýzy je chlorid amonný



4. Závěr

Ve své práci jsem se zabývala teorií kyselin a zásad a problematikou pH vodných roztoků a jeho měření. Podrobně jsem se seznámila s obsluhou senzoru na měření pH, naučila jsem se pracovat s čítačem kapek (oboje od firmy Vernier) a zpracovávat naměřená data v programu Logger Pro. Vypracovala jsem návody na úlohy s tímto pH-metrem. Všechny úlohy jsem sama prakticky vyzkoušela a zpracovala jejich výsledky.

Materiály k úlohám obsahují princip úlohy, veškeré pomůcky a chemikálie a pracovní postup. V samostatných kapitolách jsem uvedla výsledky měření a jejich diskuzi. Domnívám se, že navržené úlohy by se daly využít jako podklady k výuce laboratorních cvičení z fyzikální chemie na FPE ZČU nebo v rámci výběrových seminářů ve vyšších ročnících vybraných středních škol.

Seznam literatury:

1. Brdicka, R. 1968. ÚVOD DO FYZIKÁLNÍ CHEMIE. Vydání druhé, SNTL-Nakladatelství technické literatury s nakladatelstvím ALFA v Bratislavě. ISBN 04-628-72
2. Fischer, O. 1983. FYZIKÁLNÍ CHEMIE (TERMODYNAMIKA, ELEKTORCHEMIE, KINETIKA, KOLOIDNÍ SOUSTAVY). Vydání první, Státní pedagogické nakladatelství v Praze 1984, ISBN 14-517-84
3. Novák, J. 1999. FYZIKÁLNÍ CHEMIE I. Vydání první, Vydavatelství VŠCHT 1999, ISBN 80-7080-360-6
4. Holzbecher, Z. 1988. CHEMICKOANALITICKÉ VÝPOČETNÍ TABULKY. Vydání I. Vydavatelství Academica, nakladatelství československé akademie věd Praha 1988, ISBN 21-112-87
5. Opekar, F. A kol. 2005 ZÁKLADNÍ ANALYTICKÁ CHEMIE, univerzita Karlova, Praha. ISBN 80-246-0553-8
6. Vernier, 2013. Vybavení pro výuku přírodovědných oborů, online [2. 7. 2013] Dostupné z WWW:< <http://www.vernier.cz/uvod/rozcestnik>>
7. Krejčí, M a kolektiv. 2012. EXPERIMENTY S VERNIEREM CHEMIE. Vydalo: Gymnázium Matyáše Lercha Brno. Dostupné z www: <www.gml.cz/projekty/molapp>

Shrnutí:

Práce se zabývá acidobazickými reakcemi. Pozornost je zaměřena na rovnováhy ve vodných roztocích kyselin a zásad, hlavně na sledování pH v těchto roztocích. Je zde popsáno, jak se hodnota pH při reakcích mění a jakým způsobem se dá zajistit jeho konstantní hodnota. Práce obsahuje soubor praktických úloh věnovaných práci se senzorem na měření pH. Jedná se o senzor PH-BTA od firmy Vernier. Jsou zde uvedeny základní postupy práce se senzorem i příslušným softwarem. Praktické úlohy se věnují měření pH, sledování jeho hodnoty v závislosti na koncentraci roztoku, využití pH-senzoru při acidobazických titracích a studiu hydrolyzy solí.

Klíčová slova: protolytické reakce, kyselina, zásada, pH, měření pH

Summary:

The thesis deals with acid-base reactions. It is focused on balance in aqueous solution of acids and bases, mainly on watching of pH in the solutions. It is described how the quantity pH changes by reactions and how it is possible to figure out its constant quantity. The thesis involves set of practical tasks oriented on the dealing with pH measuring sensor. This is the sensor PH-BTA by Vernier company. There are described the main methods of dealing with sensor and appropriate software. The practical tasks are concerned with pH measuring, observing its quantity depending on solution concentration, using of pH sensor by acid-base titrations and research of the salt hydrolysis.

Key words: protolytic reaction, acid, base, pH, pH measuring