

**UNIVERZITA KARLOVA V PRAZE**  
Přírodovědecká fakulta  
**Katedra analytické chemie**

**Titrační stanovení směsi slabé a silné kyseliny**  
Volumetric determination of weak and strong acid in the mixture

Bakalářská práce  
studijního programu Klinická a toxikologická analýza

Praha 2010

Renáta Norková

Tato bakalářská práce vznikla v souvislosti s řešením výzkumného záměru MSM0021620857.

## Prohlášení

Prohlašuji, že jsem tuto bakalářskou práci vypracovala samostatně, pod vedením školitele Prof. RNDr. František Opekar, CSc., a že jsem všechny použité prameny řádně citovala.

Jsem si vědoma toho, že případné využití výsledků získaných v této práci mimo Univerzitu Karlovu v Praze je možné pouze po písemném souhlasu této univerzity.

V Praze dne 24. 5. 2010

## **Poděkování**

Úvodem této práce bych chtěla poděkovat panu Prof. RNDr. Františku Opekarovi, CSc., za výborné vedení, odbornou pomoc a mnohé cenné rady při řešení a vypracování této práce.

Dále bych chtěla poděkovat svým rodičům a celé rodině za podporu jak materiální tak psychickou, kterou mi poskytovali po celou dobu studia.

## **Abstrakt**

Tato práce se zabývá studiem titračních křivek směsí slabých a silných jednosytných kyselin.

Účelem celé práce je porovnat titrační křivky směsi vypočítané na základě jednoduchého modelu, při zanedbání vlivu iontové síly roztoku, s experimentální titrační křivkou získanou měřením za běžných laboratorních podmínek. Toto porovnávání je prováděno pro silnou kyselinu ve směsi s různými slabými kyselinami lišícími se hodnotami disociačních konstant. Dále je sledováno jak, jsou titrační křivky ovlivňovány poměrem koncentrací silná/slabá kyselina.

## **Klíčová slova**

Odměrná analýza, acidobazické titrace, směs slabé a silné kyseliny, potenciometrie, titrační křivky.

## **Abstract**

The project is aimed to the study of the titration curves of the weak and strong acid mixtures.

Purpose of the project is to compare titration curves computed on the basis of simple model, when neglecting influence of the solution's ionic strength, with experimental titration curve obtained through measuring under standard laboratory conditions. This comparison is carried out for one strong acid in the mixture with various weak acids, that differ in value of dissociation constant. How titration curves are influenced by the ratio of concentration of strong and weak acids is observed further.

## **Keywords**

Volumetric analysis, acid-base titration, mixture of weak and strong acids, potentiometry, titration curves.

## Obsah:

1.	Úvod.....	7
1.1.	Odměrná analýza .....	7
1.1.1.	Srážecí reakce .....	7
1.1.2.	Komplexotvorné reakce.....	8
1.1.3.	Oxidačně-redukční reakce .....	8
1.1.4.	Neutralizační reakce (acido-bazické).....	9
1.2.	Neutralizační odměrná analýza (alkalimetrie) s potenciometrickou indikací bodu ekvivalence .....	9
1.2.1.	Odměrné roztoky .....	9
1.2.2.	Stanovení silných kyselin .....	10
1.2.3.	Stanovení slabých kyselin.....	11
1.2.4.	Potenciometrické stanovení pH .....	12
1.2.4.1.	Potenciometrie .....	12
1.2.4.2.	Druhy elektrod .....	13
1.2.5.	Elektroda pro měření pH – skleněná elektroda.....	14
1.3.	1.3 Cíl práce .....	15
2.	Část teoretická - stanovení směsi silné a slabé kyseliny .....	16
2.1.	Část titrační křivky odpovídající titraci silné kyseliny .....	17
2.2.	Část titrační křivky odpovídající titraci slabé kyseliny .....	19
3.	Experimentální část.....	20
3.1.	Chemikálie .....	20
3.2.	Přístroje .....	20
3.3.	Postup práce .....	20
3.3.1.	Příprava a standardizace odměrného roztoku NaOH.....	20
3.3.2.	Příprava a standardizace roztoku HCl .....	20
3.3.3.	Příprava pracovního roztoku CH <sub>3</sub> COOH .....	21
3.3.4.	Příprava roztoku MES .....	21
3.3.5.	Příprava roztoku MOPS.....	21
3.3.6.	Kalibrace skleněné elektrody.....	21
4.	Výsledky a diskuse.....	22
4.1.	Stanovení slabé kyseliny.....	22
4.2.	Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 1:1 .....	23
4.3.	Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 1:4 .....	24
4.4.	Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 4:1 .....	25
4.5.	Stanovení směsi HCl + MES .....	26
4.6.	Stanovení směsi HCl + MOPS.....	27
4.7.	Vyhodnocení výsledků .....	27
5.	Závěr .....	29
6.	Seznam použité literatury.....	29

## Použité symboly

$a$	aktivita
$E$	redoxní potenciál
$E^0$	standardní redoxní potenciál
$f$	faktor odměrného roztoku
$F$	Faradayova konstanta
$HAc$	kyselina octová
$K_a$	disociační konstanta kyseliny
$K_w$	iontový součin vody
$L_1, L_2$	mez opakovatelnosti (dolní a horní)
$m$	hmotnost
$MES$	kyselina morfolinethansulfonová
$Me$	kov
$MOPS$	kyselina morfolinpropansulfonová
$n$	látkové množství
$R$	univerzální plynová konstanta
$s$	směrodatná odchylka
$s_r$	relativní směrodatná odchylka
$T$	teplota
$V$	objem
$w$	hmotnostní zlomek
$z$	počet vyměňovaných elektronů
$\eta$	odchylka od teoretické hodnoty
$\rho$	hustota

# 1. Úvod

## 1.1. Odměrná analýza

Odměrná analýza je souhrnem kvantitativních metod, jimiž se určuje hmotnostní množství látek tak, že se k roztoku stanovované látky přidává činidlo známé koncentrace a v takovém množství, které je právě nutné pro kvantitativní průběh příslušné chemické reakce. Roztok činidla se zde označuje pojmem odměrný roztok. Přidávání známého objemu odměrného roztoku do roztoku se nazývá titrace.

Ze spotřeby tohoto odměrného roztoku známé koncentrace a ze stechiometrických poměrů vyplývajících z příslušné chemické reakce lze vypočítat hmotnostní množství stanovované látky.

Má-li být určitá chemická reakce podkladem odměrného stanovení, musí být splněny tyto základní podmínky:

Reakční rychlost příslušné reakce, tj. závislost změny koncentrace reagujících látek na čase, má být velká. V případě pomalých reakcí lze však použít nepřímé titrace, tj. k roztoku stanovované látky se přidá nadbytek odměrného roztoku a po dosažení rovnovážného složení se titrací stanoví jeho nezreagované množství.

Průběh reakce musí být jednoznačný a kvantitativní, tj. nesmějí vznikat žádné vedlejší rušivé reakce a rovnovážné složení reakční směsi musí být přitom podstatně posunutě ve směru reakčních produktů.

Konec reakce při titraci odměrným roztokem musí být jednoznačně zřetelný [1].

Metody odměrné analýzy jsou rozděleny do několika skupin podle toho, k jakým typům reakcí při titraci odměrným roztokem dochází.

### 1.1.1. Srážecí reakce

Srážecí reakce jsou reakce, při nichž dochází ke vzniku málo rozpustných sloučenin.

Do skupiny srážecích titrací patří především *argentometrické titrace*, jimiž se stanovují stříbrné ionty, bromidy, chloridy, jodidy, kyanidy a thiokyanatany. Jak vyplývá z názvu, odměrným roztokem bývá  $\text{AgNO}_3$ , dále pak  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{SCN}$  ( $\text{KSCN}$ ). Základní látkou, používanou na standardizaci odměrných roztoků, je především  $\text{NaCl}$ , méně pak čisté stříbro,  $\text{AgNO}_3$ . Při subjektivních titracích jsou indikátorem chroman draselný (titrace podle Mohra), adsorpční indikátory, např. fluorescein (titrace dle Fajanse) a síran železitoamonný (titrace dle Volharda).

### 1.1.2. Komplexotvorné reakce

Komplexotvorné reakce jsou reakce, při nichž dochází ke vzniku koordinačních (komplexních) sloučenin tvořených centrálním iontem (atomem) a na něj koordinační vazbou navázanými ligandy.

Komplexotvorných reakcí se v praxi používá v kvalitativní i kvantitativní analýze. Vznik pevných komplexů se používá k maskování iontů v roztoku, některá činidla tvořící málo rozpustné komplexy lze uplatnit ve vážkové analýze.

V odměrné analýze nejběžnějšími stanoveními jsou chelatometrická stanovení. Při chelatometrických titracích se jako odměrný roztok používá roztok disodné soli kyseliny ethylendiamino-tetraoctové EDTA, známý jako chelaton 3. Jako základní látky se používají  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Zn}$  nebo  $\text{Bi}$ . K indikaci bodu ekvivalence se používají metalochromní indikátory, což jsou chelatotvorná organická barviva, která tvoří se stanovovanými ionty barevné komplexy, které jsou ale méně stabilní než komplexy s chelatonem. Barva indikátoru vázaného v komplexu s analytem je jiná než indikátoru, který je v roztoku volný.

Podle pracovního postupu se dělí chelatometrické titrace na přímé, kdy se stanovuje analyt přímo titrací chelatonem, nepřímé – k analytu se přidá nadbytek chelatonu a ten se stanoví např. roztokem  $\text{ZnSO}_4$  nebo  $\text{MgSO}_4$ . Poslední metodou jsou titrace vytěšňovací, při kterých stanovovaný ion vytěsňuje  $\text{Zn}^{2+}$  ( $\text{Mg}^{2+}$ ) z méně stabilního chelatonátu, a tyto vytěšněné ionty se pak titrují chelatonem.

### 1.1.3. Oxidačně-redukční reakce

Oxidačně redukční (redoxní) reakce jsou reakce, při nichž si reaktanty vyměňují elektrony. Reaktanty poskytující elektrony se nazývají redukční činidla, reaktanty elektrony přijímající jsou oxidační činidla. Oxidace i redukce jsou dvě poloreakce, které probíhají v roztoku současně, jsou to reakce spřažené.

Některé redoxní reakce jsou provázeny barevnými změnami některého z reaktantů, čehož lze využít v kvalitativní analýze.

Oxidačně redukční reakce, které probíhají kvantitativně, jednoznačně a dostatečně rychle, můžeme využít k odměrnému stanovení reakčních složek, známe-li vhodný indikátor bodu ekvivalence. Při těchto reakcích je však nejběžnější indikace potenciometrická.



### 1.1.4. Neutralizační reakce (acido-bazické)

Neutralizační reakce jsou reakce mezi kyselinami a bázemi. Podle toho, která z těchto látek je odměrným roztokem se neutralizační odměrná analýza dělí na acidimetrii (odm. roztokem je kyselina) a alkalimetrii (odměrným roztokem je báze).

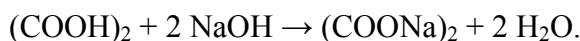
Pro stanovení bodu ekvivalence se používá metod subjektivních, tj. pomocí acidobazických indikátorů, nebo metod instrumentálních, kdy se měří změna určité fyzikální veličiny úměrné koncentraci analytu, např.: potenciometrie, konduktometrie [3]. Ve chvíli úplného ztitrování analytu – ekvivalenci, dojde k výrazné změně zbarvení indikátoru nebo některé instrumentálně sledované veličiny.

## 1.2. Neutralizační odměrná analýza (alkalimetrie) s potenciometrickou indikací bodu ekvivalence

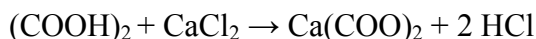
### 1.2.1. Odměrné roztoky

Při alkalimetrických stanoveních se jako odměrné roztoky nejčastěji používají roztoky hydroxidu sodného, draselného, event. hydroxidu barnatého. Tyto roztoky je třeba standardizovat na základní látky, protože zpravidla nejsou k dispozici v požadované čistotě. Základní látky jsou látky o definovaném složení a čistotě a stechiometricky reagující s odměrným roztokem. Používané základní látky bývají např.: hydrogenšřavelan draselný, kyselina šřavelová (dihydrát), kyselina salicylová apod. [2].

Určení faktoru hydroxidu sodného na základní látku  $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ :



Pro uvolnění zbylé kyseliny se před koncem titrace přidává do roztoku 20 % roztok  $\text{CaCl}_2$ :



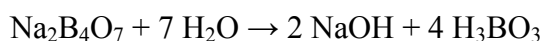
$$\frac{n_{(\text{COOH})_2}}{n_{\text{NaOH}}} = \frac{1}{2}$$
$$n_{\text{NaOH}} = 2n_{(\text{COOH})_2}$$
$$c_{\text{NaOH}} = 2 \cdot \frac{n_{(\text{COOH})_2}}{V_{\text{NaOH}}}$$
$$f = \frac{c_{\text{NaOH, správná}}}{c_{\text{NaOH, teoretická}}}$$

kde  $c_{\text{NaOH}}$  je stanovovaná koncentrace hydroxidu v  $\text{mol.l}^{-1}$  a  $V_{\text{NaOH}}$  objem spotřebovaného standardizovaného roztoku v ml. Jako indikátor se obvykle používá

methylová oranž. Správná koncentrace odměrného roztoku se někdy udává s použitím tzv. faktoru odměrného roztoku  $f$ .

Kyseliny se používají jako odměrná činidla při acidimetrických titracích. Stejně jako roztoky hydroxidů, i roztoky kyselin se musí standardizovat na základní látku. Nejčastěji používané základní látky v acidimetrii jsou šřavelan sodný, tetraboritan sodný, bezvodý uhličitan sodný apod.[2].

Určení faktoru kyseliny chlorovodíkové na základní látku  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$

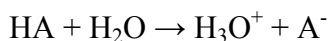


$$\frac{n_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7}}{n_{\text{NaOH}}} = \frac{1}{2}$$

Další postup je obdobný jako u standardizace hydroxidu. Určení faktoru se provádí minimálně ve třech paralelních stanoveních kvůli vyeliminování náhodných chyb.

### 1.2.2. Stanovení silných kyselin

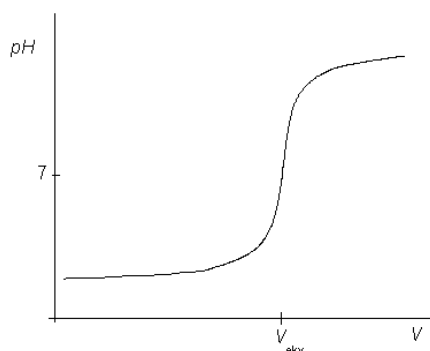
Silné kyseliny jsou takové kyseliny, které jsou ve zředěných vodných roztocích plně disociovány na hydroxoniový kationt a příslušný aniont. Jednosytná silná kyselina disociuje podle rovnice:



Pro výpočet  $pH$  platí jednoduchý vztah:

$$pH = -\log a_{\text{H}_3\text{O}^+} \quad (1-1)$$

kde  $a_{\text{H}_3\text{O}^+}$  je aktivita hydroxoniového iontu. Při titraci silné kyseliny roztokem hydroxidu dochází k její neutralizaci za vzniku příslušné soli, která ve vodném roztoku nepodléhá hydrolýze, a k úbytku  $\text{H}_3\text{O}^+$ , což se projeví vzrůstem  $pH$ . Při úplném ztitrování kyseliny je  $pH$  roztoku dané pouze hydroxoniovými ionty vzniklými autoprotolýzou vody, tj. při laboratorní teplotě je  $pH$  teoreticky rovno 7. Při dalších přídavech hydroxidu dochází k dalšímu vzrůstu  $pH$  způsobenému  $\text{OH}^-$  ionty přidávanými do roztoku, viz obr. 1.1.

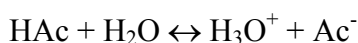


Obr. 1.1 Titrační křivka silné kyseliny – schematické znázornění

### 1.2.3. Stanovení slabých kyselin

Slabé kyseliny jsou takové kyseliny, které ve zředěných vodných roztocích nejsou plně disociovány, tzn. v roztoku je přítomna jak nedisociovaná kyselina (zpravidla v nadbytku), tak disociovaná.

Slabá jednosytná kyselina disociuje podle rovnice:



Mírou disociace je disociační konstanta  $K_a$ , pro kterou platí vztah

$$K_a = \frac{a_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot a_{\text{Ac}^-}}{a_{\text{HAc}}} \quad (1-2)$$

Ve velmi zředěných roztocích platí, že aktivita je rovna koncentraci látky.

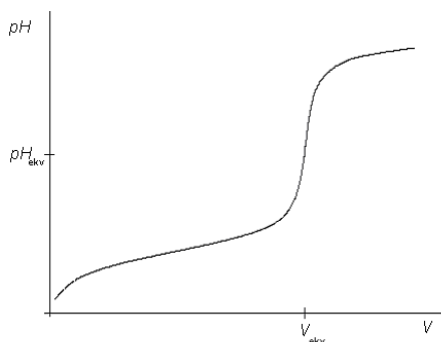
Výpočet  $pH$  slabých kyselin zohledňuje disociační konstantu a pro  $pH$  platí zjednodušený vztah:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log a_{\text{HAc}}) \quad (1-3)$$

Při titracích slabých kyselin dochází po prvních přídavicích ke zvýšení  $pH$ , tento nárůst se ale posléze zpomalí. Příčinou tohoto jevu je tvorba soli slabé kyseliny a silné zásady, která se podílí na vzniku tlumivého roztoku. V ekvivalenci vzniklá sůl příslušné kyseliny podléhá hydrolyze, proto je  $pH$  v bodě ekvivalence závislé na množství hydrolyzovatelné soli, které je v případě jednosytných kyselin ekvivalentní koncentraci (aktivitě) kyseliny:

$$pH = 7 + \frac{1}{2}(pK_a + \log a_{\text{HAc}}) \quad (1-4)$$

Zvýšení  $pH$  za bodem ekvivalence je opět způsobeno přidávkem  $\text{OH}^-$  z titračního činidla. Titrační křivka slabé kyseliny je schematicky zakreslena na obr. 1.2.



Obr. 1.2 Titrační křivka slabé kyseliny – schematické znázornění

## 1.2.4. Potenciometrické stanovení pH

### 1.2.4.1. Potenciometrie

Potenciometrie je elektrochemická metoda, při níž se měří elektromotorické napětí vhodného galvanického článku, složeného z měrné a referentní elektrody. Měrná elektroda se volí tak, aby její potenciál byl funkcí složení vzorku, tj. aby potenciál závisel na aktivitě stanovovaného iontu. Referentní elektroda má potenciál konstantní. Takto upravený galvanický článek využívá potenciometrie přímá, kdy je analyt stanoven ze změřeného potenciálu měrné elektrody (napětí článku). Další využití potenciometrického galvanického článku je při určování konce titrace v odměrných stanoveních. Jde o tzv. nepřímou potenciometrii. Indikační elektroda reaguje změnou svého potenciálu na změnu složení titrovaného roztoku, ale na rozdíl od přímé potenciometrie, není měřena určitá hodnota jejího potenciálu, ale je sledována pouze náhlá změna potenciálu v ekvivalenci..

Při ponoření elektrody do elektrolytu dochází k vratné elektrochemické reakci mezi elektrodou a ionty v roztoku. V soustavě se za vhodných podmínek ustaví rovnovážný stav, charakterizovaný rovnovážnou konstantou  $K$ . Tím vzniká na elektrodě potenciál  $E$ , jehož velikost je obecně dána Nernstovou rovnicí:

$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \ln K, \quad (1-5)$$

kde  $E^0$  je standardní redoxní potenciál ve V,  $R$  molární plynová konstanta ( $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ),  $T$  termodynamická teplota v K,  $z$  počet přenesených elektronů a  $F$  Faradayova konstanta ( $F = 96485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

Uvažujeme-li obecnou vratnou elektrochemickou reakci



pak pro potenciál platí

$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_C^c \cdot a_D^d}{a_A^a \cdot a_B^b} \quad (1-6)$$

Z tohoto lze odvodit význam standardního potenciálu  $E^0$  jako potenciálu elektrody v soustavě, ve které je aktivita všech zúčastněných látek jednotková. Standardní potenciály jsou důležitými veličinami, které charakterizují elektrochemické reakce. Jejich hodnoty jsou vztaženy k potenciálu standardní vodíkové elektrody, který je podle Stockholmské konvence z r. 1953 roven nule za všech teplot [2].

Kromě redoxních reakcí, kdy dochází mezi elektrodou a ionty v roztoku k přenosu elektronů, může být potenciál elektrody určován i reakcí výměnnou. Dochází k rovnovážné výměně iontu mezi roztokem a elektrodou beze změny oxidačního čísla iontu. Tento mechanismus vzniku potenciálu se využívá v iontově selektivních elektrodách. V Nernstově rovnici popisující potenciál této elektrody vystupuje místo počtu vyměňovaných elektronů náboj iontu.

#### 1.2.4.2. Druhy elektrod

Elektroda ponořená do elektrolytu tvoří soustavu, která se nazývá poločlánek. V elektrochemii se často používá pro poločlánek termín elektroda.

Rozeznáváme tři druhy elektrod, v nichž je potenciál určován redoxních reakcí:

- Elektrody I. druhu – elektrody jsou tvořeny kovem ponořeným do elektrolytu, který obsahuje ionty téhož kovu. Pro potenciál takovýchto elektrod platí:

$$E = E^0 + \frac{RT}{zF} \ln a_{Me^{z+}} \quad (1-7)$$

Příkladem může být stříbrná elektroda.

- Elektrody II. druhu – elektrodu tvoří kov pokrytý svou málo rozpustnou solí, ponořený do elektrolytu obsahující společný aniont s touto solí. Pro potenciál platí:

$$E = E^0 - \frac{RT}{F} \ln a_{A^-} \quad (1-8)$$

Příkladem těchto elektrod může být argentochloridová nebo kalomelová elektroda.

- Redoxní elektrody – elektrody jsou tvořeny ušlechtilým kovem ponořeným do elektrolytu, který obsahuje látku přítomnou ve dvou oxidačních stupních, jež mohou jeden ve druhý vratně přecházet. Pro jejich potenciál platí:

$$E = E^0 - \frac{RT}{zF} \ln \frac{a_{red}}{a_{ox}} \quad (1-9)$$

Elektrody I. druhu a elektrody redoxní se nejčastěji používají jako měrné nebo indikační, elektrody II. druhu se hlavně používají jako elektrody referentní.

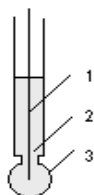
Dalším typem elektrod jsou iontově selektivní elektrody – tj. elektrody s membránami, jejichž potenciál závisí na výměně určitých iontů s membránou a měřeným roztokem. Tyto elektrody reagují svým potenciálem na aktivitu určitého iontu. Mechanismus pochodů probíhajících mezi membránou a roztokem bývá často dost složitý, proto se ve většině případů zjišťuje závislost potenciálu ISE na aktivitě iontů v roztoku empiricky.

Velmi často používanou ISE elektrodou je elektroda pro měření *pH* – skleněná elektroda [2].

### 1.2.5. Elektroda pro měření *pH* – skleněná elektroda

Skleněná elektroda je nejpoužívanější elektrodou pro měření *pH*.

Je to iontově selektivní elektroda, jejímž principem je výměna iontů mezi membránou elektrody a roztokem. Skleněnou elektrodu, viz obr. 1.3, tvoří banička ze speciálního skla, které má ve svém částečně hydratovaném povrchu vyměněny sodné ionty ze skla za vodíkové ionty z roztoku. Vnitřek skleněné elektrody je naplněn pufrům, který určuje potenciál vnitřní stěny baničky na konstantní hodnotě. Vnější strana baničky je v kontaktu s měřeným roztokem. Vodíkové ionty v hydratované vrstvě se účastní rovnovážné výměny s vodíkovými ionty v měřeném roztoku. Tato výměna určuje membránový potenciál skleněné elektrody, jehož hodnota závisí na jejich koncentraci, resp. aktivitě v měřeném roztoku.



Obr. 1.3 – Skleněná elektroda; 1 – vnitřní referentní elektroda; 2 – tlumivý roztok; 3 – skleněná banička

Měří se tedy vlastně rozdíl potenciálů vnitřního a vnějšího povrchu baničky, a to tak, že do pufru v baničce je ponořena vnitřní referentní elektroda, nejčastěji argentochloridová elektroda a do měřeného roztoku vnější referentní elektroda, např. rovněž argentochloridová nebo kalomelová. Membránový potenciál je měřen mezi těmito referentními elektrodami. Potenciál skleněné elektrody je obecně dán rovnicí:

$$E = E_g^0 + \frac{RT}{F} \ln a_{H^+}, \quad (1-10)$$

kde  $E_g^0$  je konstantní člen a  $a_{H^+}$  je aktivita vodíkového iontu v měřeném roztoku. Měření se skleněnou elektrodou se provádí po kalibraci elektrody na určité hodnoty *pH*.

Závislost potenciálu elektrody na *pH* roztoku je lineární, ale v oblasti s *pH* vyšším než 14 a nižším než 2 se přímka ohýbá. Tento jev se nazývá kyselá a alkalická chyba [2].

### **1.3. 1.3 Cíl práce**

Cílem bakalářské práce je porovnat titrační křivky směsi silné a slabé kyseliny vypočítané na základě jednoduchého modelu, při zanedbání vlivu iontové síly roztoku, s experimentální titrační křivkou získanou měřením za běžných laboratorních podmínek. Toto porovnávání je prováděno pro jednu silnou kyselinu ve směsi s různými slabými kyselinami lišícími se hodnotami disociačních konstant. Dále je sledováno jak jsou titrační křivky ovlivňovány poměrem koncentrací silná/slabá kyselina.

## 2. Část teoretická - stanovení směsi silné a slabé kyseliny

Pro ilustraci odvození titrační křivky směsi slabé a silné kyseliny uvažujme kyselinu chlorovodíkovou jako silnou kyselinu a jako slabou kyselinu obecně označenou kyselinu HA. Titrovaná směs kyselin je tedy: HCl + HA

V první fázi titrace je koncentrace  $\text{H}_3\text{O}^+$  iontů dána:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c(\text{HCl}) + [\text{A}^-] + [\text{H}_3\text{O}(\text{w})], \quad (2-1)$$

kde  $c(\text{HCl})$  je analytická koncentrace kyseliny chlorovodíkové,  $[\text{A}^-]$  je koncentrace disociované formy slabé kyseliny HA a  $[\text{H}_3\text{O}(\text{w})]$  je příspěvek z autoprotolýzy vody, který je ale tak malý, že se ve většině případů zanedbává.

Kyselina chlorovodíková potlačuje disociaci slabé kyseliny, a proto platí<sup>1</sup>:

$$[\text{A}^-] \ll c(\text{HCl}) \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = c(\text{HCl}) \quad (2-2)$$

Titrační křivka je v této fázi stejná jako titrační křivka samotné silné kyseliny.

V okamžiku, kdy je látkové množství přidaného titračního činidla ekvivalentní látkovému množství silné kyseliny, roztok obsahuje disociovanou a nedisociovanou formu HA a sůl silné kyseliny. Tato sůl výrazně neovlivňuje  $\text{pH}$  roztoku, na nějž působí jen prostřednictvím iontové síly.

Další část titrační křivky odpovídá titraci slabé kyseliny.

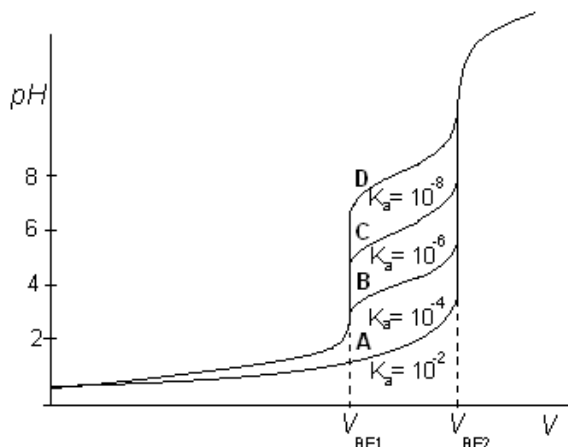
Tvar titrační křivky směsi slabé a silné kyseliny závisí na síle slabé kyseliny HA.

Toto ovšem platí pouze pro kyseliny s  $K_a = 10^{-4} - 10^{-8}$ . Pro kyseliny s vyšším  $K_a$  (viz obr. 2.1 – křivka A) platí, že se neprojeví první bod ekvivalence a titrační křivka má tvar titrační křivky slabé kyseliny. Naopak kyseliny slabší, s  $K_a < 10^{-9}$ , se na titrační křivce směsi kyselin neprojeví, a ta má pak tvar titrační křivky silné kyseliny [4].

---

<sup>1</sup> Přítomnost slabé kyseliny HA se musí brát v úvahu v případě, že je koncentrace silné kyseliny velmi malá, nebo je již téměř úplně ztitrovaná.





Obr. 2.1 Schematické znázornění titrační křivky směsi silné a slabé kyseliny. Bod  $V_{BE1}$  odpovídá bodu ekvivalence při titraci silné kyseliny a bod  $V_{BE2}$  bodu ekvivalence při titraci slabé kyseliny. Disociační konstanty slabých kyselin jsou uvedeny u křivek.

## 2.1. Část titrační křivky odpovídající titraci silné kyseliny

Jak již bylo uvedeno výše, pro první část titrační křivky platí jednoduchý výpočet  $pH$ :

$$pH = -\log [H_3O^+], [H_3O^+] = c(HCl) \quad (2-3)$$

Tento jednoduchý výpočet ale platí pouze do doby, kdy je silná kyselina ve velkém nadbytku. V blízkosti bodu ekvivalence, kdy je velká část HCl ztitrovaná, už neplatí, že  $[A^-] \ll c(HCl)$ . V této fázi titrace ovlivňuje tvar titrační křivky i přítomná slabá kyselina, takže již nelze použít zjednodušený vztah (2-2) pro výpočet koncentrace hydroxoniových iontů, ale nezjednodušený vztah:

$$[H_3O^+] = c(HCl) + [A^-] \quad (2-4)$$

Koncentraci  $[A^-]$  lze spočítat pomocí disociační konstanty:

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

$$c(HA) = [HA] + [A^-] = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{K_a} + [A^-]$$

$$[A^-] = \frac{K_a \cdot c(HA)}{[H_3O^+] + K_a}$$

Pro výpočet  $pH$  se pak tento vztah dosadí do rovnice (2-4):

$$[H_3O^+] = c(HCl) + \frac{K_a \cdot c(HA)}{[H_3O^+] + K_a}, \quad (2-5)$$

která po úpravách vede ke kvadratické rovnici:

$$[H_3O^+]^2 + (K_a - c(HCl))[H_3O^+] - (c(HCl) + c(HA))K_a = 0. \quad (2-6)$$

Uvedená kvadratická rovnice (2-6) je použitelná pro výpočet titrační křivky od počátku titrace do prvního bodu ekvivalence, odpovídajícímu úplnému ztitrování přítomné silné kyseliny. Aby ji bylo možno použít zcela obecně pro výpočet  $pH$  po jednotlivých přídavcích odměrného roztoku, pro roztoky o různých počátečních koncentracích kyselin o různých hodnotách  $K_a$  a různé objemy roztoků vzatých k titraci, tj. aby obsahovala hodnoty určené experimentálně, je třeba ji upravit.

Příspěvek silné kyseliny ke koncentraci  $[H_3O^+]_{HCl} = c(HCl)$

$$c(HCl) = \frac{VH \cdot c(HCl)_0 - VOH \cdot c(OH)}{VH + VOH} \quad (2-7)$$

Příspěvek slabé kyseliny ke koncentraci  $[H_3O^+]_{HA} = [A^-]$ . Platí

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

$$c(HA) = [HA] + [A^-] = \frac{[A^-][H_3O^+]}{K_A} + [A^-] = \frac{VH \cdot c(HA)}{VH + VOH}$$

odkud platí po úpravě

$$[A^-] = \frac{VH \cdot c(HA)}{VH + VOH} \frac{K_A}{[H_3O^+] + K_A} \quad (2-8)$$

V uvedených rovnicích je  $VH$  objem vzorku vzatý k titraci,  $VOH$  je objem přidaného odměrného roztoku,  $c(HA)$  a  $c(HCl)_0$  jsou počáteční koncentrace kyselin ve vzorku,  $c(OH)$  je koncentrace odměrného roztoku. Dosazení vztahů (2-7) a (2-8) do rovnice (2-4) po úpravě vede ke kvadratické rovnici.

$$[H_3O^+]^2 + (K_A - A)[H_3O^+] - K_A(A + B) = 0, \quad (2-9)$$

kde

$$A = \frac{VH \cdot c(HCl) - VOH \cdot c(OH)}{VH + VOH}$$

$$B = \frac{VH \cdot c(HA)}{VH + VOH}$$

Řešením kvadratické rovnice (2-9) je vztah pro koncentraci vodíkových iontů od začátku titrace do ztitrování přítomné silné kyseliny

$$[H_3O^+] = \frac{-(K_A - A) + \sqrt{(K_A - A)^2 - 4\{K_A(A + B)\}}}{2} \quad (2-10)$$

Pro výpočet  $pH$  pak platí známý vztah (1-1),  $pH = -\log [H_3O^+]$ .

## 2.2. Část titrační křivky odpovídající titraci slabé kyseliny

V okamžiku, kdy je ztitrována veškerá silná kyselina, určuje vlastnosti a tvar titrační křivky slabá kyselina (viz výše). Pro výpočet  $pH$  v průběhu titrace přítomné slabé kyseliny je třeba titrační křivku rozdělit do tří úseků - titrace před bodem ekvivalence, v bodě ekvivalence a po dosažení ekvivalence:

- titrace před bodem ekvivalence

$$[H_3O^+]_1 = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}, \text{ kde} \quad (2-11)$$

$$[HA] = \frac{VH \cdot c(HA) - VOH \cdot c(OH)}{VH + VOH}$$

$$[A^-] = c(HA) - [HA]$$

- bod ekvivalence, kde koncentraci hydroxoniových iontů určuje vzniklá hydrolyzující sůl

$$[H_3O^+]_2 = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_a}{c(HA)}} \quad (2-12)$$

- po dosažení bodu ekvivalence určuje  $pH$  přidávaná báze

$$[H_3O^+]_3 = \frac{K_w \cdot (VOH + VH)}{c(OH) \cdot VOH - c(HA) \cdot VH} \quad (2-13)$$

Pro přepočet koncentrace  $[H_3O^+]$  na  $pH$  je opět použit vztah (1-1).

## 3. Experimentální část

### 3.1. Chemikálie

- dihydrát kyseliny šťavelové  $(\text{COOH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
  - roztok hydroxidu sodného NaOH,  $w = 46 \%$ ,  $\rho = 1,480 \text{ g.ml}^{-1}$
  - roztok chloridu vápenatého  $\text{CaCl}_2$ ,  $w = 20 \%$
  - kyselina chlorovodíková HCl,  $w = 35 \%$ ,  $\rho = 1,18 \text{ g.ml}^{-1}$
  - pevný tetraboritan sodný  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
  - roztok methylové oranže
  - roztok methylové červeně
  - chlorid draselný KCl, p.a.
  - kyselina octová ledová  $\text{CH}_3\text{COOH}$
  - kyselina morfolinethansulfonová MES,  $pK_a = 6,1$ ,  $M_r = 213,25$
  - kyselina morfolinpropansulfonová MOPS,  $pK_a = 7,2$ ,  $M_r = 209,3$
  - roztoky pufrů o pH 4 a 7 připravených z preparátů dodávaných výrobcem k pH-metru
- Všechny chemikálie byly čistoty p.a., deionizovaná voda na přípravu roztoků byla získána v přístroji Milli-Q Plus.

### 3.2. Přístroje

pH-meter JENWAY 3540 se skleněnou kombinovanou elektrodou. K míchání titrovaného roztoku byla použita magnetická míchačka MM 2A (Laboratorní přístroje).

### 3.3. Postup práce

#### 3.3.1. Příprava a standardizace odměrného roztoku NaOH

Byl připraven roztok NaOH o přibližné koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ . Do odměrné baňky o objemu 1000 ml bylo odměřeno asi 5,9 ml roztoku NaOH ( $w = 46 \%$ ) a doplněno po rysku.

Takto připravený roztok byl standardizován na základní látku  $(\text{COOH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ : Na analytických vahách bylo odváženo 0,1261 g kyseliny šťavelové a kvantitativně převedeno do titrační baňky, kde byla kys. šťavelová rozpuštěna v 50 ml destilované vody. Roztok byl titrován připraveným odměrným roztokem NaOH na indikátor methylovou oranž.

Stanovení bylo provedeno 3x před začátkem měření a potom ještě 3x po ukončení experimentální práce, aby se zkontrolovala stálost titračního činidla. Před začátkem experimentu byl stanoven faktor odměrného roztoku NaOH  $f = 1,0723$  a po ukončení experimentu byl stanoven faktor NaOH  $f = 1,0734$ .

Faktor odměrného roztoku NaOH o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  byl vypočítán jako medián hodnot získaných faktorů. Při měření byla použita hodnota faktoru  $f = 1,0723$ , tj. skutečná koncentrace odměrného roztoku používaného k měření byla  $0,1072 \text{ mol.l}^{-1}$ .

#### 3.3.2. Příprava a standardizace roztoku HCl

Zásobní roztok HCl byl připraven o přibližné koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$ . Do odměrné baňky o objemu 1000 ml bylo odměřeno asi 8,8 ml HCl ( $w = 35 \%$ ) a doplněno po rysku.

Takto připravený roztok byl standardizován na základní látku  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ : Na analytických vahách bylo odváženo 0,3432 g tetraboritanu a kvantitativně převedeno do odměrné baňky, kde byl rozpuštěn v asi 50 ml destilované vody. K úplnému rozpuštění bylo třeba roztok zahřát. Roztok byl titrován připraveným roztokem HCl na indikátor methylovou červeň. Stanovení bylo provedeno 3x.

Faktor zásobního roztoku HCl byl stanoven jako medián získaných hodnot a jeho hodnota  $f = 0,9732$ .

### **3.3.3. Příprava pracovního roztoku $\text{CH}_3\text{COOH}$**

Zásobní roztok  $\text{CH}_3\text{COOH}$  o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  byl připraven takto. Do odměrné baňky o objemu 100 ml bylo odpipetováno 0,58 ml ledové kyseliny octové a roztok byl doplněn destilovanou vodou po rysku. Roztok nebyl standardizován, stejně jako roztoky dalších testovaných slabých kyselin – bylo předpokládáno, že jsou připraveny z dostatečně čistých sloučenin.

### **3.3.4. Příprava roztoku MES**

Zásobní roztok kyseliny morfolinoethansulfonové o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  byl připraven takto. Navážka 2,1326 g MES byla kvantitativně převedena do 100 ml odměrné baňky a doplněna po rysku.

Roztok byl připraven až těsně před vlastní analýzou.

### **3.3.5. Příprava roztoku MOPS**

Zásobní roztok kyseliny morfolinopropansulfonové o koncentraci  $0,1 \text{ mol.l}^{-1}$  byl připraven takto. Navážka 2,0924 g MES byla kvantitativně převedena do 100 ml odměrné baňky a doplněna po rysku.

### **3.3.6. Kalibrace skleněné elektrody**

Před samotným stanovením byla skleněná elektroda okalibrována na roztoky pufrů dodaných výrobcem o  $pH$  4 a 7. Mezi jednotlivými stanoveními byla elektroda uchovávána v roztoku 3 M KCl upraveném na  $pH = 4$ .

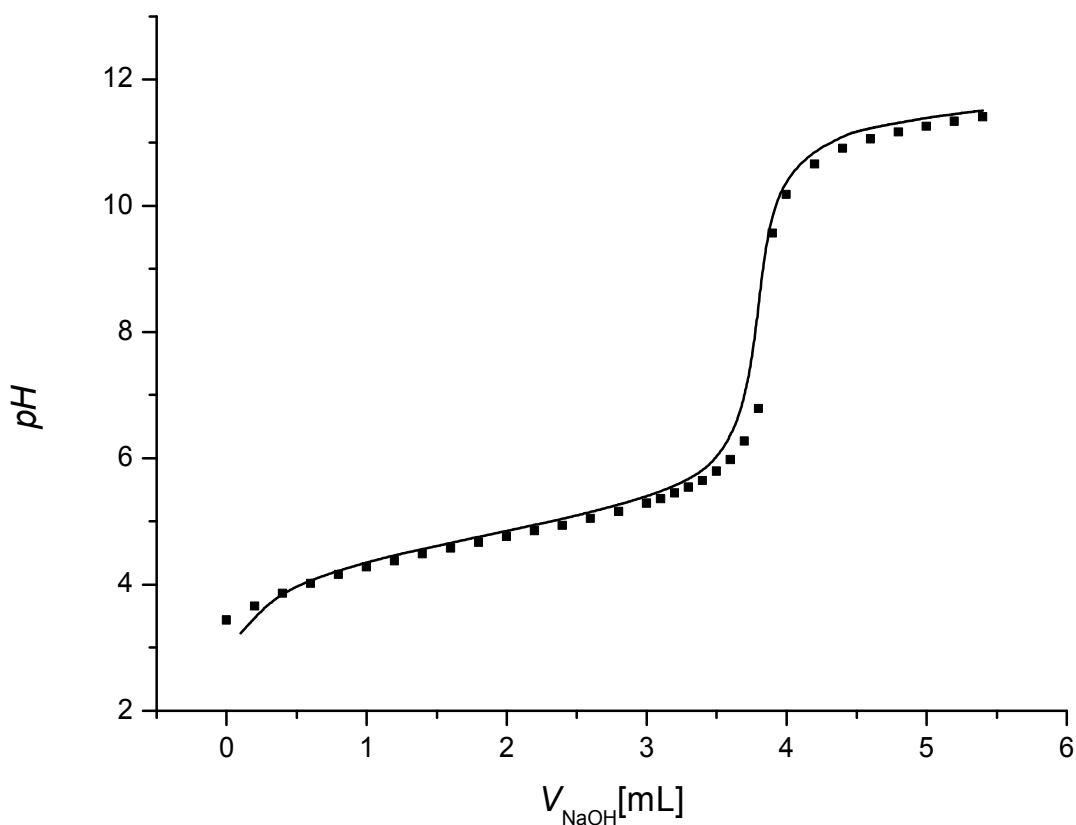
## 4. Výsledky a diskuse

### 4.1. Stanovení slabé kyseliny

Do odměrné baňky o objemu 50 ml byly napipetovány 4 ml roztoku kyseliny octové ( $c = 0,1 \text{ M}$ ) a doplněny destilovanou vodou po rysku. Tento roztok byl za neustálého míchání titrován odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10ml a bylo zaznamenáváno změřené  $pH$  po jednotlivých přidavcích. Titrace byla opakována 3x.

Ze stejných vstupních hodnot byla s použitím rovnic (2-11) až (2-13) vypočítána teoretická titrační křivka.

Experimentální titrační křivku, viz obr. 4.1, tvoří mediány hodnot  $pH$  po jednotlivých přidavcích NaOH.

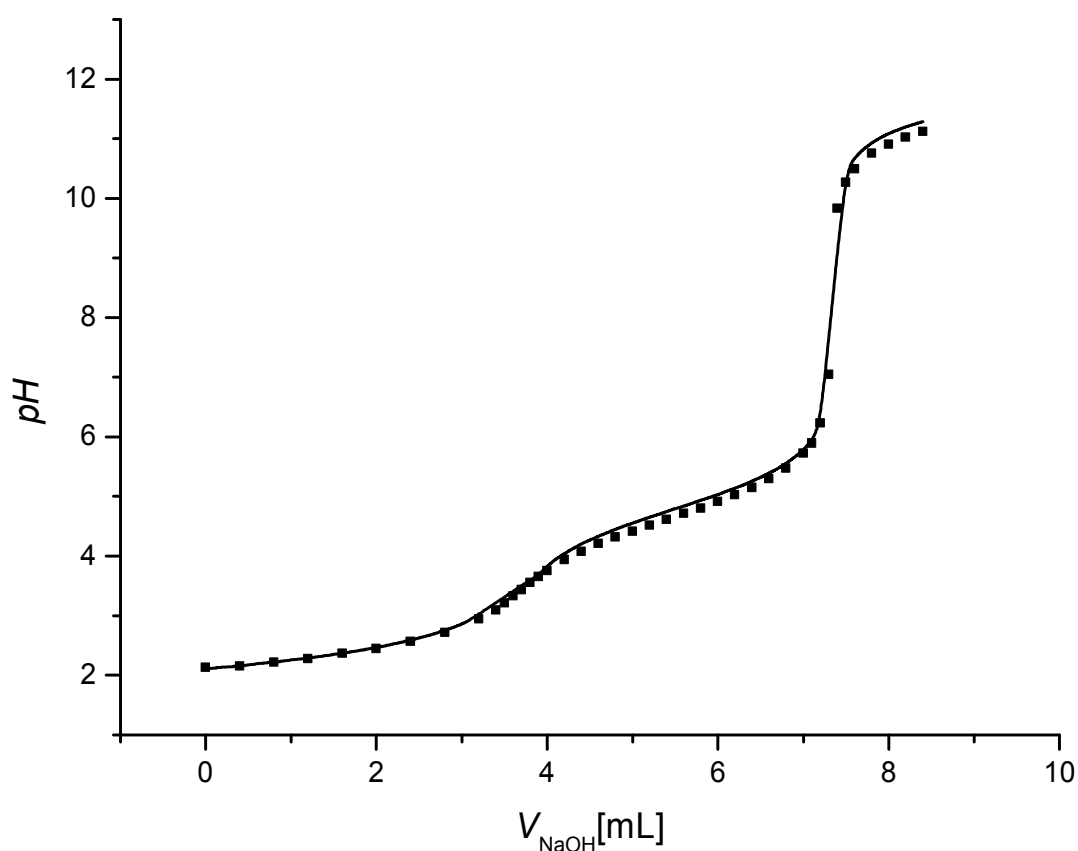


Obr. 4.1 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka kyseliny octové.

#### 4.2. Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 1:1

Do 50 ml odměrné baňky byly napipetovány 4 ml kyseliny chlorovodíkové a 4 ml kyseliny octové ( $c = 0,1 \text{ M}$ ) a doplněny po rysku destilovanou vodou. Směs byla titrována odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10 ml za indikace skleněnou elektrodou a po jednotlivých přidavcích byly zaznamenávány hodnoty  $pH$ . Stanovení bylo provedeno 3x.

Do grafu závislosti  $pH$  na objemu titračního činidla, viz obr. 4.2, byly vyneseny mediány experimentálních hodnot pro příslušné přidavky NaOH. Ze stejných vstupních dat byla vypočítána i teoretická titrační křivka s použitím rov. (2-10) až (2-13).

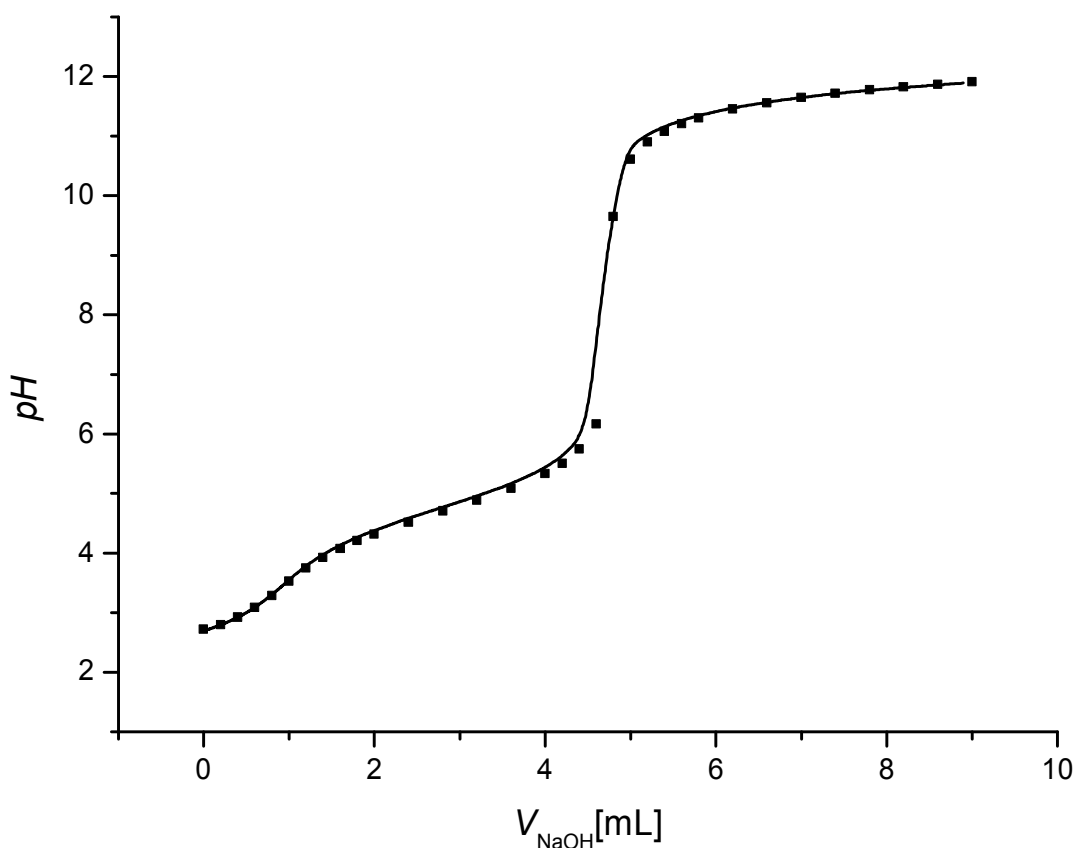


Obr. 4.2 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka směsi kyseliny octové a kyseliny chlorovodíkové v poměru 1:1.

### 4.3. Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 1:4

Do 50 ml odměrné baňky byl napipetován 1 ml kyseliny chlorovodíkové a 4 ml kyseliny octové ( $c = 0,1 \text{ M}$ ) a baňka byla doplněna po rysku destilovanou vodou. Směs byla titrována odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10 ml za indikace skleněnou elektrodou a po jednotlivých přídavicích byly zaznamenávány hodnoty  $pH$ . Stanovení bylo jen orientační, a proto bylo provedeno jen 1x. Teoretická křivka byla vypočítána jak bylo naznačeno výše.

Závislost  $pH$  na objemu titračního činidla popisuje obr. 4.3.



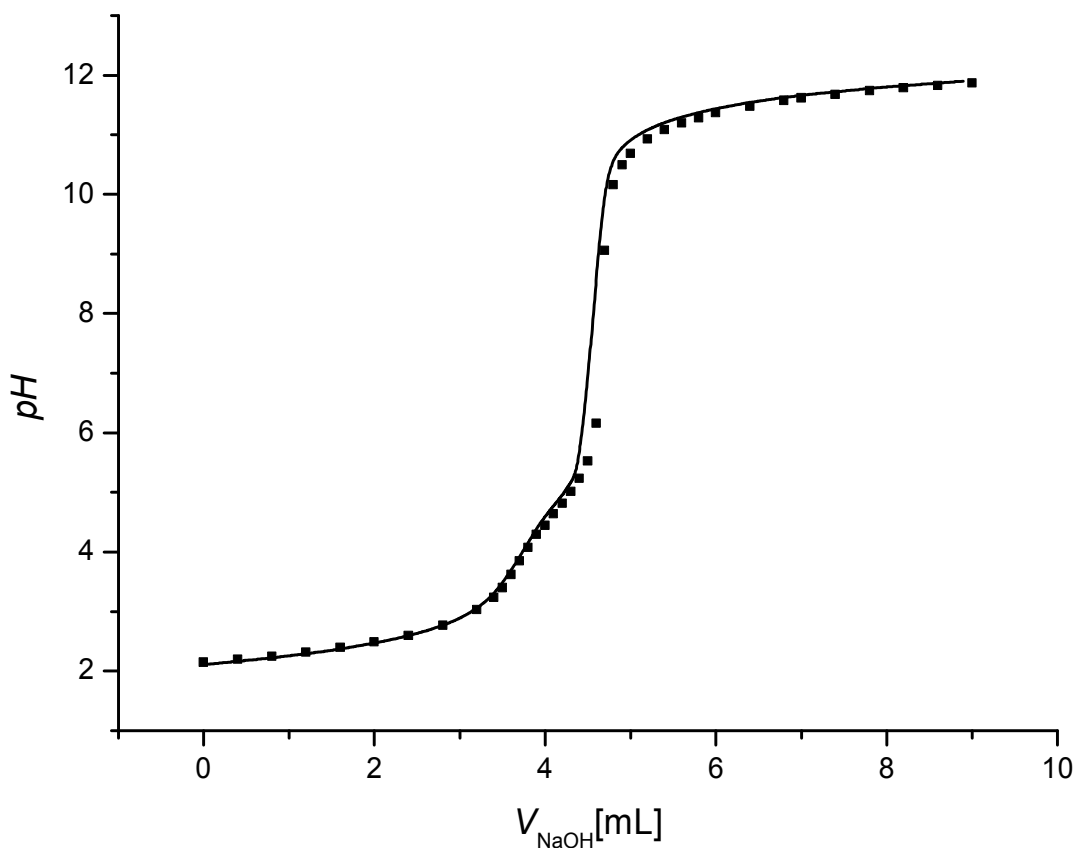
Obr. 4.3 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka směsi kyseliny chlorovodíkové a kyseliny octové v poměru 1:4.



#### 4.4. Stanovení směsi HCl + HAc v poměru HCl:HAc = 4:1

Do 50 ml odměrné baňky byly napipetovány 4 ml kyseliny chlorovodíkové a 1 ml kyseliny octové ( $c = 0,1 \text{ M}$ ) a baňka byla doplněna po rysku destilovanou vodou. Směs byla titrována odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10 ml za indikace skleněnou elektrodou a po jednotlivých přídavicích byly zaznamenávány hodnoty  $pH$ . Stanovení bylo jen orientační, a proto bylo provedeno jen 1x.

Závislost  $pH$  na objemu titračního činidla popisuje obr. 4.4. Teoretická křivka byla vypočítána jak je naznačeno výše.

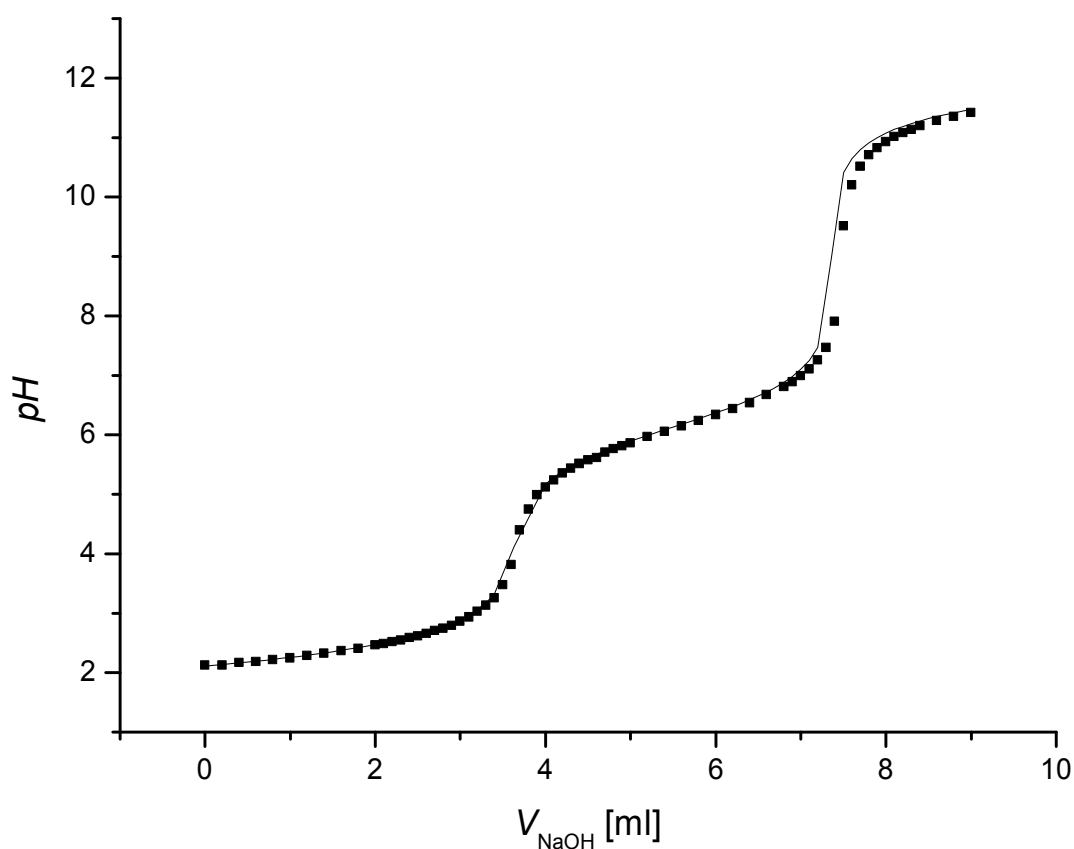


Obr. 4.4 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka směsi kyseliny chlorovodíkové a kyseliny octové v poměru 4:1.

#### 4.5. Stanovení směsi HCl + MES

Do 50 ml odměrné baňky byly napipetovány 4 ml kyseliny chlorovodíkové a 4 ml MES a doplněny po rysku destilovanou vodou. Směs byla titrována odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10 ml za indikace skleněnou elektrodou a po jednotlivých přidávcích byly zaznamenávány hodnoty  $pH$ . Stanovení bylo provedeno 3x.

Do grafu závislosti  $pH$  na objemu titračního činidla, viz obr. 4.5, byly vyneseny mediány experimentálních hodnot pro příslušné přidávky NaOH. Teoretická křivka byla vypočítána jak je naznačeno výše.

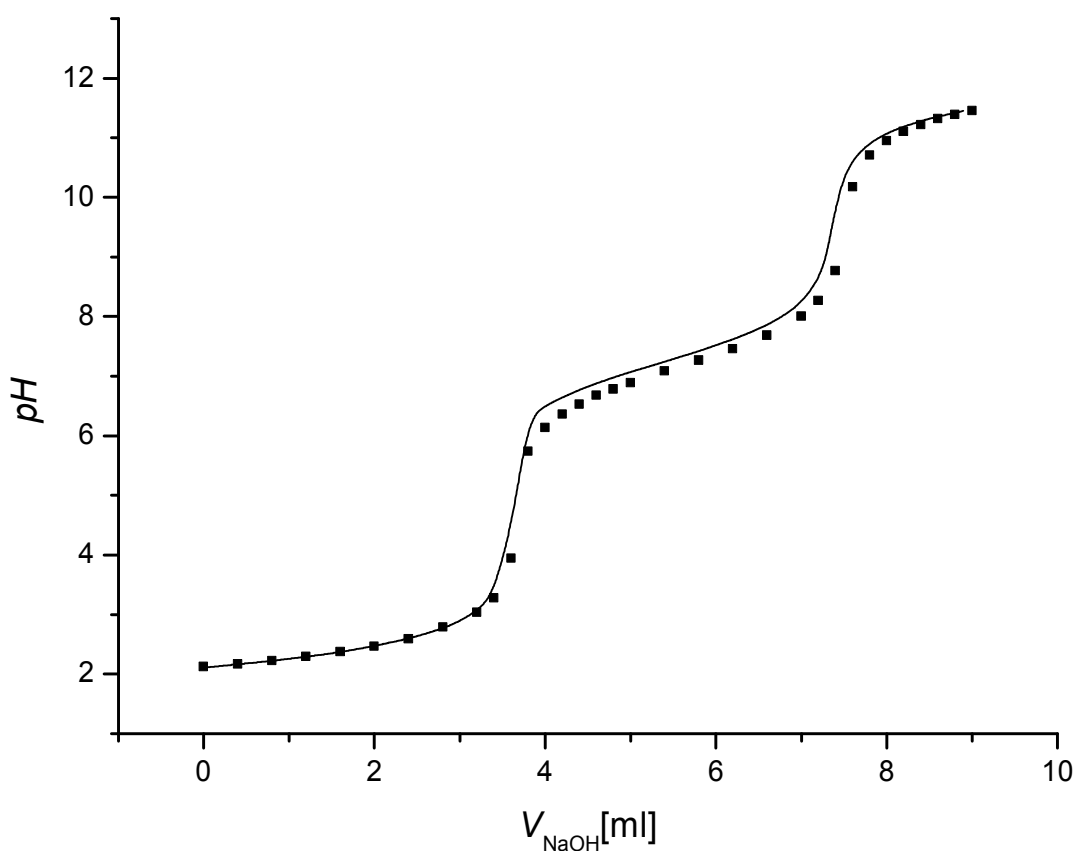


Obr. 4.5 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka směsi kyseliny chlorovodíkové a kyseliny morfolinethansulfonové (MES) v poměru 1:1.

#### 4.6. Stanovení směsi HCl + MOPS

Do 50 ml odměrné baňky byly napipetovány 4 ml kyseliny chlorovodíkové a 4 ml MOPS a doplněny po rysku destilovanou vodou. Směs byla titrována odměrným roztokem NaOH z byrety o objemu 10 ml za indikace skleněnou elektrodou a po jednotlivých přídavicích byly zaznamenávány hodnoty *pH*. Stanovení bylo provedeno 3x.

Do grafu závislosti *pH* na objemu titračního činidla, viz obr. 4.6, byly vyneseny mediány experimentálních hodnot pro příslušné přídávky NaOH. Teoretická křivka byla vypočítána jak je naznačeno výše.



Obr. 4.6 – Experimentální (body) a teoretická (plná čára) titrační křivka směsi kyseliny chlorovodíkové a kyseliny morpholinpropansulphonové (MOPS) v poměru 1:1.

#### 4.7. Vyhodnocení výsledků

Byly vypočítány odchylky experimentálních hodnot spotřeb titračního činidla v bodech ekvivalence od hodnot teoreticky vypočítaných. Protože u všech titračních křivek odpovídala první část, tj. titrace silné kyseliny teorii, budu se dále zabývat pouze částí odpovídající titrační křivce slabé kyseliny. Tato data jsou zobrazena v tab. 4.1 a 4.2.

Tab. 4.1 Vyhodnocení experimentálních výsledků – část křivky odpovídající titraci silné kyseliny;  $V_{BE1-teor}$  teoreticky vypočítaná spotřeba NaOH v prvním bodě ekvivalence v ml odpovídající úplnému ztitrování silné kyseliny,  $V_{BE1-exp}$  medián z experimentálně určených spotřeb v prvním bodě ekvivalence v ml,  $s$  směrodatná odchylka,  $s_r$  relativní směrodatná odchylka v %,  $L_1, L_2$  mez opakovatelnosti (dolní a horní mez),  $\eta$  odchylka experimentální od teoreticky vypočítané spotřeby v bodě ekvivalence v %.

Roztok	$V_{BE1-teor}$ [ml]	$V_{BE1-exp}$ [ml]	$s$ [ml]	$s_r$ [%]	$L_1$ [ml]	$L_2$ [ml]	$\eta$ [%]
HCl:HAc = 1:1	3,63	3,63	0,01	0,16	3,61	3,65	0
HCl:HAc = 1:4	0,90	0,91	-	-	-	-	+1,11
HCl:HAc = 4:1	3,63	3,63	-	-	-	-	0
MES + HCl	3,63	3,63	0	0	3,63	3,63	0
MOPS + HCl	3,63	3,68	0,01	0,32	3,63	3,71	+1,10

Tab. 4.2 Vyhodnocení experimentálních výsledků - část křivky odpovídající titraci slabé kyseliny;  $V_{BE2-teor}$  teoreticky vypočítaná spotřeba NaOH ve druhém bodě ekvivalence v ml odpovídající úplnému ztitrování slabé kyseliny,  $V_{BE2-exp}$  medián z experimentálně určených spotřeb v bodě ekvivalence v ml,  $s$  směrodatná odchylka,  $s_r$  relativní směrodatná odchylka v %,  $L_1, L_2$  mez opakovatelnosti (dolní a horní mez),  $\eta$  odchylka experimentální od teoreticky vypočítané spotřeby v bodě ekvivalence v %.

Roztok	$V_{BE2-teor}$ [ml]	$V_{BE2-exp}$ [ml]	$s$ [ml]	$s_r$ [%]	$L_1$ [ml]	$L_2$ [ml]	$\eta$ [%]
HCl:HAc = 1:1	3,71	3,72	0,11	3,02	3,35	4,09	+0,27
HCl:HAc = 1:4	3,75	3,81	-	-	-	-	+1,60
HCl:HAc = 4:1	0,94	1,02	-	-	-	-	+8,51
MES + HCl	3,73	3,81	0,01	0,31	3,77	3,85	+2,14
MOPS + HCl	3,73	3,81	0,02	0,47	3,75	3,87	+2,14

Z vyhodnocení experimentálních titračních křivek směsí je patrné, že jejich průběh velice dobře odpovídá průběhu titračních křivek vypočítaných pomocí použitého teoretického modelu pro titrační křivku směsí slabé a silné kyseliny

První část titrační křivky odpovídající titraci silné kyseliny je ve všech pozorovaných případech shodná s teoretickou titrační křivkou, z čehož plyne, že vliv zanedbání aktivních

koeficientů při výpočtu  $pH$  podle rovnic (1-1) a (2-10) je minimální, resp. mimo „rozlišovací schopnost“ použité instrumentace.

Toto zanedbání iontové síly se projevuje ve druhé části titrační křivky odpovídající titrační křivce slabé kyseliny, kdy je  $pH$  teoreticky vypočítané podle rovnice (1-1), (2-11) a (2-11) vyšší než  $pH$  experimentálně stanovené. To je patrné z porovnání části teoretické a experimentální titrační křivky odpovídající titraci slabé kyseliny, viz např. obr. 3.6. Rozdíl v  $pH$  by mohl být částečně způsoben tím, že v této fázi titrace je koncentrace iontů (a tím i iontová síla) vyšší o ionty z disociované slabé kyseliny, které se v první fázi titrace nevyskytují, jelikož je disociace této kyseliny potlačena přítomnou silnou kyselinou.

Dále je pozorován trend klesající správnosti stanovení s klesající hodnotou disociační konstanty slabé kyseliny. U kyselin morfolinethansulfonové a morfolinpropansulfonové je sice stanovení dostatečně přesné (relativní směrodatné odchylky jsou řádu desetin %), ale teoretická hodnota spotřeby v bodě ekvivalence svou hodnotou nespadá do intervalu spolehlivosti vypočteného z experimentálních hodnot. Nicméně i v tomto případě je rozdíl mezi teoretickou a experimentální spotřebou pod třemi procenty.

## 5. Závěr

Byla provedena série stanovení směsí silné kyseliny (jako typický představitel byla vzata kyselina chlorovodíková) s několika různými kyselinami slabými, lišícími se disociační konstantou, s cílem porovnat titrační křivky získané výpočtem z jednoduchých rovnic s titračními křivkami experimentálními. Z experimentálních titračních křivek byly vyhodnoceny významné body, především spotřeby odměrného roztoku hydroxidu, a porovnány s hodnotami teoretickými a statisticky zpracovány. Bylo zjištěno, že experimentálně získané výsledky velice dobře korespondují s výsledky teoretickými.

Lze konstatovat, že cíle práce, jak byly specifikovány v kap. 1.3 byly splněny.

## 6. Seznam použité literatury

- [1] M. Veselý, O. Šírová; Analytická chemie kvantitativní, 2. vydání; SNTL 1965,
- [2] D. Vondrák, J. Vulterin; Analytická chemie, 1. vydání; SNTL 1985
- [3] J. Holzbecher, J. Churáček a kol.; Analytická chemie; 1. vydání; SNTL 1987
- [4] Douglas A. Skoog, Donald M. West; Fundamentals of analytical chemistry; 3. vydání; 1976