

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI

FAKULTA PEDAGOGICKÁ
KATEDRA CHEMIE

**Elektrická vodivost elektrolytů a její aplikace ve
výuce chemie**
DIPLOMOVÁ PRÁCE

Lucie Maliňáková
Učitelství pro střední školy

Vedoucí práce: Mgr. Jitka Štrofová Ph. D.

Plzeň, 2014

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

Plzeň, 30. června 2014

.....

vlastnoruční podpis

Poděkování

Tímto bych chtěla poděkovat vedoucí mé diplomové práce Mgr. Jitce Štrofové Ph.D. za cenné rady, připomínky a také trpělivost a ochotu.

Děkuji mojí rodině, příteli a přátelům za velkou podporu.

ZÁPADOČESKÁ UNIVERZITA V PLZNI
Fakulta pedagogická
Akademický rok: 2012/2013

ZADÁNÍ DIPLOMOVÉ PRÁCE

(PROJEKTU, UMĚLECKÉHO DÍLA, UMĚLECKÉHO VÝKONU)

Jméno a příjmení: **Bc. Lucie MALIŇÁKOVÁ**
Osobní číslo: **P12N0130P**
Studijní program: **N7504 Učitelství pro střední školy**
Studijní obory: **Učitelství fyziky pro střední školy**
Učitelství chemie pro střední školy
Název tématu: **Elektrická vodivost elektrolytů a její aplikace ve výuce chemie**
Zadávací katedra: **Katedra chemie**

Z á s a d y p r o v y p r a c o v á n í :

1. Seznámit se s teorií elektrolytů, jejich vlastnostmi a možnými aplikacemi vodivostních měření.
2. Seznámit se s dostupnými konduktometry a jejich obsluhou.
3. Vyhledat v literatuře návody na vodivostní měření, prostudovat je a prakticky vyzkoušet.
4. Navrhnout nová či modifikovaná praktická cvičení využívající sledování elektrické vodivosti.
5. Vytvořit soubor praktických úloh, které by bylo možné využít ve výuce chemie na střední škole a při přípravě budoucích učitelů chemie.

Rozsah grafických prací:

Rozsah pracovní zprávy:

Forma zpracování diplomové práce: **tištěná**

Seznam odborné literatury:

Brdička R., Dvořák J.: **Základy fyzikální chemie. Academia, Praha 1977.**

Maliževský A. a kol.: **Breviář z fyzikální chemie. VŠCHT, Praha 2000.**

Atkins P. W.: **Fyzikálna chémia. STU, Bratislava 1999.**

Novák J. a kol.: **Fyzikální chemie I. VŠCHT, Praha 1999.**

Novák J. a kol.: **Fyzikální chemie II. VŠCHT, Praha 2001.**

Šobr J.: **Návody pro laboratorní cvičení z fyzikální chemie. VŠCHT, Praha 1998.**


Vedoucí diplomové práce: **Mgr. Jitka Štrofová, Ph.D.**
Katedra chemie

Datum zadání diplomové práce: **15. prosince 2012**

Termín odevzdání diplomové práce: **31. března 2014**


Doc. PaedDr. Jana Čoufalová, CSc.
děkanka




Doc. Mgr. Václav Richter, CSc.
vedoucí katedry

V Plzni dne 2. ledna 2013

V Plzni dne 25. března 2014
č.j. ZČU-007607/2014/Vo

Rozhodnutí

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

takto:

Studentce **Lucii Maliňákové**, nar. 25. září 1988, bytem **Plzeň, Táborská 20**, studující ve studijním programu **Učitelství pro střední školy**, studijní oborová kombinace **fyzika-chemie** se určuje náhradní termín odevzdání diplomové práce s názvem „Elektrická vodivost elektrolytů a její aplikace ve výuce chemie“ na **30. června 2014**.

Odůvodnění:

Studentka je povinna odevzdat kvalifikační práci dle jejího zadání nejpozději do 31. března 2014. Studentka, aniž by odevzdala kvalifikační práci, podala k děkance fakulty včas podle čl. 55 odst. 2 studijního a zkušebního řádu žádost o stanovení náhradního termínu odevzdání kvalifikační práce s odůvodněním, že do termínu původně určeného pro odevzdání diplomové práce není schopna práci zpracovat z důvodu dlouhodobé nemoci vedoucí DP, technickým problémům s měřicím přístrojem a studijního i pracovního vytížení.

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.



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

Obsah

1 Úvod.....	11
2 Teoretická část	12
2.1 Elektrolyty a ionty	12
2.1.1 Nábojové číslo iontu	13
2.1.2 Disociace.....	13
2.2 Vlastnosti elektrolytů.....	15
2.2.1 Podmínka elektroneutality.....	16
2.2.2 Roztoky elektrolytů ideální a reálné	17
2.3 Kyseliny a zásady	18
2.3.1 Arrheniova teorie	18
2.3.2 Brønstedova-Lowryho teorie	19
2.3.3 Lewisova teorie.....	22
2.4 Disociační konstanta kyselin a zásad.....	23
2.4.1 Odvození pomocí rychlostí reakcí	23
2.4.2 Odvození pomocí Gibbsovy energie.....	26
2.5 Elektrolýza	30
2.5.1 Faradayovy zákony	31
2.6 Elektrická vodivost	32
2.6.1 Elektronově vodivé látky	32
2.6.2 Iontová vodivost	34
2.7 Pohyb iontů v elektrickém poli.....	35
2.7.1 Základní pojmy	35
2.7.2 Kohlrauschův zákon o nezávislém putování iontů	38
2.7.3 Odvození vztahu mezi rychlostí iontu a jeho pohyblivostí.....	40
2.7.4 Vztah mezi pohyblivostí a měrnou, molární vodivostí.....	41
2.7.5 Arrheniův vztah	43
2.7.6 Efekty ovlivňující pohyblivost iontů	44
2.8 Měření vodivosti	45
2.8.1 Přístroje pro měření vodivosti.....	48
2.9 Vodivost slabých elektrolytů	49
2.10 Konduktometrická titrace	50
2.11 Použití konduktometrie.....	52
2.12 Převodová čísla	53
2.12.1 Vztah mezi převodovými čísly a rychlostí iontů, resp. pohyblivostí iontů .	54

3 Didaktická část.....	58
3.1 Výukový proces	58
3.2 Cíle ve výukovém procesu.....	58
3.2.1 Kognitivní taxonomie	59
3.2.2 Taxonomie afektivních cílů	61
3.2.3 Taxonomie psychomotorických cílů podle H. Davea.....	61
3.3 Vyučovací metody	62
3.3.1 Klasifikace metod	62
3.4 RVP a ŠVP.....	70
4. Praktická část	72
4.1 Systém Vernier	72
4.1.1 Sada k měření elektrické vodivosti	73
4.1.2 Kalibrace senzorů	73
4.1.3 Kalibrace čítače kapek	75
4.1.4 Software Logger Pro	76
4.2 Praktické úlohy	78
4.2.1 Stanovení konduktivity a molární konduktivity roztoku chloridu draselného a kyseliny octové	78
4.2.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů.....	81
4.2.3 Konduktometrická titrace	83
4.2.4 Konduktometrické stanovení obsahu NaCl ve vzorku	84
4.2.5 Porovnání konduktivity různých druhů vody	88
4.2.6 Vodivost osolené a oslazené vody	89
4.3 Výsledky měření	91
4.3.1 Stanovení konduktivity a molární vodivosti roztoku chloridu draselného a kyseliny octové	91
4.3.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů.....	97
4.3.3 Konduktometrická titrace	103
4.3.4 Konduktometrické stanovení obsahu NaCl ve vzorku	108
4.3.5 Porovnání konduktivity různých druhů vod	113
4.3.6 Vodivost osolené a ocukrované vody	114
4.4. Diskuse výsledků	115
4.4.1 Stanovení konduktivity a molární vodivosti roztoku chloridu draselného a kyseliny octové	115
4.4.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů.....	116
4.4.3 Konduktometrická titrace	117
4.4.4 Konduktometrické určení obsahu NaCl ve vzorku.....	117

4.4.5 Porovnání konduktivity různých druhů vod	118
4.4.6 Vodivost osolené a ocukrované vody	118
5 Závěr	119
6 Seznam použité literatury	120

1 Úvod

Problematikou elektrické vodivosti roztoků elektrolytů se již ve 20. letech minulého století zabýval český chemik Karel Šandera (25. ledna 1903 - 8. července 1959). Zajímal se především o využití konduktometrie k analytickým a provozním měřením v cukrovarnictví. Za uplynulých 100 let zaznamenal obor zaměřený na studium elektrické vodivosti obrovský pokrok a konduktometrie nachází uplatnění v mnoha oblastech.

Diplomová část je rozdělena na část teoretickou, didaktickou a praktickou. Teoretická část je věnována teorii elektrolytů, kyselin a zásad, způsobům určení disociační konstanty a teorii elektrické vodivosti, konduktometrické titrace apod. V didaktické části jsou uvedeny základní vyučovací metody používané při výuce chemie na středních školách a rozebrané cíle výuky s ohledem na téma práce. Hlavní pozornost je věnována laboratorním metodám a výukovým experimentům.

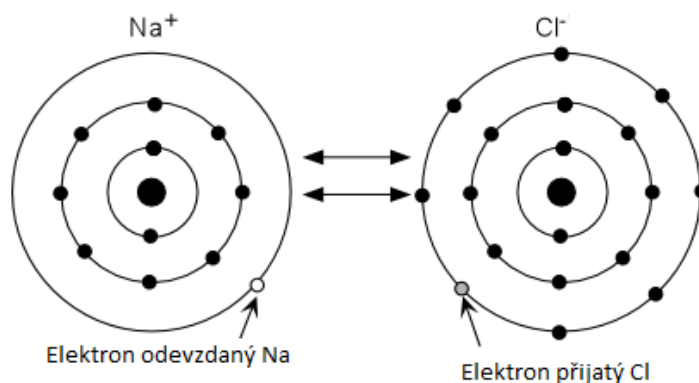
Praktickou část tvoří vlastní měření. Obsahuje pracovní postupy úloh, výsledky měření a diskuzi těchto výsledků. Jedná se převážně o konduktometrické titrace realizované během fyzikálních laboratorních praktik na vysokých školách. Dále jsou zde uvedeny návrhy konduktometrických úloh určených pro laboratorní cvičení na středních školách a náměty na pokusy vhodné pro demonstraci elektrické vodivosti v hodinách chemie.

2 Teoretická část

2.1 Elektrolyty a ionty

Látky, které mohou v roztoku nebo tavenině disociovat na ionty, se označují jako elektrolyty. Slovo ion pochází z řeckého slova *ión*. Význam tohoto slova je chodící, putující, či poutník. Poprvé ho použil Michael Faraday, jenž jím označil hlavní vlastnost iontů. Tedy schopnost se díky svému náboji pohybovat v roztoku mezi elektrodami, kladné ke katodě, záporné k anodě¹.

Ionty jsou elektricky nabitě částice. Dělí se na kationty a anionty. Kationty jsou částice s kladným nábojem, které vznikají odštěpením jednoho či více elektronů z elektricky neutrálního atomu. Anionty jsou částice se záporným nábojem a vznikají přijetím jednoho či více elektronů. Štěpením neboli ionizací původní elektroneutrální molekuly vznikají ionty, které mají stabilnější elektronovou konfiguraci než původní neutrální atomy. Dosahují tím energeticky výhodnější konfigurace nejbližšího vzácného plynu. Na obr. 1 je zobrazeno schéma vzniku iontů.



Obr. 1 Vznik kationtu sodíku Na^+ a aniontu chloru Cl^- při disociaci molekuly NaCl (převzato a upraveno podle internetu²)

Původní myšlenku, že ionty v roztoku vznikají jako důsledek průchodu elektrického proudu roztokem, tj. disociace molekul v roztoku vlivem elektrického pole, byla vyvrácena německým fyzikem R. Clausiem. „*Pokusy dokázal, že k štěpení elektrolytu na ionty nepřispívá elektrický proud žádnou energií; jinak by totiž mohl procházet roztokem elektrolytu proud teprve od určitého přepětí*“³.

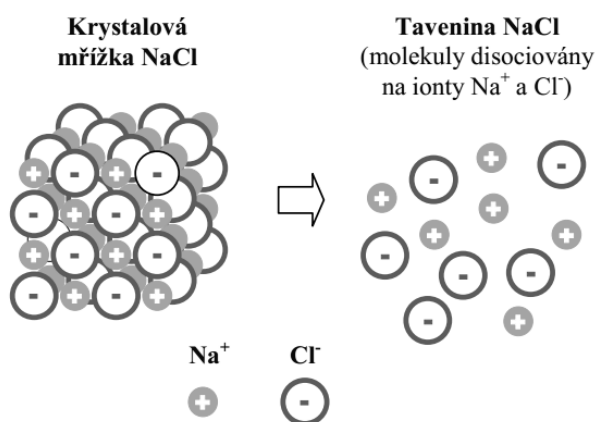
2.1.1 Nábojové číslo iontu

Nábojové číslo je bezrozměrná veličina a vypočítá se jako podíl elektrického náboje iontu a elementárního náboje. Značí se symbolem z . Říká nám, kolik elektronů molekula odevzdala či přijala. Snadno se zjistí jako součet všech oxidačních čísel v iontu⁴. Například nábojové číslo hydrogenfosforečnanového aniontu je rovno -2 , protože $(\text{H}^{\text{I}}\text{P}^{\text{V}}\text{O}_4^{\text{II}})^{-\text{II}}$ a $z = 1 + 5 + 4 \cdot (-2) = -2$. Pro fosforečnanový anion je $z = 5 + 4 \cdot (-2) = -3$.

2.1.2 Disociace

Disociace je tedy vznik iontů z elektroneutrálních molekul. Rozlišují se dva druhy disociace – termická a elektrolytická.

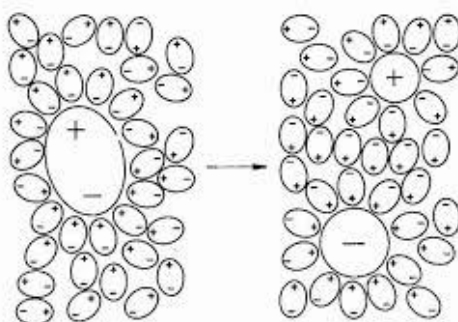
Termická disociace je disociace účinkem zvýšené teploty. Dodáním tepla krystalu s iontovou mřížkou se zvýší kinetická energie iontů, které kmitají kolem svých rovnovážných poloh v krystalové mřížce. Je-li energie iontů vyšší než vazebné síly, které je drží v mřížce, ionty se z ní uvolní. V tavenině poté existují jednotlivé ionty⁵.



Obr. 2 **Termická disociace látky s iontovou strukturou NaCl** (převzato z literatury⁵)

Elektrolytická disociace je disociace látky v roztoku působením polárního rozpouštědla. Působením rozpouštědla dojde k rozpadu molekuly na jednotlivé kationty a anionty, které jsou poté obaleny (solvatovány) molekulami rozpouštědla a vytváří se solvatační vrstvy. Je-li rozpouštědlem voda, hovoří se o hydrataci a hydratačních vrstvách. Rozlišují se dvě solvatační vrstvy. Primární vrstva je tvořena molekulami rozpouštědla, které jsou k iontu vázány velice silně. Molekuly rozpouštědla v primární vrstvě se v elektrickém poli pohybují současně s daným iontem. Sekundární vrstva

je tvořena molekulami rozpouštědla nacházejícími se na primární vrstvě. Vazba mezi nimi a ionty je slabší, tedy se s ním v elektrickém poli prakticky nepohybují⁶.

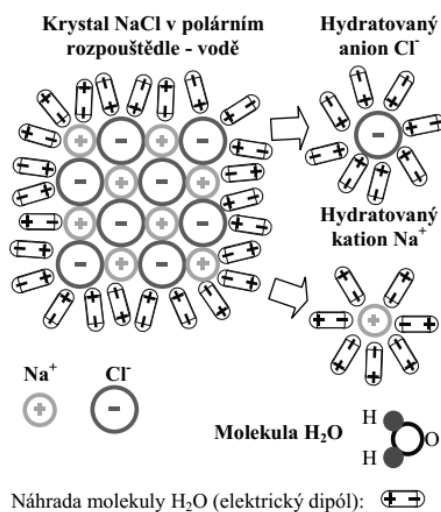


Obr. 3 **Hydratace iontů** (převzato z internetu⁷)

Voda patří mezi nejpolarnější rozpouštědla elektrolytů, což je dáno přítomností parciálních kladných i záporných nábojů. Rozpouštějí se v ní tzv. hydrofilní látky. Přitažlivé síly mezi molekulami vody a ionty jsou v tomto případě silnější než přitažlivé síly mezi molekulami látky. Solvatační obal brání přitahování jednotlivých iontů a tím nedochází k opětovnému vzniku neutrální molekuly⁸.

A) Disociace látky s iontovou mřížkou

„Molekuly rozpouštědla se orientují k iontům na povrchu iontové mřížky tou částí, která má opačný náboj než příslušný ion. Tím jsou oslabeny vazebné síly mezi ionty a ionty jsou z povrchu krystalu uvolňovány do roztoku“⁸.

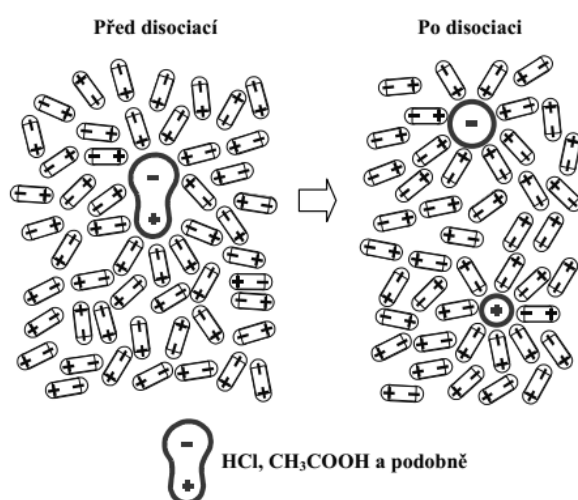


Obr. 4 **Elektrolytická disociace látky s iontovou vazbou** (převzato z literatury⁵)

B) Disociace látek s velmi polární kovalentní vazbou

U molekul s vazbou polární kovalentní je rozložení vazebného elektronového páru mezi atomy nerovnoměrné. Jeden z atomů přitahuje tento pár silněji než druhý. Který to je, lze zjistit z hodnoty elektronegativity. Atom s větší elektronegativitou přitahuje vazebný elektronový pár silněji a vzniká na něm částečný (parciální) záporný náboj δ^- . Na druhém atomu tedy vzniká částečný (parciální) kladný náboj δ^+ .

Polární molekuly elektrolytu a polární molekuly rozpouštědla spolu interagují. Vazba se dále polarizuje, až dojde k úplnému rozpadu molekuly.



Obr. 5 Elektrolytická disociace látky s polární vazbou (převzato z literatury⁵⁾)

Rozdíl mezi disociací a ionizací je v tom, že disociací dochází k rozpadu molekul, které jsou navenek elektroneutrální, ale jsou tvořeny ionty vázanými v krystalové mřížce. Při ionizaci molekula či atom vyměňuje s okolním prostředím elektron a stává se tak iontem. Ionizace je proces reverzibilní. Stane-li se z iontu neutrální molekula, dochází k tzv. rekombinaci. U disociace brání rekombinaci solvatační obaly kolem iontů.

2.2 Vlastnosti elektrolytů

Vodiče se dělí do dvou skupin podle druhu částice, která způsobuje přenos elektrického proudu. Mezi vodiče 1. třídy patří kovy. Přenos elektrického proudu zajišťují pouze volné elektrony. Vodiči 2. třídy jsou elektrolyty, u nichž je vedení elektrického proudu zprostředkováno ionty vzniklými při disociaci⁶.

Jak již bylo uvedeno výše, elektrolyt je chemická látka, která se nachází v tavenině nebo roztoku ve formě iontů, a to částečně nebo úplně.

Klasifikace elektrolytů:

- 1) silné – v tavenině či rozpouštědle dochází k úplné disociaci molekul na ionty (nejsou přítomny žádné neutrální molekuly), jsou to hlavně roztoky silných anorganických kyselin a hydroxidů, solí silných kyselin a zásad (např. HCl, H₂SO₄, NaCl, NaOH, ...)
- 2) slabé – k disociaci molekul na ionty téměř nedochází (přítomny jsou jak neutrální molekuly, tak malá koncentrace iontů), jedná se o roztoky slabých anorganických kyselin, organických kyselin, solí slabých kyselin a zásad (např. H₂CO₃, NH₃, CH₃CH₂COOH, ...)
- 3) středně silné – poměr nedisociovaných molekul a iontů v roztoku je srovnatelný (např. H₃PO₄)⁹.

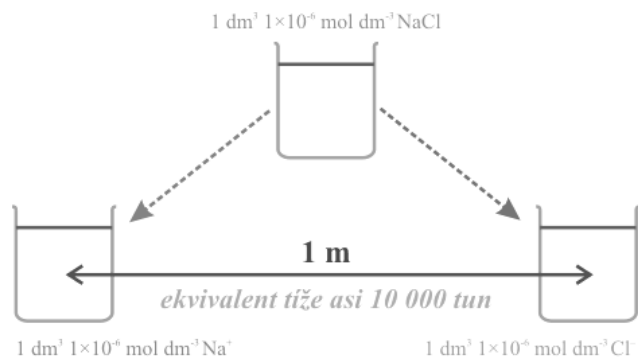
Přenašeči elektrického proudu v elektrolytech jsou tedy ionty vzniklé disociací.

2.2.1 Podmínka elektroneutrality

Roztoky elektrolytů důsledkem disociace obsahují ionty, nabitě částice, ale systém se navenek musí chovat elektroneutrálně. Jedná se o tzv. globální podmínku elektroneutrality. Elektroneutrální musí být také jednotlivé makroskopické části tohoto systému, tzv. lokální podmínka elektroneutrality.

Lokální podmínka je splněna díky tomu, že ion určitého náboje je obklopen ionty náboje opačného a dochází tak k jejich částečnému vyrušení⁹.

Separace iontů na makroskopické úrovni není možná, protože by bylo nutné překonat obrovské elektrostatické síly působící mezi ionty, viz obr. 6. Podmínku elektroneutrality lze tedy porušit pouze na mikroskopické úrovni.



Obr. 6 **Příklad velikosti elektrostatického působení mezi separovanými ionty**
(převzato z internetu¹⁰)

Matematicky lze podmínku elektroneutrálnosti vyjádřit takto:

$$\sum_i c_i z_i = 0, \quad (2.1)$$

c_i značí koncentraci i -tého druhu iontů, z_i nábojové číslo i -tého druhu iontů⁶.

2.2.2 Roztoky elektrolytů ideální a reálné

Ideálnímu roztoku se blíží pouze roztoky velmi zředěné, u nichž nedochází k silovému působení mezi solvatovanými ionty, nebo jsou tyto (coulombické) elektrostatické interakce zanedbatelné. Solvatované ionty se v roztoku pohybují nezávisle na sobě a roztok můžeme charakterizovat koncentrací c .

Neideálními roztoky jsou roztoky s vysokou koncentrací solvatovaných iontů ($c > 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$). Působí mezi nimi (coulombické) elektrostatické síly, které způsobují odchylku od ideálního chování. Tyto roztoky je proto nutné charakterizovat přesněji tzv. aktivitou

$$a_i = \gamma_i c_i, \quad (2.2)$$

kde a_i je aktivita i -té složky, γ_i je aktivní koeficient i -té složky a c_i molární koncentrace i -té složky.

Reálnými roztoky se zabývali chemici a fyzici Debye a Hückel ve 20. letech 20. století. Vypracovali tzv. teorii silných elektrolytů. Později ji doplnil další chemik a fyzik Onsager. Pomocí této teorie lze vypočítat střední aktivitní koeficient, který je geometrickým průměrem aktivitního koeficientu i -tých složek⁶

$$\gamma_{\pm, K_{v^+} A_{v^-}} = \sqrt[{}^{v^+} v^-]{\gamma_+^{v^+} \gamma_-^{v^-}}, \quad (2.3)$$

v^+, v^- vyjadřují elektrický náboj iontu, $\gamma_+^{v^+}$ a $\gamma_-^{v^-}$ jsou aktivní koeficienty kationtu a aniontu.

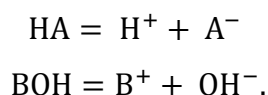
Kolem roku 2004 byly na Přírodovědecké fakultě UK v Praze objeveny tzv. oscilující elektrolyty. Tyto elektrolyty se při průchodu elektrického proudu nechovají jako elektrolyty „normální“. Objeveny byly při jejich separaci kapilární zónovou elektroforézou. Vykazují tzv. elektromigrační oscilaci, která je analogická chemických oscilacím. Více informací je uvedeno v literatuře^{11,12,13}.

2.3 Kyseliny a zásady

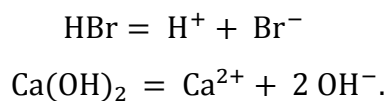
2.3.1 Arrheniova teorie

Kyseliny a zásady patří mezi elektrolyty. Představy o nich se formují již od 19. století. Jako první vyslovil teorii o kyselinách a zásadách Arrhenius v roce 1887. Podstatou této teorie byla myšlenka, že kyseliny a zásady jsou elektrolyty a elektrolytickou disociací se štěpí na ionty.

Obecné rovnice disociace lze zapsat tímto způsobem:



Rovnice disociace pro konkrétní látky:



Podle Arrhenia se látka schopná odtrhnout kation vodíku nazývá kyselina a látka schopná odtrhnout anion hydroxidový se nazývá zásada nebo také báze.

Fyzikální chemik W. Ostwald tuto teorii dále rozvedl. Lze ji použít pouze pro vysvětlení dějů probíhajících ve vodných roztocích. Nebere v úvahu vliv rozpouštědla při reakcích kyselin a zásad¹⁴.

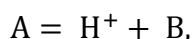
2.3.2 Brønstedova-Lowryho teorie

Dnes nejvíce aplikovaná teorie, tzv. Brønstedova-Lowryho byla formulována v roce 1923.

Základem této teorie je výměna protonu H^+ během acidobazických reakcí. Podle toho se také hovoří o tzv. protolytických reakcích.

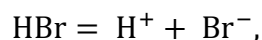
Kyseliny jsou částice schopné odštěpovat protonu H^+ a zásady (báze) jsou částice schopné se s protonem spojit.

Reakce mají obecný tvar:



kde A představuje obecné značení kyseliny, H^+ odtržený proton a B je obecné značení zásady (nerozlišují se elektroneutrální molekuly či ionty).

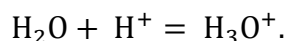
Brønstedova-Lowryho teorie zavádí pojem konjugovaný pár nebo také protolytický systém. Z rovnice



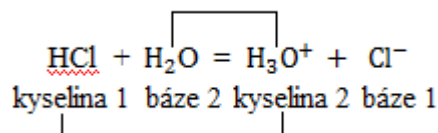
kteřá představuje jeden konjugovaný pár neboli protolytický systém, je vidět, že HBr představuje v přímé reakci kyselinu, tj. látku schopnou odštěpit proton. Částice Br^- vystupuje jako konjugovaná zásada (báze) schopná proton přijmout, což představuje reakce zpětná.

V systému, kde probíhají protolytické reakce, musí být vždy přítomny dva protolytické systémy. Jeden systém kation H^+ odštěpuje, druhý systém tento kation H^+ přijímá. Kyselina se tedy může projevat pouze v případě, že je přítomna zásada přijímající vodíkový proton.

Voda jako báze přijímá proton H^+ a vzniká oxoniový kation

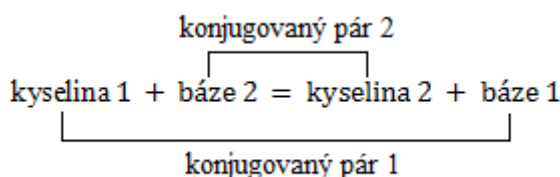


Reakcí vody s plynným chlorovodíkem vzniká



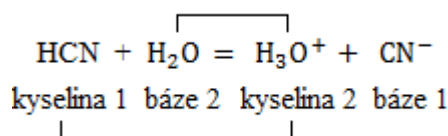
Kyselina 1 a báze 1 tvoří jeden konjugovaný pár, báze 2 a kyselina 2 druhý konjugovaný pár.

Obecný zápis vypadá takto



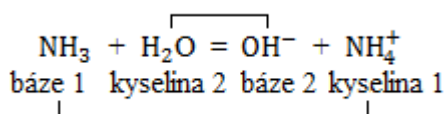
Konjugovaný pár tvoří vždy jedna slabá a jedna silná látka. Silná kyselina velice ochotně odštěpuje proton H^+ , například HCl. Její anion Cl^- je slabá zásada, neochotně přijímá vodíkový kation za vzniku neutrální kyseliny HCl. Proto převládá reakce v přímém směru.

Opačným příkladem je slabá kyselina, s níž tvoří konjugovaný pár silná báze



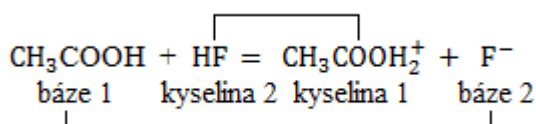
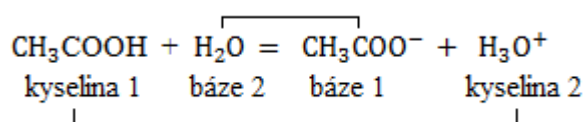
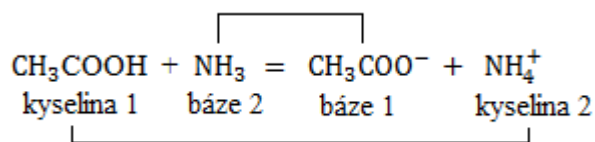
HCN představuje slabou kyselinu, která odštěpuje vodíkový kation velmi neochotně. Její anion CN^- je silná zásada (báze) ochotně přijímající kation H^+ od oxoniového kationtu za vzniku neutrální molekuly HCN. V systému převládá zpětná reakce.

Pro báze platí stejné principy.



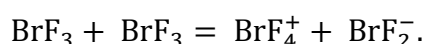
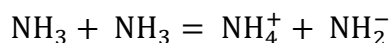
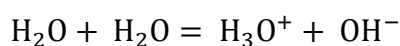
Rozpouštědla se dělí podle toho, zda protony přijímají i odevzdávají a reakce se účastní nebo se reakce neúčastní. Amfiprotní rozpouštědla jsou ta, která mohou protony přijímat a odevzdávat, typickým příkladem je voda. Dále sem patří některá organická rozpouštědla jako methanol, ethanol a další. Druhým typem jsou aprotní rozpouštědla, která vodíkový kation neodštěpují ani nepřijímají, benzen, tetrachlormethan CCl_4 , atd. Dále existují rozpouštědla protogenní a protofilní. Protogenní neboli kyselá rozpouštědla jsou rozpouštědla uvolňující vodíkový kation, jedná se proto o kyseliny (HCl , HBr , H_2SO_4 , ...). Protofilní rozpouštědla jsou bazická a vodíkový kation ochotně přijímají, jedná se tedy o zásady (NH_3 , pyridin, ...).

Látka se může v různých rozpouštědlech chovat různě. Příkladem může být kyselina octová, která se jednou chová jako silná kyselina, kdy je rozpouštědlem amoniak, podruhé jako slabá kyselina při reakci s vodou a jako báze při reakci s bezvodou kyselinou fluorovodíkovou. Příslušné reakce jsou znázorněny na schématech níže. Z tohoto příkladu plyne, že pojmy kyselina/zásada či kyselost/zásaditost jsou relativní.



Rozpouštědlová teorie je obecnější než Arrheniova a Brønstedova-Lowryho teorie. Poprvé ji formuloval ve 20. letech 20. století Franklin a později byla doplněna Američany H. P. Cady a H. M. Elsey. Podle této teorie je kyselinou látka reagující s rozpouštědlem v roztoku za vzniku kationtů, které jsou charakteristické pro čisté rozpouštědlo, a tím dochází ke zvyšování jejich koncentrace. Základou je látka reagující s rozpouštědlem v roztoku za vzniku aniontů charakteristických pro dané čisté rozpouštědlo a dochází tak ke zvyšování koncentrace těchto aniontů.

Rozpouštědlem může být pouze látka schopná disociace, např.



Pokud obsahuje rozpouštědlo proton (např. H_2O , NH_3) přechází tato teorie v teorii Brønstedovu-Lowryho. Naopak pokud není přítomen proton, přechází v Arrheniovu teorii¹⁵.

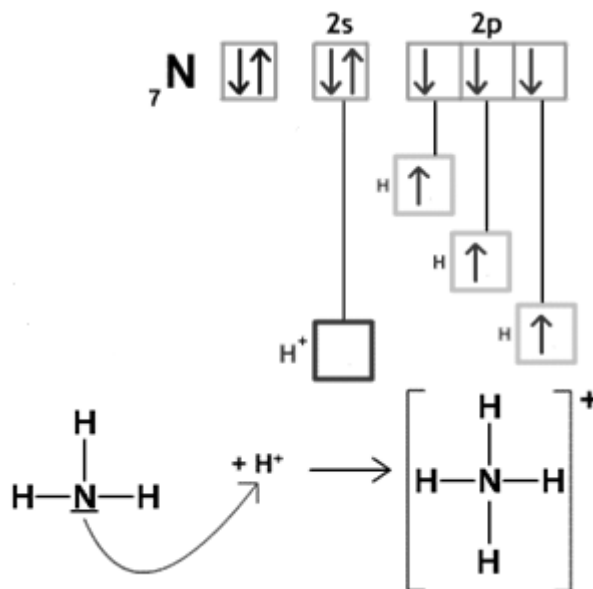
2.3.3 Lewisova teorie

Všechny předchozí teorie definovali pojmy kyselina a zásada (báze) na základě schopnosti látek přijímat či odštěpovat proton H^+ . Lewisova teorie formulována a upřesňována ve 20. a 30. letech 20. století odvozuje tyto pojmy z elektronové struktury, kde je kladena pozornost na elektronový pár.

Kyseliny jsou látky nemající volný (nevazebný) elektronový pár, jedná se tedy o akceptory volného elektronového páru. Příkladem Lewisovy kyseliny je BF_3 , $SnCl_4$, NO^+ , Cu^{2+} či Al^{3+} , nebo elektrofilní částice.

Bází je látka mající alespoň jeden volný elektronový pár, jehož je donorem. Patří sem nukleofilní částice, NH_3 , H_2O , OH^- nebo H^- .

Reakcí Lewisovy kyseliny a zásady vzniká koordinačně-kovalentní vazba, což je příklad donor-akceptorové vazby. Sloučeniny s touto vazbou se nazývají komplexy. Jsou složeny z centrálního atomu – akceptoru, nejčastěji je to d-prvek, a jednoho či více ligandů – donorů elektronového páru¹⁴. Vznik koordinačně kovalentní vazby je znázorněn na obr. 7.



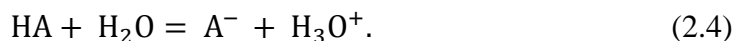
Obr. 7 Vznik koordinačně-kovalentní vazby v molekule NH_4^+ (převzato z internetu¹⁶)

Lewisova teorie se uplatňuje při vysvětlování mechanismu vzniku koordinačních sloučenin, dějích probíhajících v taveninách a aprotických rozpouštědlech¹⁴.

2.4 Disociační konstanta kyselin a zásad

2.4.1 Odvození pomocí rychlostí reakcí

V uzavřeném systému dochází k ustavení rovnováhy mezi přímou a zpětnou reakcí



Rychlosti přímé (v_1) a zpětné reakce (v_2) lze vyjádřit

$$\begin{aligned} v_1 &= k_1 [\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}] \\ v_2 &= k_2 [\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]. \end{aligned}$$

V rovnováze probíhají obě reakce stejnou rychlostí

$$\begin{aligned} v_1 &= v_2 \\ k_1 [\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}] &= k_2 [\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]. \end{aligned} \quad (2.5)$$

Ze vztahu (2.5) lze odvodit vztah pro rovnovážnou konstantu K reakce (2.4)

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}]}. \quad (2.6)$$

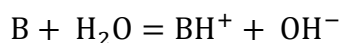
Protože se rovnovážná koncentrace vody téměř nemění, lze ji zahrnout do konstanty K , výsledkem je disociační konstanta kyseliny K_A

$$K_A = \frac{[\text{A}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] [\text{H}_2\text{O}]}. \quad (2.7)$$

Hranaté závorky [] vyjadřují rovnovážné koncentrace jednotlivých složek účastnících se reakce. Lze je používat pouze v případě ideálních roztoků či nízkých koncentracích. Jinak se definuje disociační konstanta kyseliny pomocí aktivit

$$K_A = \frac{a_{\text{A}^-} a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{HA}}}. \quad (2.8)$$

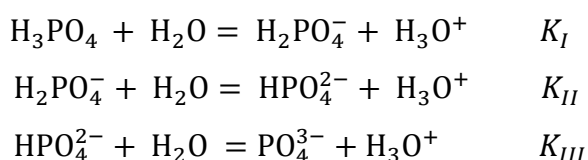
Stejným způsobem se vyjadřuje disociační konstanta zásady B



$$K_B = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}. \quad (2.9)$$

Hodnota disociační konstanty určuje sílu kyselin a zásad. Pokud $K_A(K_B) > 10^{-3}$ jedná se o silné kyseliny (báze), hodnoty $K_A(K_B)$ nacházející se v rozmezí $10^{-2} - 10^{-4}$ značí středně silné kyseliny (báze) a jsou-li konstanty menší než 10^{-3} , mluví se o slabých kyselinách (bázích).

Hodnoty disociačních konstant jsou tabelovány. U vícesytných kyselin (např. H_3PO_4) se určují disociační konstanty do jednotlivých stupňů disociace



V tabulce 1 jsou uvedeny hodnoty disociačních konstant vybraných kyselin.

Tabulka 1 **Hodnoty disociačních konstant některých kyselin a zásad při 25 °C**
(převzato a upraveno podle literatury¹⁵)

Kyselina	K_A	Zásada	K_B
dichlorooctová	$5,14 \cdot 10^{-2}$	piperidin	$1,3 \cdot 10^{-3}$
monochlorooctová	$1,33 \cdot 10^{-3}$	dimethylamin	$7,4 \cdot 10^{-4}$
mravenčí	$1,77 \cdot 10^{-4}$	ethylamin	$4,68 \cdot 10^{-4}$
benzoová	$6,3 \cdot 10^{-5}$	methylamin	$4,37 \cdot 10^{-4}$
octová	$1,74 \cdot 10^{-5}$	trimethylamin	$7,4 \cdot 10^{-5}$
oxalová	$5,02 \cdot 10^{-2}$	amoniak	$1,74 \cdot 10^{-5}$
	$5,18 \cdot 10^{-5}$	pyridin	$1,6 \cdot 10^{-9}$
jablečná	$3,9 \cdot 10^{-4}$	anilin	$4,1 \cdot 10^{-10}$
	$7,2 \cdot 10^{-6}$	chinolin	$3,5 \cdot 10^{-10}$
fumarová	$1,0 \cdot 10^{-3}$		

Stupeň disociace α vyjadřuje, kolik molekul v roztoku podléhá elektrolytické disociaci. Označíme-li celkovou koncentraci látky (kyseliny, zásady) symbolem c_M , pak pro kyselinu disociující podle rovnice (2.4), mohu stupeň disociace vyjádřit

$$\alpha = \frac{[A^-]}{c_M}, \quad (2.10)$$

protože $[A^-] = [H_3O^+]$ mohu stupeň disociace vyjádřit také

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{c_M}. \quad (2.11)$$

Koncentraci nedisociovaných molekul $[HA]$ je možné vypočítat ze znalosti počátečního počtu molekul c_M a počtu vzniklých iontů $[A^-]$

$$[HA] = c_M - [A^-] = c_M - \alpha c_M = c_M (1 - \alpha). \quad (2.12)$$

Vyjádřím-li disociační konstantu pomocí stupně disociace a koncentrace c_M , získám vztah

$$K_A = \frac{c_M^2 \alpha^2}{c_M (1 - \alpha)} = \frac{c_M \alpha^2}{(1 - \alpha)}. \quad (2.13)$$

Disociuje-li látka velmi málo, bude $\alpha \ll 1$ a vztah se zjednoduší na tvar

$$K_A = c_M \alpha^2. \quad (2.14)$$

Odtud lze vyjádřit stupeň disociace

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_A}{c_M}} = \sqrt{K_A v_i}, \quad (2.15)$$

kde v_i vyjadřuje zředění roztoku $1/c_M$ a proto čím větší zředění roztoku, tím větší stupeň disociace. Stupeň disociace nabývá hodnot v intervalu $\langle 0,1 \rangle$. Stejná odvození platí i pro zásady¹⁵.

2.4.2 Odvození pomocí Gibbsovy energie¹⁷

Gibbsova energie je termodynamická funkce, která se značí symbolem G . Dříve byla nazývána volná entalpie. Je definována vztahem

$$G = H - TS, \quad (2.16)$$

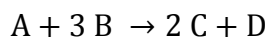
kde H je entalpie, T termodynamická teplota a S je entropie.

Gibbsova energie je základní termodynamická funkce, která se používá při studiu fázových a chemických rovnováh.

Rovnice látkové bilance

A) Látková bilance jedné chemické reakce

V uzavřeném systému, kde probíhá pouze jedna chemická reakce



má rovnice látkové bilance obecný tvar

$$n_i = n_{i,0} + \nu_i \xi \quad i = 1, 2, \dots, k \quad (2.17)$$

kde n_i je látkové množství i -té látky, $n_{i,0}$ je látkové množství i -té látky na počátku a ξ je rozsah reakce. Absolutní hodnota ξ udává „vzdálenost“ od počátečního stavu, jednotkou je mol. Symbol k představuje počet látek účastnících se chemické reakce.

B) Stupeň přeměny α

Definuje se pro systém obsahující pouze výchozí látky.

$$\alpha = \frac{n_{1,0} - n_1}{n_{1,0}} \rightarrow n_1 = n_{1,0} (1 - \alpha). \quad (2.18)$$

Látková množství v rovnici přísluší tzv. klíčové látce ($n_{1,0}$). To je výchozí látka, která se jako první přemění, tj. vymizí ze systému, při chemické reakci. Je-li ale množství látek ve výchozím systému v poměru jejich stechiometrických koeficientů, lze všechny tyto výchozí látky považovat za klíčové.

Stupeň přeměny leží v intervalu $\langle 0,1 \rangle$. Vztah mezi stupněm přeměny α a rozsahem reakce je

$$\alpha = - \frac{\nu_i \xi}{n_{1,0}}. \quad (2.19)$$

Podmínka rovnováhy

V následujícím textu bude odvozena podmínka rovnováhy pro chemickou reakci, která probíhá za konstantní teploty T , konstantního tlaku p v uzavřeném systému, který může vykonávat maximálně objemovou práci.

Důsledkem II. termodynamické věty je, že v popsaném systému je samovolná chemická přeměna doprovázena poklesem celkové Gibbsovy energie G systému až do rovnovážného stavu, ve kterém je hodnota Gibbsovy energie nejmenší. Bude-li v systému probíhat jedna chemická reakce popsaná bilanční podmínkou (2.17.), Gibbsova energie je poté funkcí rozsahu reakce ξ , tj. $G = G(\xi)$ a $\xi \in \langle \xi_{min}, \xi_{max} \rangle$.

Funkce diferencovatelná na konečném uzavřeném intervalu, tj. jedná se o spojitou funkci na konečném uzavřeném intervalu, která má derivaci v každém bodě daného intervalu, má absolutní minimum ve stacionárním nebo krajním bodě intervalu. Stacionární bod je bod, jehož první derivace funkce je nulová.

Protože uvažuji přítomnost všech látek v rovnovážném stavu, bude se rovnováha nacházet ve stacionárním bodě intervalu $\langle \xi_{min}, \xi_{max} \rangle$.

1) Reakční Gibbsova energie

Z výše stanovených podmínek hledám hodnotu ξ_{rovn} , pro niž platí $dG/d\xi = 0$ v bodě $\xi = \xi_{rovn}$. Pro Gibbsovu energii G a dG platí

$$G = \sum_{i=1}^k \mu_i n_i \quad (2.20)$$

$$dG = -SdT + Vdp + \sum_{i=1}^k \mu_i dn_i, \quad (2.21)$$

kde μ_i je chemický potenciál i -té látky, S je entropie systému, V je objem systému. Protože systém má konstantní tlak p i teplotu T , jsou členy druhé rovnice obsahující tyto veličiny nulové. Diferenciací rovnice (2.17) získám vztah $dn_i = \nu_i d\xi$ a dosazením do rovnice (2.20) platí

$$dG = \left(\sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i \right) d\xi \quad [T, p] \quad \rightarrow \quad \left(\frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{T, p} = \sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i. \quad (2.22)$$

Výraz $\left(\frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{T, p}$ představuje tzv. reakční Gibbsovu energii, která se značí $\Delta_r G_m$

$$\Delta_r G_m = \left(\frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{T, p} = \sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i. \quad (2.23)$$

Ze vztahu (2.23) je patrné, že reakční Gibbsova energie je záporná, pokud je Gibbsova energie klesající funkcí rozsahu reakce. Naopak reakční Gibbsova energie je kladná, jestliže je Gibbsova energie rostoucí funkcí rozsahu reakce. V rovnováze nabývá Gibbsova energie minimální hodnoty.

Rovnovážná konstanta

Rovnovážnou podmínku

$$\Delta_r G_m = \left(\frac{\partial G}{\partial \xi} \right)_{T, p} = \sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i = 0 \quad (2.24)$$

je nutné vyjádřit ve tvaru vhodném k výpočtu rovnovážného složení systému. K tomu použiji vztah pro chemický potenciál i -té složky systému

$$\mu_i = \mu_i^\theta + RT \ln a_i, \quad (2.25)$$

kde μ_i je chemický potenciál i -té látky a μ_i^θ je chemický potenciál i -té látky ve zvoleném standardním stavu. Člen $RT \ln a_i$ vyjadřuje rozdíl mezi chemickým potenciálem i -té látky v daném systému a ve standardním stavu.

Spojením rovnic (2.24) a (2.25) získám

$$\Delta_r G_m = \sum_{i=1}^k \nu_i (\mu_i^\theta + RT \ln a_i) = \sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i^\theta + RT \ln \prod_{i=1}^k a_i^{\nu_i}. \quad (2.26)$$

Z toho plyne

$$\Delta_r G_m = \Delta_r G_m^\theta + RT \ln \prod_{i=1}^k a_i^{\nu_i}, \quad (2.27)$$

kde

$$\Delta_r G_m^\theta = \sum_{i=1}^k \nu_i \mu_i^\theta. \quad (2.28)$$

$\Delta_r G_m^\theta$ je standardní reakční Gibbsova energie.

Vztahem

$$\Delta_r G_m^\theta = -RT \ln K \quad (2.29)$$

je definována rovnovážná konstanta K , pro niž platí

$$K = \prod_{i=1}^k a_{i,rovn}^{\nu_i}, \quad (2.30)$$

kde $a_{i,rovn}$ je aktivita i -té látky v rovnovážném stavu.

Hodnota rovnovážné konstanty je závislá na zápisu chemické reakce. Volba standardního stavu má vliv na formu (vzhled) rovnovážné konstanty, ale ne na její řešení.

Tabulka 2 Vyjádření aktivity pro různé volby standardního stavu
(převzato a upraveno podle literatury¹⁷⁾)

Standardní stav za teploty systému	Vztah pro aktivitu
Čistá látka chovající se jako ideální plyn	$a_i = \frac{p_i}{p^{st}}$ $p^{st} = 101\,325 \text{ Pa}$ p_i – parciální tlak i -té složky ve směsi
Čistá kondenzovaná látka (rozpuštědlo,...)	$a_i = x_i$ x_i - molární zlomek i -té složky ve směsi
Látka rozpuštěná v roztoku (ideální chování) o koncentraci $c^{st} = 1 \text{ mol dm}^{-3}$	$a_i = \frac{c_i}{c^{st}}$ c_i - koncentrace i -té složky ve směsi

Hodnota rovnovážné konstanty je závislá na teplotě a tuto závislost vyjadřuje vztah

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta_r H_m^\theta}{R T^2}. \quad (2.31)$$

K je rovnovážná konstanta, T teplota, R je univerzální plynová konstanta, $\Delta_r H_m^\theta$ je standardní reakční entalpie reakce.

Jestliže je v intervalu teplot $\langle T_1, T_2 \rangle$ hodnota standardní reakční entalpie konstantní, integrací levé strany rovnice (2.31) v daném intervalu teplot získám vztah

$$\ln \frac{K(T_2)}{K(T_1)} = \frac{\Delta_r H_m^\theta}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right), \quad (2.32)$$

pomocí kterého je možné spočítat rovnovážnou konstantu při teplotě T_2 nebo hodnotu standardní reakční entalpie v daném teplotním intervalu.

2.5 Elektrolýza

System složený z nádoby obsahující elektrolyt a dvou do něj ponořených elektrod se nazývá elektrochemická soustava. Elektrody, které mohou být různého druhu, mohou být spojeny se zdrojem elektrického proudu, poté se jedná o elektrolýzu, nebo jsou spojeny s elektrickým spotřebičem a tvoří tzv. galvanický článek.

Při elektrolýze dochází vlivem procházejícího elektrického proudu k chemickým oxidačně-redukčním reakcím na elektrodách. Důsledkem probíhajících chemických reakcí v galvanickém článku naopak vzniká elektrický proud.

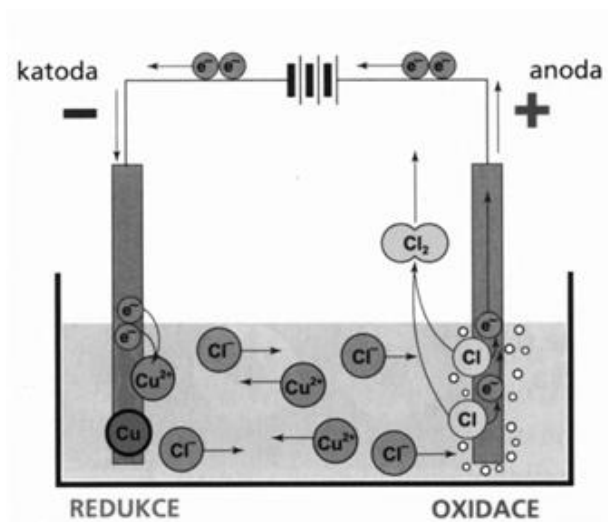
Na elektrodách – katodě a anodě – probíhají redoxní děje. Na katodě probíhá redukce a na anodě oxidace.

V případě elektrolýzy je katoda záporně nabitá elektroda, na které probíhá redukce. Při redukci kation přijímá elektrony od této elektrody a snižuje své oxidační číslo. Například: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

Anoda je kladně nabitá elektroda a probíhá na ní oxidace. Při oxidaci anion odevzdává elektrony, zvyšuje své oxidační číslo a může se z něj stát neutrální atom či molekula. Například: $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl} + \text{e}^-$, $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$ (schéma elektrolýzy zobrazeno na obr. 8).

V galvanickém článku je naopak katoda kladnou elektrodou a anoda elektrodou zápornou⁹.

Elektrolýza se využívá např. ke galvanickému pokovování předmětů (poměďování, zlacení, chromování), čištění kovů (např. měď, zinek, nikl), průmyslové výrobě a laboratorní přípravě chemických sloučenin (vodík, kyslík, hliník), v akumulátorech a také při analytických metodách – coulometrie, polarografie.



Obr. 8 Schéma elektrolýzy chloridu měďnatého (převzato z literatury¹⁸)

2.5.1 Faradayovy zákony¹⁷

Kvantitativní stránku elektrolýzy vyjadřují Faradayovy zákony. Pojmenovány jsou podle anglického fyzika Michaela Faradaye, který je formuloval v roce 1833. Dnes se tyto zákony často spojují v jediný.

První Faradayův zákon říká, kolik látky se vyloučí při elektrolýze v roztoku či přímo na elektrodě.

Množství vyloučené látky je přímo úměrné náboji Q , který prošel elektrolytem

$$m = A Q = A I t. \quad (2.33)$$

A je konstanta úměrnosti, pro danou látku je charakteristická a nazývá se elektrochemický ekvivalent látky; jednotkou elektrochemického ekvivalentu je $[A] = \text{kg C}^{-1}$.

Druhý Faradayův zákon konkretizuje pojem elektrochemický ekvivalent látky A . Elektrochemický ekvivalent látky A se vypočítá jako podíl molární hmotnosti látky, Faradayovy konstanty F a počtu elektronů z , které je potřeba k vyloučení jedné molekuly látky

$$A = \frac{M}{F z}. \quad (2.34)$$

Látková množství různých látek, která se vyloučí při elektrolýze stejným nábojem, jsou chemicky ekvivalentní, to znamená, že se mohou vzájemně nahradit ve sloučenině nebo se beze zbytku sloučit⁹.

Náboj prošlý elektrolytem je roven hodnotě elektrického proudu I násobené časem t , po který proud prochází. $Q = I t$ a zároveň se elektrický náboj rovná $Q = n z F$, kde n látkové množství látky vyloučené na elektrodě, z je náboj iontu a F je Faradayova konstanta. Faradayova konstanta je definována jako náboj jednoho molu elektronů $F = e N_A = 96\,458 \text{ C mol}^{-1}$. Poté

$$m = n M = \frac{Q}{z F} = \frac{I t}{z F} M. \quad (2.35)$$

2.6 Elektrická vodivost

Rozlišujeme vodivost iontovou a elektronovou. Iontovou vodivost mají, jak už bylo zmíněno v předcházejících kapitolách, elektrolyty, roztoky elektrolytů, pevné elektrolyty, taveniny elektrolytů a polymerní elektrolyty (iontově vodivé polymery). Elektronovou vodivost vykazují kovy, polovodiče a některé polymery¹⁹.

2.6.1 Elektronově vodivé látky

Charakter elektronové vodivosti je důsledkem pásové teorie pevných látek. Ta vychází z kvantové teorie, která říká, že energetické hladiny příslušející jednotlivým odděleným elektronům nabývají v atomech definovaných hodnot. Interakce mezi elektrony a jádry okolních atomů, ke kterým dochází při vzniku krystalu, tyto hladiny posouvají a vzniká pás energetických hladin. Počet energetických hladin v určitém pásu je určen počtem atomů. Podle Pauliho principu vylučnosti je každá hladina obsazena maximálně dvěma elektrony. Pravděpodobnost obsazení hladiny s energií E je určena Fermi-Diracovou funkcí $F(E)$

$$F(E) = \frac{1}{\left[1 + \exp\left(\frac{E - E_F}{k_B T}\right)\right]} \quad (2.36)$$

kde E_F je Fermiho energie, k_B je Boltzmannova konstanta nabývající hodnoty $1,381 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$ a T termodynamická teplota v K.

Energetické pásy s nižší energií se nazývají valenční pásy, pásy s nejvyšší energií, které lze za dané teploty obsadit elektrony, se nazývají vodivostní pásy.

Elektrony, které se nacházejí ve valenčním pásu a podílejí se na tvorbě vazby mezi atomy, jsou vázané. Naopak atomy ve vodivostním pásu jsou nevázané, volně se pohybují, a tudíž mají vyšší energii než elektrony v pásu valenčním. Rozdíl energie je způsoben prací, kterou je třeba dodat vázaným elektronům, aby došlo k jejich uvolnění z vazby.

Kovy

I při teplotě absolutní nuly $T = 0 \text{ K}$ není vodivostní pás zcela obsazen elektrony. Vyřešením rovnice (2.36) je možné zjistit, že v kovech lze při teplotě $T = 0 \text{ K}$ obsadit hladinu s nejvyšší energií tzv. Fermiho hladinu s Fermiho energií E_F . Energetické hladiny ve vodivostním pásu jsou obsazeny velice hustě, což je příčinou vysoké vodivosti kovů, protože je tato vodivost dána pouze pohybem volných elektronů. Stejný princip platí i u tzv. elektronového plynu. Zakázané pásmo ležící mezi valenčním a vodivostním pásem není příliš široké, proto stačí malé dodání energie a elektrony toto pásmo přeskočí do vodivostního pásu¹⁹.

Supravodivost se u kovů projevuje při teplotách $0 - 10 \text{ K}$. Důsledkem ustálení tepelného pohybu částic se zvyšuje pohyb elektronů a strmě stoupá vodivost kovu. Tento jev byl dosud pozorován u 21 prvků a 500 slitin. Je snaha hledat látky, které vykazují supravodivost i při normálních teplotách či teplotách vyšších než 10 K ¹⁴.

Polovodiče a izolanty (nevodiče)

U těchto látek není při teplotě $T = 0 \text{ K}$ vodivostní pás obsazen elektrony. Zakázané pásmo je u nich mnohem širší než u kovů, u izolantů více než 5 eV , u polovodičů 3 eV . Přibližně uprostřed tohoto pásu leží Fermiho energie E_F . Důsledkem tepelné excitace při $T > 0 \text{ K}$ je přechod elektronů z valenčního pásma do vodivostního u polovodičů. Zároveň vzniká díra ve valenčním pásu. Další možností, jak zajistit

přechod elektronů přes zakázaný pás, je interakce polovodičů s elektromagnetickým zářením, jehož energie musí být větší než šířka tohoto pásma. S rostoucí teplotou tedy roste vodivost polovodičů. U izolantů je šířka zakázaného pásu tak veliká, že nedochází k překonání tohoto pásma¹⁹.

Elektronově vodivé polymery

Polymery jsou normálně považovány za izolanty, ale polymery, ve kterých dochází ke střídání jednoduchých a dvojných vazeb, tzv. konjugované polymery, mají vlastní vodivost, která je poměrně vysoká. Dále musí obsahovat pohyblivé nosiče náboje, které zajišťují jeho pohyb po řetězci¹⁹. Více článek²⁰.

2.6.2 Iontová vodivost

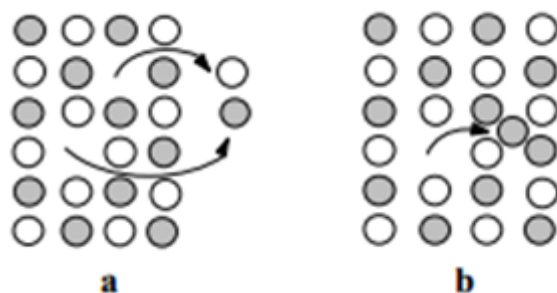
Roztoky elektrolytů

Roztoky elektrolytů vykazují iontovou vodivost, která byla podrobněji popsána v kapitolách 2.1 a 2.2.

Pevné elektrolyty

Pevné elektrolyty jsou tvořeny krystalickými mřížkami. K transportu iontů dochází v důsledku přítomnosti defektů v této mřížce. Rozeznávají se dva typy defektů. Volná neobsazená místa, např. díry, se nazývají Schottkyho defekty. Pohyb iontů ze stabilní do intersticiální (vsunuté, vmezežené) polohy tvoří Frenkelovy defekty. Pohyb iontů je možný třemi způsoby. První pohyb tvoří pohyb iontu ze stabilní polohy do nejbližšího uvolněného místa (vakance) a vzniká nová vakance. Druhá možnost je přesun iontu z jedné intersticiální polohy do jiné. Poslední variantou je pohyb iontu ze stabilní polohy do intersticiální, při kterém následuje pohyb jiného iontu z intersticiální polohy do uvolněného místa předchozím iontem.

Transport iontů přes intersticiální polohy se nazývá Frenkelův mechanismus. Vyskytuje se hlavně u příměsí v krystalech a sloučeninách s velkými koordinačními čísly, protože je zde malý prostor a ionty zde nemohou projít do intersticiálních poloh. Pohyb iontů přes uvolněná místa (vakance) se nazývá Shottkyho mechanismus a objevuje se hlavně u halogenidů alkalických kovů obsahující kationové a aniontové vakance a u sloučenin s malými koordinačními čísly¹⁹.



Obr. 9 **Dvojměrné znázornění Schottkyho (a) a Frenkelovo (b) poruch** (převzato z literatury²¹⁾)

Taveniny elektrolytů

Příčina pohyblivosti iontů v těchto látkách není dosud objasněna. Interakce mezi ionty ovlivňuje jejich pohyb více než v roztocích elektrolytů, protože jsou ionty blíže u sebe. Transport iontů umožňují dutiny, jejichž vznik a zánik je závislý na fluktuacích v lokální hustotě kapaliny.

Iontově vodivé polymery

Mohou být chápány jako pevné elektrolyty, ale jejich mechanismus transportu iontů je rozdílný. Je možné jej přirovnat k pohybu iontů v roztocích elektrolytů¹⁹.

2.7 Pohyb iontů v elektrickém poli

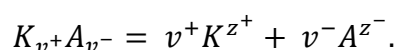
2.7.1 Základní pojmy

Roztok elektrolytu je homogenní látka obsahující volně pohyblivé nabitě částice – ionty. Proto elektrolyty vedou elektrický proud. Pokud na ionty nepůsobí elektrické pole, pohybují se neuspořádaným pohybem, chaoticky. Zavedením homogenního elektrického pole o intenzitě E se chaotický pohyb iontů usměrní. Kationty se pohybují ke katodě, záporně nabitě elektrodě, a anionty k anodě, kladně nabitě elektrodě, a elektrolytem prochází elektrický proud¹⁷.

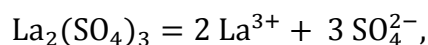
Tomuto uspořádanému pohybu iontů v elektrickém poli se říká migrace. Migrace je zvláštním případem nucené difúze.

Koncentraci iontů přítomných v elektrolytu lze spočítat následujícím způsobem.

Disociaci elektrolytu lze zapsat:



Např.



kde

$$v^+ z^+ = v^- |z^-|. \quad (2.37)$$

v^+, v^- vyjadřují stechiometrický koeficient kationtu, aniontu; z^+ a z^- nábojové číslo kationtu a aniontu elektrolytu. Koncentrace iontů je pro $\text{La}_2(\text{SO}_4)_3$ rovno 6.

Pro silný elektrolyt platí

$$c^+ = v^+ c \quad \text{a} \quad c^- = v^- c, \quad (2.38)$$

kde c představuje celkovou koncentraci elektrolytu.

Stejně vztahy platí i pro slabé elektrolyty, pokud bude c vyjadřovat koncentraci úplně disociované části elektrolytu²².

V roztocích elektrolytů, vodičů II. třídy, platí stejně jako ve vodičích I. třídy Ohmův zákon

$$I = \frac{U}{R}. \quad (2.39)$$

I značí elektrický proud, U napětí a R elektrický odpor neboli rezistanci. Elektrický odpor závisí na délce vodiče l , materiálu vodiče ρ a jeho ploše průřezu S

$$R = \rho \frac{l}{S}, \quad (2.40)$$

kde ρ se nazývá měrný odpor neboli rezistivita a charakterizuje specifický odpor vodiče, jednotkou je $\Omega \text{ m}$.¹⁷

Převrácená hodnota elektrického odporu se nazývá konduktance G neboli elektrická vodivost roztoku.

$$G = \frac{1}{R}. \quad (2.41)$$

Jednotkou konduktance odvozené od jednotky elektrického odporu je Ω^{-1} . Dnes se používá jednotka S, siemens, pro kterou platí

$$1 \text{ S} = 1 \Omega^{-1},$$

a z Ohmova zákona²³

$$1 \text{ S} = 1 \text{ C V}^{-1} \text{ s}^{-1}.$$

Vodivost stejně jako elektrický odpor závisí na geometrických vlastnostech vodiče – S vyjadřuje plochu elektrod a l jejich vzdálenost. Vodivost (konduktance) G je odvozena od elektrického odporu R (rezistance), měrná vodivost (konduktivita) κ je odvozena od měrného odporu (rezistivity) ρ stejným způsobem

$$\kappa = \frac{1}{\rho}, \quad (2.42)$$

poté

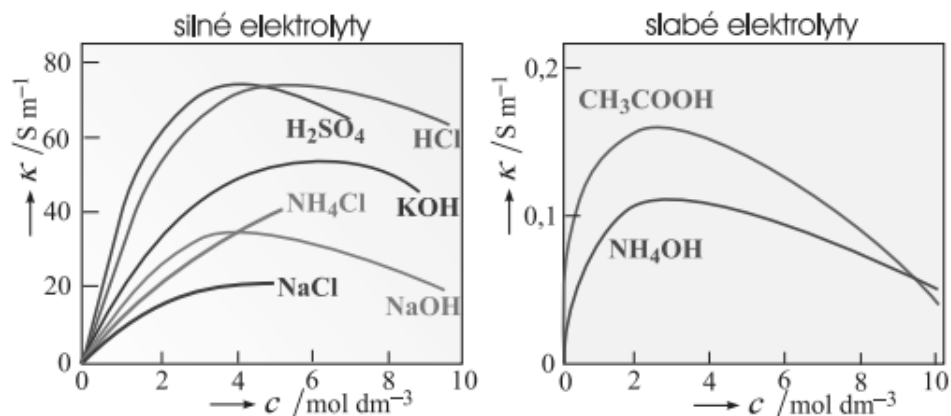
$$\kappa = G \frac{l}{S}.^{24} \quad (2.43)$$

" κ je měrná vodivost, kterou má krychle o hraně 1 m, obsahující elektrolyt, prochází-li proud kolmo na jednu z jejích ploch"²⁵.

Jednotkou konduktivity je S m^{-1} . Měrná vodivost, také specifická, se měří převážně v nižších jednotkách mS cm^{-1} nebo $\mu\text{S cm}^{-1}$. Místo měrné vodivosti (odporu) je možné se setkat s označením specifická vodivost (odpor).

$$1 \mu\text{S cm}^{-1} = 0,001 \text{ mS cm}^{-1} = 0,000\,001 \text{ S cm}^{-1} = 0,000\,1 \text{ S m}^{-1}.^{24}$$

Měrná vodivost (konduktivita) roztoku elektrolytu roste s teplotou a závisí na koncentraci. Silné elektrolyty disociují úplně, a proto jejich měrná vodivost ze začátku stoupá, rostoucí koncentrace znamená vyšší počet iontů v roztoku, ty se začínají vzájemně ovlivňovat, působí na sebe elektrostatickými silami, a měrná vodivost klesá. Měrná vodivost slabých elektrolytů má podobný průběh, hodnoty jsou ale několikanásobně nižší. Disociují pouze v omezené míře, takže množství iontů v roztoku je malé²⁵.



Obr. 10 **Koncentrační závislost měrné vodivosti reálných roztoků silných a slabých elektrolytů** (převzato z literatury¹⁷)

Kromě měrné vodivosti κ a elektrické vodivosti G se používá molární vodivost Λ

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c}, \quad (2.44)$$

kde c je molární koncentrace elektrolytu v mol m^{-3} , jednotkou Λ je $\text{S m}^2 \text{mol}^{-1}$. Molární vodivost je na koncentraci elektrolytu závislá z týchž důvodů jako měrná vodivost²³.

U silných elektrolytů je vztah mezi molární vodivostí a koncentrací vyjádřen pomocí Kohlrauschovy rovnice pro uni-univalentní elektrolyty

$$\Lambda = \Lambda^\infty + a\sqrt{c}, \quad (2.45)$$

a je empirická konstanta a Λ^∞ molární vodivost při nekonečném zředění neboli limitní molární vodivost²⁵.

2.7.2 Kohlrauschův zákon o nezávislém putování iontů

Tento zákon vyjadřuje molární vodivost elektrolytů v případech, kdy se ionty vzájemně nijak neovlivňují. Reálné roztoky se blíží roztokům ideálním při nekonečném zředění, proto molární vodivost takového roztoku lze zapsat

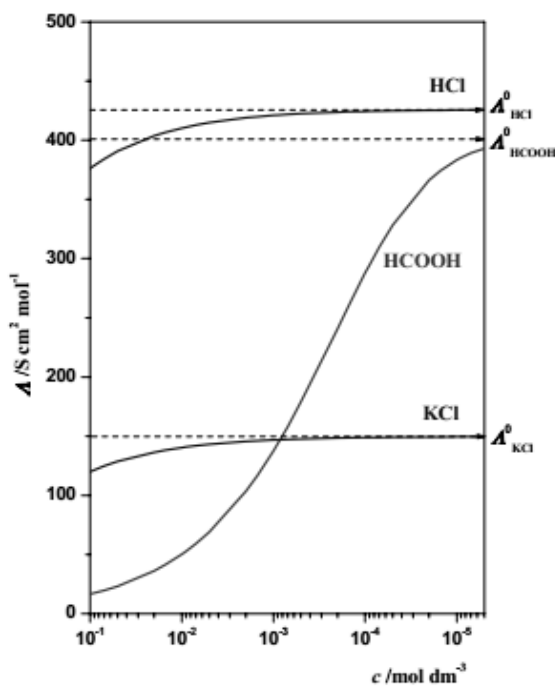
$$\Lambda^\infty = \lim_{c \rightarrow 0} \Lambda. \quad (2.46)$$

Celková molární vodivost při nekonečném zředění je dána součtem molárních vodivostí všech kationtů a aniontů v roztoku

$$\Lambda^{\infty} = \nu^+ \Lambda^{+, \infty} + \nu^- \Lambda^{-, \infty}, \quad (2.47)$$

kde $\Lambda^{+, \infty}, \Lambda^{-, \infty}$ představují molární vodivost kationtů a aniontů při nekonečném zředění, tzv. iontovou molární vodivost. Molární vodivost při nekonečném zředění je pro daný elektrolyt charakteristická a jejich hodnoty lze najít v tabulkách. Lze se také setkat s pojmenováním limitní molární vodivost.

Kohlrauschův zákon o nezávislém putování iontů vystihuje, jak daný elektrolyt vede elektrický proud⁹.



Obr. 11 Závislost molární vodivosti Λ na koncentraci c (převzato z literatury⁶)

2.7.3 Odvození vztahu mezi rychlostí iontu a jeho pohyblivostí

Po vložení elektrického pole jsou ionty v roztoku urychlovány elektrickou silou F_e , pro kterou platí

$$F_e = |z_i| e E, \quad (2.48)$$

kde e je elementární náboj, E intenzita elektrického pole a z_i nábojové číslo i -tého iontu.

S rychlostí iontů roste i odpor prostředí a tak je elektrická síla kompenzována třecí silou F' vyvolanou pohybem iontů⁶.

Viskozitní sílu vyjadřuje Stokesův vztah

$$F' = 6 \pi \eta a v, \quad (2.49)$$

pro kulovou částici o poloměru a pohybující se rychlostí v v prostředí s třecím koeficientem η .

Síly působí opačně. V rovnovážném stavu se částice pohybuje rovnoměrnou rychlostí, celková síla je nulová a platí:

$$F_e = F'.^{17} \quad (2.50)$$

Poté

$$v_i = \frac{|z_i| e}{6 \pi \eta a_i} E, \quad (2.51)$$

kde a_i je tzv. hydrodynamický poloměr i -tého iontu neboli poloměr iontu včetně solvatovaného obalu. Rychlost určitého iontu je závislá na intenzitě elektrického proudu a pohyblivosti iontu u_i

$$v_i = u_i E. \quad (2.52)$$

Jednotkou pohyblivosti je tedy $[u_i] = \text{m}^2 \text{V}^{-1} \text{s}^{-1}$ a platí pro ni

$$u_i = \frac{|z_i| e}{6 \pi \eta a_i}.^6 \quad (2.53)$$

Rovnici závislosti rychlosti a pohyblivosti je možné označit jako lineární zákon migrace. Pohyblivost iontů závisí na rozpouštědle, složení elektrolytu tlaku a koncentraci. Protože je ale vliv tlaku velmi malý, zanedbává se ve většině případů²².

2.7.4 Vztah mezi pohyblivostí a měrnou, molární vodivostí

Úpravou Ohmova zákona je možné vyjádřit

$$E = \frac{j}{\kappa} \quad (2.54)$$

a

$$j = \frac{I}{S}, \quad (2.55)$$

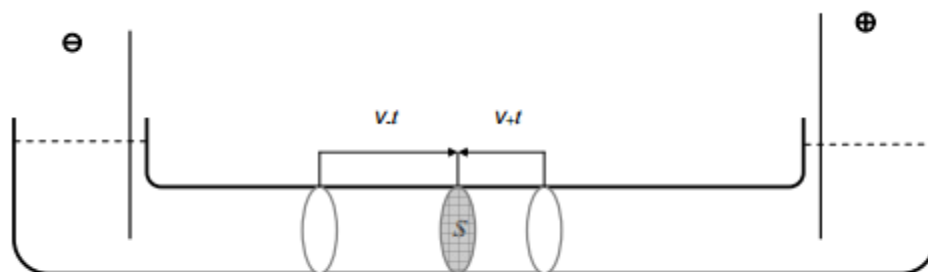
kde j vyjadřuje proudovou hustotu.

Z upravené rovnice Ohmova zákona lze velice snadno spočítat měrnou vodivost ze znalosti velikosti náboje prošlého jednotkovou plochou za jednotku času.

Trubice o délce l a průřezu S se naplní roztokem elektrolytu o celkové koncentraci c , který disociuje podle rovnice

$$K_{v^+A_{v^-}} = v^+K^{z^+} + v^-A^{z^-}.$$

Zavede-li se na tuto trubici vnější elektrické pole s konstantní intenzitou E , dojde k pohybu iontů směrem k elektrodám. Situaci ilustruje obr. 12.



Obr. 12 Schéma pohybu iontů v trubici vlivem elektrického pole (převzato z literatury⁶)

Celkový proud prošlý trubicí se rovná součtu proudů vyvolaného pohybem kationtů I_K a aniontů I_A

$$I = I^+ + I^- \quad (2.56)$$

Za čas τ přenesou kationty obsažené v objemu $v_i \tau S$ plochou průřezu S náboj

$$Q^+ = z^+ e c^+ N_A v^+ \tau S, \quad (2.57)$$

kde $F = e N_A = 96\,485 \text{ C mol}^{-1}$ a proto

$$Q^+ = z^+ c^+ v^+ \tau S F. \quad (2.58)$$

Pro anionty analogicky

$$Q^- = |z^-| c^- v^- \tau S F.^6 \quad (2.59)$$

Samotné proudy I_K a I_A se tak vyjadřují obecně jako

$$I_i = \frac{Q_i}{\tau} = \frac{z_i c_i v_i \tau S F}{\tau} = z_i c_i v_i S F.^{22} \quad (2.60)$$

Proudovou hustotu j lze vypočítat z rovnice (2.55)

$$j = F (z^+ c^+ v^+ + |z^-| c^- v^-) \quad (2.61)$$

a dosazením do rovnice (2.54) se získá měrná vodivost

$$\kappa = F (z^+ c^+ u^+ + |z^-| c^- u^-) \quad (2.62)$$

pro elektrolyt obsahující jeden druh kationtů a aniontů. Obecně proto

$$\kappa = F \sum_i c_i |z_i| u_i. \quad (2.63)$$

Molární vodivost se vyjadřuje obecně pomocí pohyblivosti

$$\Lambda = \frac{F (z^+ c^+ u^+ + |z^-| c^- u^-)}{c} = v^+ \Lambda^+ + v^- \Lambda^- \quad (2.64)$$

a pro silný elektrolyt, který je zcela disociován

$$\Lambda = F (z^+ v^+ u^+ + |z^-| v^- u^-). \quad (2.65)$$

Pro nekonečné zředění platí

$$\Lambda^\infty = \nu^+ \Lambda^{+, \infty} + \nu^- \Lambda^{-, \infty}, \quad (2.66)$$

a proto je možné vztah mezi molární vodivostí iontů a jejich pohyblivostí vyjádřit rovnicemi

$$\Lambda^{+, \infty} = z^+ F u^{+, \infty} \quad \Lambda^{-, \infty} = z^- F u^{-, \infty}.^6 \quad (2.67)$$

Tzv. iontovou vodivost podle Kohlrausche lze vyjádřit

$$\Lambda_i = \frac{\kappa_i}{c_i} = u_i z_i F. \quad (2.68)$$

2.7.5 Arrheniův vztah

Arrhenius již v 19. století dal do souvislosti molární vodivost a stupeň disociace elektrolytů. Čím větší stupeň disociace, tím více iontů v roztoku se účastní přenosu náboje.

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda^\infty} \quad (2.69)$$

kde α je stupeň přeměny, Λ molární vodivost a Λ^∞ limitní molární vodivost.

Neboli

$$\Lambda = \alpha \Lambda^\infty = \alpha (\nu^+ \Lambda^{+, \infty} + \nu^- \Lambda^{-, \infty}). \quad (2.70)$$

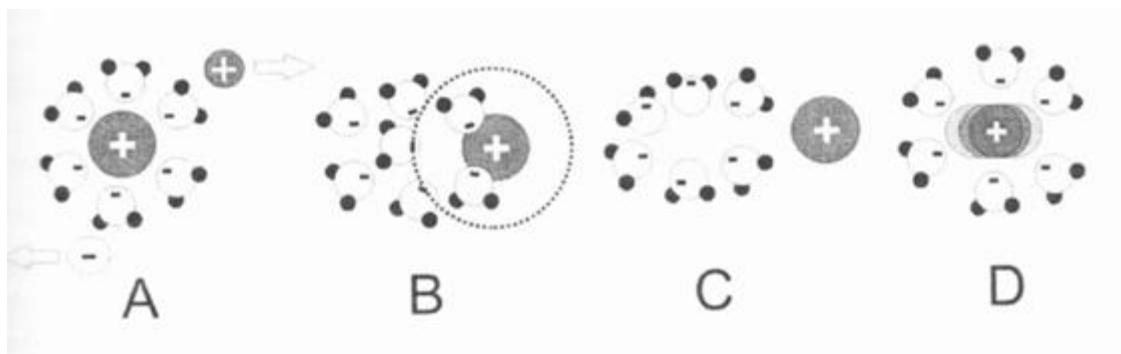
U silných elektrolytů při vysokých koncentracích není možné s tímto vztahem počítat. Pro slabé elektrolyty v rovnováze není žádné omezení.

Díky tomuto vztahu je možné ze znalosti vodivostí spočítat disociační konstantu elektrolytu³.

2.7.6 Efekty ovlivňující pohyblivost iontů

Jak bylo řečeno, s rostoucí koncentrací dochází u silných elektrolytů ke snížení vodivosti. Příčinnou je elektroforetické a relaxační brzdění.

Centrální ion je obklopen ionty a solvatovanými obaly, tzv. iontovou atmosférou. Tato atmosféra je kulově symetrická, v jejímž středu je centrální ion. Po zavedení elektrického pole se centrální ion a jeho iontová atmosféra pohybují opačnými směry. Tím dochází k elektroforetickému brzdění a pohyblivost klesá. Při tomto pohybu se kulová atmosféra deformuje. Čas potřebný ke vzniku nové kulové atmosféry se nazývá relaxační čas. Centrální ion se při této deformaci nachází mimo střed a ionty atmosféry od něj nyní více vzdálené zpomalují pohyb centrálního iontu²⁵.



Obr. 13 Schématické znázornění některých jevů, které ovlivňují vodivost roztoků
Elektroforetický efekt (A), asymetrický efekt (B), Wienův efekt (C),
Falkenhagenův jev (D) (převzato z literatury²⁶)

Onsagerova rovnice vyjadřuje korekci molární vodivosti pro oba tyto efekty

$$\Lambda = \Lambda^\infty - \Lambda_e - \Lambda_r = \Lambda^\infty - [B_1 + B_2\Lambda^\infty]\sqrt{c}, \quad (2.71)$$

kde B_1 a B_2 jsou konstanty charakteristické pro konkrétní teplotu a rozpouštědlo a Λ_e je korekce pro elektroforetické brzdění a Λ_r pro relaxační brzdění. Platí pro silný uni-univalentní elektrolyt²⁵.

Tyto efekty vodivost elektrolytu snižují. Naopak vodivost zvyšuje Wienův a Falkenhagenův efekt.

Podstatou Wienova efektu je, že ion se mezi elektrodami přemísťuje velice rychle, rychleji než iontová atmosféra, a přemísťuje se tak mimo iontovou atmosféru

a nedochází k projevu předchozích dvou efektů. Uplatňuje se při intenzitě elektrického pole v řádech 10^7 V m^{-1} .

Poslední efekt, Falkenhagenův efekt, se vyskytuje pouze u vysokofrekvenčního střídavého pole. Ion kmitá uvnitř iontové atmosféry. Při jeho pohybu se tak nemusí neustále zachovávat kulová symetrie²⁶.

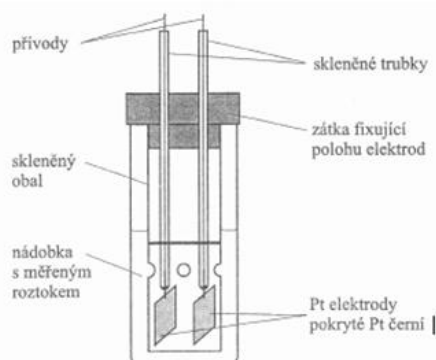
2.8 Měření vodivosti

Konduktometrie je neselektivní metoda, pomocí níž lze zjistit pouze celkovou vodivost roztoku²⁶. Měrná vodivost elektrolytu se nejčastěji zjišťuje Wheatstoneovým můstkem tzv. můstkovou metodou. Roztok elektrolytu je ve vodivostní nádobce a jsou do něj ponořeny dvě platinové elektrody pokryté platinovou černí, která zabraňuje polarizaci v jejich blízkosti. Na ně je přiveden střídavý proud o frekvenci 1—4 Hz. Stejnsměrný proud se neužívá, protože by měření bylo ovlivněno elektrolýzou, která by v roztoku probíhala. Z Ohmova zákona se spočítá odpor R a dosazením do vzorce (2.39) a (2.40) se vypočte měrná vodivost elektrolytu.

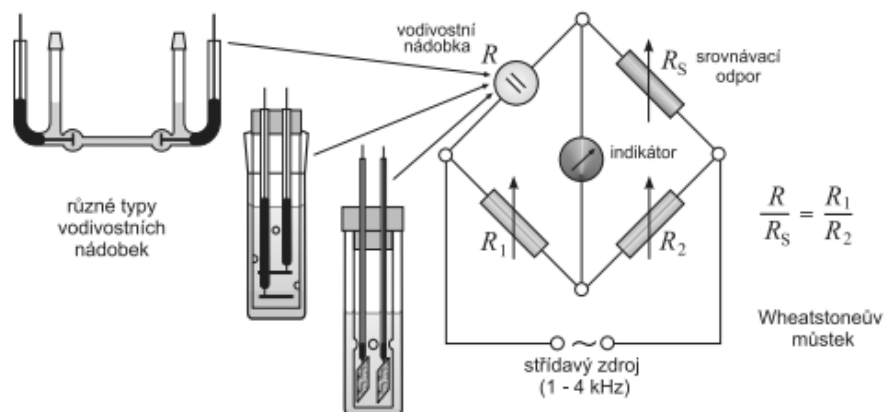
Spojením těchto vztahů získám

$$\kappa = \frac{l}{S R}, \quad (2.72)$$

kde podíl $\frac{l}{S}$ nahradím veličinou C , konstantou vodivostní nádoby. Její jednotkou je m^{-1} . Protože hodnoty l a S se u roztoků určují obtížně, používá se právě tato konstanta, kterou lze zjistit jednoduchou kalibrací, zjištěním odporu této nádoby obsahující elektrolyt o známé měrné vodivosti, např. KCl ²².

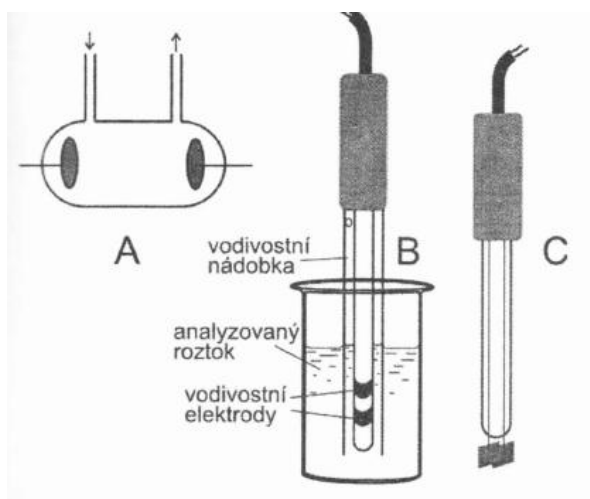


Obr. 14 Typické provedení vodivostní nádoby (převzato z literatury²²)



Obr. 15 **Měření vodivosti** (převzato z literatury²²)

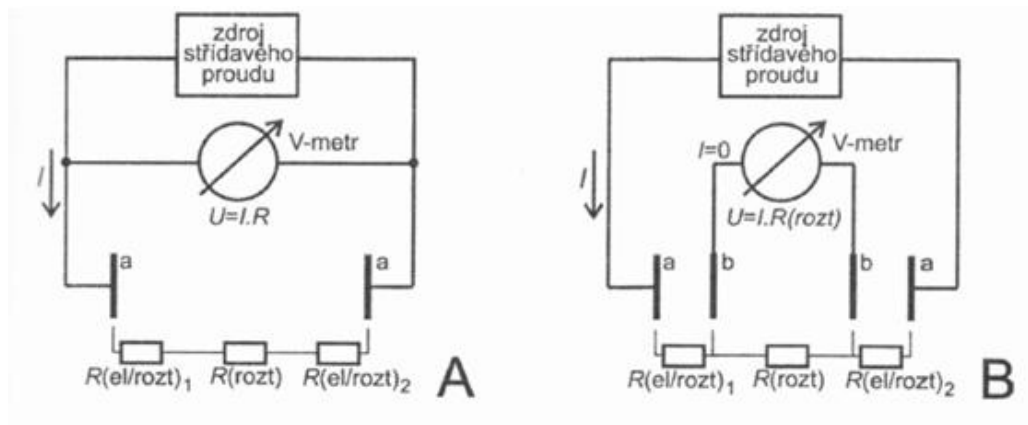
Existují různé druhy vodivostních nádobek. Ponorné pro jednorázové měření a průtokové nádoby pro kontinuální měření. Nádobka je termostatovaná, aby se zamezilo vlivu změny teploty na vodivost.



Obr. 16 **Příklady konstrukčních uspořádání vodivostních nádobek pro kontinuální měření v průtoku (A) a nádobek ponorných (B); nádoby bývají často doplněny snímačem teploty pro automatickou teplotní korekci. Vodivostní elektrody (C) lze ponořit do jakékoli nádoby** (převzato z literatury²⁶)

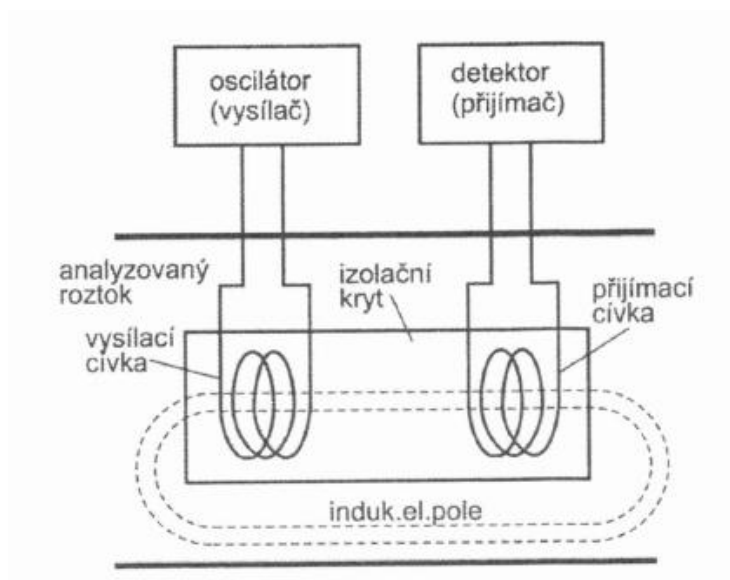
Nádobka může být sestavena dvouelektrodově nebo čtyřelektrodově. U dvouelektrodové dochází k tvorbě povlaku na elektrodách a zvyšuje se celkový odpor, také se může objevit polarizace elektrod, která snižuje přesnost měření. Celkový odpor je součtem odporu roztoku elektrolytu a odporu vzniklého na rozhraní elektroda-roztok. U čtyřelektrodové nádoby je celkový odpor tvořený pouze odporem roztoku.

Důvodem je, že mezi dvě elektrody, mezi kterými prochází proud, jsou umístěny další dvě elektrody, na nichž se měří napětí za bezproudového stavu²⁶.



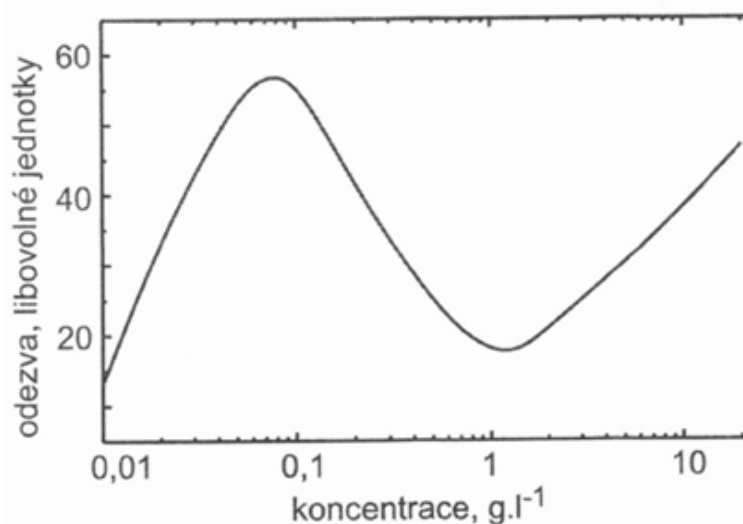
Obr. 17 Schéma dvouelektrodové (A) a čtyřelektrodové (B) vodivostní nádoby (převzato z literatury²⁶)

Další možností je bezelektrodové měření vodivosti. Principem je ponoření dvou odizolovaných cívek do roztoku elektrolytu. Vysílací cívka je napojena ke zdroji střídavého proudu o desítkách kHz. Měří se velikost indukovaného proudu v druhé, přijímací cívce. Mezi vodivostí a indukovaným proudem je přímá úměrnost. Při tomto měření je minimalizován vliv reakcí, které mohou při průchodu proudu probíhat na rozhraní elektroda-roztok²⁶.



Obr. 18 Princip bezelektrodového měření vodivosti (převzato z literatury²⁶)

Všechna tato uspořádání patří mezi tzv. nízkofrekvenční konduktometrie. U vysokofrekvenční konduktometrie se používá střídavý proud o frekvenci jednotek až stovek MHz. V tomto případě se lze vyhnout kontaktu elektrod s roztokem elektrolytu, protože elektrody mohou být situovány vně nádoby, a elektromagnetická energie proniká skrze její stěny. Při použití této metody není vodivost úměrná koncentraci elektrolytu jako v případě nízkofrekvenčního měření. Příčinou je vznik polarizace v roztoku.



Obr.19 Příklad závislosti odezvy vysokofrekvenčního konduktometru na koncentraci kyseliny sírové (převzato z literatury²⁶)

Z obr. 19 je patrné, že graf je možné rozdělit na 3 části, ve kterých je závislost odezvy zařízení na koncentraci lineární. V těchto oblastech lze zjišťovat koncentraci roztoku elektrolytu. Proto lze použít vysokofrekvenční konduktometrii jak pro titrace, tak pro přímá stanovení²⁶.

2.8.1 Přístroje pro měření vodivosti

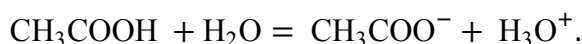
Pro měření vodivosti existuje velké množství přístrojů. Můžeme je rozdělit na kapesní a ruční nebo stolní konduktometry. Z názvů již vyplývá, že přenosné přístroje jsou lehké, malé, snadno přenosné. Stolní konduktometry jsou již těžší, určené především pro práce v laboratoři. Mohou být vybaveny rozšiřujícími funkcemi. Dále je možné pracovat s vodivostními sondami či bezelektrodovými vodivostními sondami. Pro všechny přístroje se dodávají vodivostní roztoky určené k jejich kalibraci²⁷.

2.9 Vodivost slabých elektrolytů

U slabých elektrolytů dochází pouze k částečné disociaci. V roztoku jsou přítomny jak nedisociované neutrální molekuly, tak disociované ionty. Měrná vodivost takového elektrolytu nabývá malých hodnot a s rostoucí koncentrací elektrolytu se příliš nemění.

Typickým příkladem nejčastěji užívaného slabého elektrolytu je kyselina octová.

Její disociaci vyjadřuje rovnice



Rovnovážná konstanta dané reakce vyjádřená pomocí aktivit má tvar

$$K = \frac{a_{\text{CH}_3\text{COO}^-} a_{\text{H}_3\text{O}^+}}{a_{\text{CH}_3\text{COOH}} a_{\text{H}_2\text{O}}}. \quad (2.73)$$

Disociační konstantu kyseliny octové vyjadřuje následující vztah

$$K_A = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+,rel} c_{\text{CH}_3\text{COO}^-,rel}}{c_{\text{CH}_3\text{COOH},rel}}. \quad (2.74)$$

U velmi zředěných elektrolytů je aktivitní koeficient prakticky rovný jedné, a proto se může místo aktivit dosadit do disociační konstanty relativní koncentrace iontů.

Koncentrace $c_{\text{H}_3\text{O}^+,rel}$ a $c_{\text{CH}_3\text{COO}^-,rel}$ vyjádřím pomocí stupně disociace α

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+,rel} = c_{\text{CH}_3\text{COO}^-,rel} = c_{rel} \alpha \quad (2.75)$$

a

$$c_{\text{CH}_3\text{COOH},rel} = c_{rel} (1 - \alpha), \quad (2.76)$$

kde c_{rel} představuje počáteční koncentraci elektrolytu.

Dosazením těchto koncentrací do rovnice disociační konstanty získám vztah

$$K = \frac{c_{rel} \alpha^2}{(1 - \alpha)}. \quad (2.77)$$

Pomocí Arrheniova vztahu zavedu do rovnice molární vodivost Λ a molární vodivost při nekonečném zředění Λ^∞

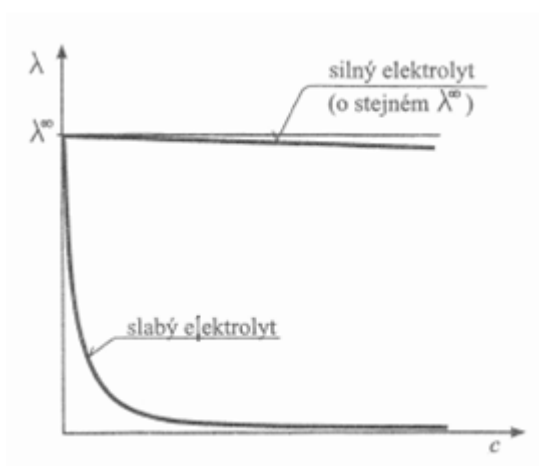
$$K = \frac{c_{rel} \Lambda^2}{\Lambda^\infty (\Lambda^\infty - \Lambda)}. \quad (2.78)$$

Tento vztah se nazývá Ostwaldův zředovací zákon a popisuje závislost molární vodivosti na koncentraci u slabého elektrolytu.

Jeho úpravou získám linearizovaný tvar

$$\frac{1}{\Lambda} = \frac{1}{K(\Lambda^\infty)^2} c_{rel} \Lambda + \frac{1}{\Lambda^\infty}. \quad (2.79)$$

Z naměřených hodnot vodivostí sestrojím graf závislosti $1/\Lambda$ na $c_{rel}\Lambda$. Ze směrnice přímky vypočítám hodnotu disociační konstanty a limitní molární vodivost najdu v tabulkách²².



Obr. 20 Molární vodivost slabého a silného elektrolytu (převzato z literatury²²)

2.10 Konduktometrická titrace

Konduktometrická titrace je tzv. nepřímá nízkofrekvenční konduktometrie. Sleduje se pouze změna vodivosti v závislosti na objemu titračního činidla. Přímá nízkofrekvenční konduktometrie kvalitativně určuje elektrolyt z naměřených hodnot vodivosti.

„Přímá konduktometrie se používá např.

- k indikaci čistoty destilované či neionizované vody (laboratoře, při výrobě polovodičů,...)
- ke stanovení celkového obsahu iontů v roztocích
- ke stanovení solí, kyselin či hydroxidů v jednosložkových technologických roztocích
- k určování obsahu minerálních látek v roztocích neelektrolytů (např. kontrola v cukrovarnictví)
- v laboratořích ke stanovování řady fyzikálně-chemických konstant (disociačních konstant, produktu rozpustnosti)²⁶.

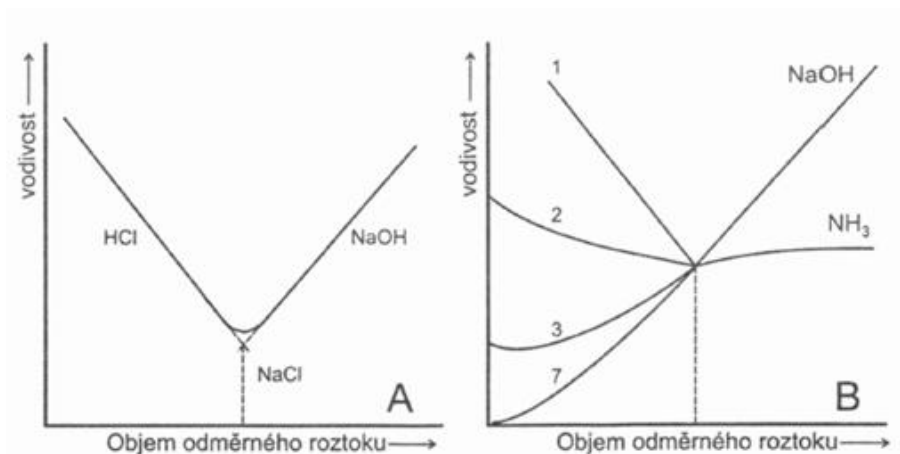
Konduktometrii lze využít jako objektivní metodu sledování bodu ekvivalence u titrací, při kterých dochází ke zřetelným změnám vodivosti v blízkosti bodu ekvivalence²⁴.

Tato indikace se nejčastěji užívá u titrací, při kterých dochází ke vzniku neutrálních molekul z iontů, srážecí a neutralizační titrace, či se při nich vyměňují částice s různou vodivostí, komplexotvorné a substituční titrace³.

U redoxních a chelatometrických titrací se tento způsob indikace nepoužívá, protože se koncentrace iontů mění velmi málo a často je do titrovaného roztoku přidáván pufr pro úpravu pH²⁴, a proto je změna množství iontů v roztoku skoro nezjistitelná.

Způsob provedení titrace s konduktometrickou indikací je totožný s jakoukoli jinou titrací. Z byrety se přikapává titrační činidlo, neboli odměrný roztok, do titrační baňky naplněné titrovaným roztokem, ve kterém jsou ponořeny vodivostní elektrody, či jedna elektroda. V průběhu titrace je roztok neustále míchán pomocí míchadla²⁶.

Výsledkem je konduktometrická titrační křivka znázorňující závislost vodivosti G nebo měrné vodivosti κ na objemu přidávaného titračního činidla.



Obr. 21 **Schéma titračních křivek při konduktometrické titraci**

A – titrace silné kyseliny (HCl) silnou zásadou (NaOH) (u jednotlivých částí křivky jsou uvedeny sloučeniny, které určují vodivost roztoku); B – titrace slabých kyselin o různých disociačních konstantách (hodnoty pK_A uvedeny u křivek) silnou zásadou (NaOH) a slabou zásadou (NH_3) (převzato z literatury²⁶)

Z obr. 21 je jasně patrné, že u acidobazických titrací silných kyselin a silných zásad svírají části křivky ostrý úhel a bod ekvivalence lze poměrně snadno odečíst. U titrací slabých kyselin a slabých zásad může být úhel mezi křivkami téměř přímý nebo dokonce tupý a bod ekvivalence jako průsečík jednotlivých křivek se určuje obtížněji. Náročnější je odečítání bodu ekvivalence i v případě titrace silných kyselin a slabých zásad.

2.11 Použití konduktometrie

Konduktometrie se používá ke:

- konduktometrickým titracím
- stanovení koncentrace rozpuštěného elektrolytu
- stanovení rozpustnosti a součinu rozpustnosti málo rozpustných elektrolytů
- stanovení disociačního stupně a disociační konstanty slabých elektrolytů
- kontrole čistoty destilované a deionizované vody⁵.

Stanovení rozpustnosti a součinu rozpustnosti málo rozpustných solí

Při měření málo rozpustných elektrolytů je vlivem nízké koncentrace, tedy nízkého počtu iontů, konduktivita velmi malá, proto je nutné od ní odečíst konduktivitu pozadí, rozpouštědla. Nejčastěji se jedná o vodu, která může obsahovat nečistoty či není zcela neionizovaná²².

Rozpustnost elektrolytu se spočítá podle vzorce

$$s = \frac{\kappa - \kappa_{\text{H}_2\text{O}}}{\Lambda} \quad (2.80)$$

$$\Lambda \cong \Lambda^\infty. \quad (2.81)$$

Za κ se dosadí naměřená vodivost nasyceného roztoku, za $\kappa_{\text{H}_2\text{O}}$ vodivost vody použité k přípravě roztoku. Limitní molární vodivost Λ^∞ je uvedena v tabulkách. Součin rozpustnosti K_s se vypočítá pomocí zjištěné rozpustnosti s .

Stanovení disociačního stupně a disociační konstanty

Určení těchto veličin se provede pomocí Ostwaldova zředovacího zákona, jehož odvození je uvedeno v kapitole 2.9⁶.

2.12 Převodová čísla^{9,22}

V elektrolytu při elektrolýze přenášejí náboj všechny ionty – kationty i anionty. Z měření vodivosti roztoku elektrolytu, který se navenek jeví elektroneutrálně, není možné zjistit jednotlivé příspěvky iontů, které jsou u kationtů a aniontů odlišné. K tomu slouží převodová čísla, která jsou definována jako podíl náboje přeneseného kationty Q^+ nebo anionty Q^- a celkového náboje Q .

Převodové číslo pro kation a anion:

$$t^+ = \frac{Q^+}{Q} \quad (2.82)$$

$$t^- = \frac{Q^-}{Q}. \quad (2.83)$$

Platí $t^+ + t^- = 1$, kde t^+ označuje převodové číslo kationtu, t^- převodové číslo aniontu.

2.12.1 Vztah mezi převodovými čísly a rychlostí iontů, resp. pohyblivostí iontů

Vztah mezi přeneseným nábojem a rychlostí, s jakou se ionty pohybují elektrolytem, je vyjádřen vztahem:

$$t^+ = \frac{v^+}{v^+ + v^-} \quad (2.84)$$

$$t^- = \frac{v^-}{v^+ + v^-}, \quad (2.85)$$

kde v^+ představuje rychlost kationtu a v^- rychlost aniontu.

Převodová čísla lze vyjádřit pomocí pohyblivostí

$$t^+ = \frac{v^+}{v^+ + v^-} = \frac{u^+}{u^+ + u^-} \quad (2.86)$$

$$t^- = \frac{v^-}{v^+ + v^-} = \frac{u^-}{u^+ + u^-}. \quad (2.87)$$

Po dosazení za pohyblivosti ze vztahů (2.64) a (2.68) lze získat

$$t^+ = \frac{v^+\lambda^+}{v^+\lambda^+ + v^-\lambda^-} = v^+ \frac{\lambda^+}{\lambda} \quad (2.88)$$

$$t^- = \frac{v^-\lambda^-}{v^+\lambda^+ + v^-\lambda^-} = v^- \frac{\lambda^-}{\lambda}. \quad (2.89)$$

To samé platí i v limitě nekonečného zředění. Proto je možné z experimentálně zjištěných hodnot převodových čísel vypočítat iontovou vodivost.

Převodová čísla a rychlosti, resp. pohyblivosti kationtů a aniontů jsou závislé na teplotě a koncentraci elektrolytu, na tlaku pouze velmi málo. Převodová čísla vybraných iontů jsou uvedena v tabulce 3.

Tabulka 3 Převodová čísla některých kationtů ve vodných roztocích při 25 °C při různých koncentracích c v mol dm⁻³ (převzato a upraveno podle literatury¹⁷)

	t_K^∞	t_K				
	$c = 0$	$c = 0,01$	$c = 0,02$	$c = 0,05$	$c = 0,1$	$c = 0,2$
HCl	0,821	0,825	0,827	0,829	0,831	0,834
NaCl	0,396	0,392	0,390	0,388	0,385	0,382
KCl	0,491	0,490	0,490	0,490	0,490	0,489
LiCl	0,336	0,329	0,326	0,321	0,317	0,311
KI	0,489	0,488	0,488	0,488	0,488	0,488
K ₂ SO ₄	0,479	0,483	0,485	0,487	0,489	0,491
CaCl ₂	0,438	0,426	0,422	0,414	0,406	0,395
LaCl ₃	0,477	0,462	0,458	0,448	0,438	0,423

Hodnoty převodových čísel většiny iontů se nacházejí v intervalu 0,4 až 0,6. Výjimku tvoří ionty hydroxidové OH⁻ a oxoniové H₃O⁺, které mají hodnoty pohyblivosti vysoké a tedy i vysoká převodová čísla. Příčinnou je skutečnost, že u iontů H₃O⁺ a OH⁻ v roztoku dochází k výměně protonu mezi ionty a neutrálními molekulami vody na rozdíl od ostatních iontů, které se v roztoku pohybují celé.

Jak bylo odvozeno výše, převodové číslo závisí na rychlosti či pohyblivosti iontů a tato rychlost či pohyblivost závisí na velikosti iontu. Z toho lze předpokládat, že převodové číslo např. v 1. skupině periodické soustavy prvků klesá směrem dolů s rostoucím protonovým číslem. Směrem dolů v této skupině roste velikost kationtů alkalických kovů; kation Li⁺ je nejmenší, tudíž je jeho pohyblivost největší, kation Cs⁺

je největší, jeho pohyblivost je nejmenší. Z tabulky převodových čísel těchto kationtů je ale zřetelně vidět, že závislost převodového čísla na vodivosti, tj. velikosti iontu, je opačná.

Tabulka 4 **Převodová čísla kationtů alkalických kovů v limitě nekonečného zředění** (převzato a upraveno podle literatury¹⁷⁾)

Kation	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺
t_K^∞	0,336	0,396	0,491	0,504	0,503

Důvodem je hydratace těchto kationtů. Kation je vlivem elektrostatických interakcí mezi ním a molekulou vody, resp. jejím záporným dipólem, pevně obalený molekulami vody. Společně se poté pohybují v elektrickém poli. U kationtu Li⁺ jsou přitažlivé síly působící na molekuly vody nejsilnější, váže je k sobě velice těsně. Naopak kation Cs⁺ přitahuje molekuly vody nejslaběji. Obecně tedy platí, že vlivem této hydratace se v elektrodovém prostoru mění koncentrace elektrolytů migrací iontů, elektrodovými reakcemi iontů, ale též převodem vody poutanou těmito ionty. Hydratuje-li se kation více než anion, putuje ke katodě více vody. To znamená, že anion odvádí vody méně a převodové číslo aniontu, které se zjistí z úbytku elektrolytu u katody, je větší než skutečné hodnoty.

U elektrolytů jako např. CdI₂ a AgCN se ukazuje neobvyklá závislost převodových čísel na koncentraci. Dochází k výraznému zvýšení převodového čísla aniontu t_A^- . V roztocích o vyšší koncentraci roste převodové číslo aniontu nad hodnotu 1 a převodové číslo kationtu nabývá i záporných hodnot. V elektrolytu totiž dochází ke vzniku komplexních aniontů CdI₄²⁻ či Ag(CN)₂⁻. Díky tomu je kation kovu převáděn nejen do prostoru katody, ale také do prostoru anody.

Rozlišují se dva typy převodových čísel, Hittorfova převodová čísla a pravá převodová čísla. Hittorfova převodová čísla jsou převodová čísla přímo zjištěná měřením. Pravá převodová čísla jsou převodová čísla korigovaná na převod vody. Aby se zjistila korekce na hydrataci iontů, přidá se do roztoku neelektrolyt o snadno určitelné koncentraci, o kterém se předpokládá, že se nepohybuje v elektrickém poli, např. cukr, močovina. Důsledkem toho se jeho koncentrace v elektrodovém prostoru

mění jenom vlivem pohybu hydratační vody. Tuto metodu lze použít i ke stanovení hydratačních čísel či zjištění informací o hydrataci iontů.

3 Didaktická část

3.1 Výukový proces

Výukový proces (též vyučovací proces, výuka či vyučování) je složitý systém vzájemně propojených závislých prvků, vztahů a je spojen s vnějším prostředím (rodina, komunita, společnost, ...). Jedná se o lidskou činnost, při které dochází k osobnostnímu rozvoji účastníků vyučování (učitel, žák) tím, že míří k určitým cílům a napomáhá vzájemné interakci a komunikaci.

Výuka neboli vyučování je složitý proces označující činnost učitele a žáka, obsah a jejich vzájemné propojení. V pedagogice se tyto dva termíny, na rozdíl od běžného jazyka, kde jsou užívány jako synonymum, mírně odlišují. Vyučování značí hlavně činnost učitele, která probíhá v interakci se subjekty vzdělávání (žák, rodiče). Nezbytnou součástí výuky je jak vyučování (činnost učitele), tak učení (činnost žáka) a jejich vzájemný vztah (spolupráce) a obsah (cíle, podmínky, realizace, aj.).

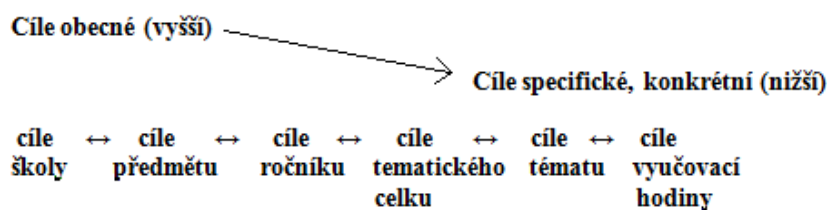
Výukový proces je uspořádaným systémem uvedených prvků a činitelů:

- cíle a kompetence žáka
- obsah (učivo), vztahy
- spolupráce a komunikace mezi učitelem a žákem, žáky
- prostředky výuky, jako např. výukové metody, formy, pomůcky
- podmínky, za kterých výuka probíhá²⁸.

3.2 Cíle ve výukovém procesu

Výukový proces jako kterákoli jiná činnost směřuje k nějakému cíli. Cílem je předem promyšlený a stanovený výsledek, kterého chce učitel součinností se žáky dosáhnout. Tento výsledek představuje změnu, které žáci dosáhnou ve vědomostech, dovednostech i celkovém osobnostním rozvoji.

Cíle jsou definovány od nejobecnějších cílů (RVP) až k cílům konkrétním (cíle jedné vyučovací hodiny). Posloupnost je zobrazena na obrázku níže.



Obr. 22 Hierarchie (posloupnost) cílů v procesu výchovy a vzdělávání (převzato a upraveno podle literatury²⁹)

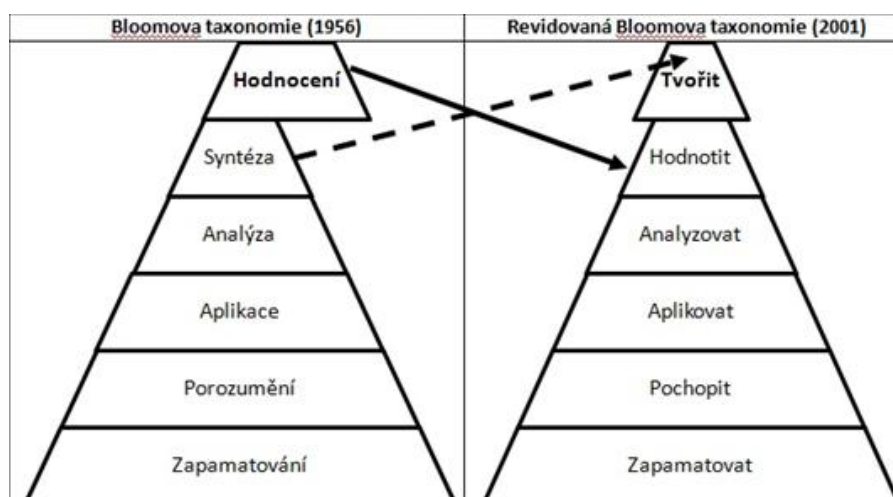
Cíle definujeme v rovině kognitivní (poznávací), afektivní (postojové) a psychomotorické (dovednostní).

3.2.1 Kognitivní taxonomie³⁰

Taxonomie kognitivních cílů podle B. S. Blooma

Rozdělení se snaží strukturovat poznávací činnost žáků a tvoří hierarchicky uspořádaný systém. Taxonomie je logicky uspořádaná, slouží jako nástroj k propojení učiva s činností žáků a zajišťuje zpětnou vazbu o úrovni, s jakou žák úkol zvládl.

Taxonomie je rozdělena do šesti úrovní. Myšlenkou systému je, že k dosažení vyšší kategorie je nutné zvládnout kategorie nižší. Jednotlivé úrovně jsou řazeny vzestupně podle obtížnosti potřebné k jejich docílení.



Obr. 23 Bloomova taxonomie kognitivních vzdělávacích cílů

Původní (Bloom et al. 1956) a revidovaná (Anderson & Krathwohl 2001) (převzato z internetu³¹)

Jednotlivé kategorie cílů jsou popsány aktivními slovesy. Ty používá učitel ve výukovém procesu k definování těchto cílů žákům. Viz tabulka 5.

Tabulka 5 **Bloomova taxonomie výukových cílů v kognitivní oblasti a některá „aktivní“ slovesa a slovesní vazby vhodné pro jejich vymezení**
(převzato a upraveno podle internetu³²⁾)

Cílová kategorie	Aktivní sloveso (slovesná vazba)	
1. Zapamatování (znalost) <ul style="list-style-type: none"> konkrétních poznatků (termínů, faktických údajů) postupů a prostředků zpracování konkrétních vědomostí všeobecných a abstraktních poznatků 	Definovat Napsat Opakovat Pojmenovat Popsat Reprodukovat	Seřadit Vybrat Vysvětlit Určit
2. Porozumění <ul style="list-style-type: none"> převod (např. překlad z jednoho jazyka do druhého) interpretace (přeskupení, reorganizace, rozlišení podstatného od nepodstatného) 	Dokázat Interpretovat Ilustrovat Objasnit Odhadnout	Opravit Vyjádřit (vlastními slovy) Vypočítat Změřit Zkontrolovat
3. Aplikace <ul style="list-style-type: none"> využití abstraktních a všeobecných vědomostí (pravidel, principů, zákonů, metod, technik, postupů) v konkrétních situacích 	Aplikovat Demonstrovat Diskutovat Navrhnout Plánovat	Použít Řešit Vyčíslit Vyzkoušet Prokázat
4. Analýza (rozbor konkrétní informace, systému, procesu) <ul style="list-style-type: none"> na prvky na vztahy mezi prvky z hlediska principů uspořádání prvků a jejich vztahu 	Analyzovat Provést rozbor Rozhodnout Rozlišit Rozčlenit Specifikovat	
5. Syntéza <ul style="list-style-type: none"> složení prvků a částí do předtím neexistujícího celku (do ucelené výpovědi, plánu) vypracování individuálně specifické informace vypracování operačního plánu odvození souboru abstraktních vztahů 	Kategorizovat Klasifikovat Zkombinovat Modifikovat Navrhnout Zorganizovat Reorganizovat Shrnout	Napsat zprávu Vyvodit všeobecné závěry
6. Hodnotící posouzení <ul style="list-style-type: none"> posouzení hodnoty myšlenek, dokumentů, výtvorů, metod, postupů, řešení apod. z hlediska nějakého účelu podle: <ul style="list-style-type: none"> <i>vnitřních kritérií</i> (věcná správnost, návaznost myšlenek, přesnost, logická souvislost závěrů s předpoklady apod.) <i>vnějších kritérií</i> (srovnání posuzovaného s jinými analogickými výtvoři) 	Argumentovat Obhájit Ocenit Oponovat Porovnat Posoudit Prověřit Vybrat Vyvrátit Zdůvodnit Zhodnotit Podpořit názor	Srovnat Provést kritiku Uvést klady a zápory

3.2.2 Taxonomie afektivních cílů³³

Jsou založeny na principu postupného zvnitřňování (internalizaci) hodnot vychovávaných subjektů. Afektivní cíle působí na postoje a hodnoty žáků. Velký vliv zde má učitel jako vzor. Realizace těchto cílů je obtížně kontrolovatelná, je žádána dlouhodobost a důslednost.

Taxonomie afektivních cílů podle D. B. Krathwohla pracuje s pěti kategoriemi:

- přijímání (vnímání) - subjekt je ochoten přijímat či vnímat hodnoty, jevy, podněty
- reagování – reaguje na tyto hodnoty, jevy či podněty, jedná se o činnost z vlastní vůle
- oceňování hodnoty - určité skutečnosti nabývají pro jedince vnitřní hodnotu. Tato hodnota začíná motivovat a ovlivňovat jednání člověka. Tato úroveň se člení na - akceptování hodnoty, - preferování hodnoty, - přesvědčení o hodnotě.
- integrování hodnot (organizace) - ocitne-li se jedinec v situaci, na kterou se vztahuje více hodnot, je nutné hodnoty integrovat do soustavy, a tak stanovit základní a dominantní hodnoty.
- internalizace hodnot – získané hodnoty se upevňují v hodnotové hierarchii, dlouhodobě ovlivňují lidské chování.

3.2.3 Taxonomie psychomotorických cílů podle H. Davea³⁰

Tato taxonomie se zformovala již v roce 1968, jedná se tedy o jednu z nejstarších taxonomií v této oblasti. Taxonomie H. Davea má 5 úrovní a každá má další podkategorie.

1. Imitace (nápodoba)

Imitace probíhá na základě vnějších podnětů a pozorování. Žák pozoruje činnost a napodobuje ji. Její podkategorie jsou:

- impulsivní nápodoba
- vědomé opakování.

2. Manipulace (praktická cvičení)

Žák je schopný podle slovního či písemného návodu vykonat určitou činnost. Dokáže vybrat konkrétní činnost vhodnou k řešení daného úkolu a postupně se při manipulaci s nástroji dostaví zlepšení. Jejimi podkategoriemi jsou:

- manipulace podle instrukce
- manipulace podle výběru
- manipulace za účelem zpevnování.

3. Zpřesňování

Žák zvládne vykonávat určený úkol relativně rychle a přesně. Činnost vykonává s větší účinností než v předchozích úrovních.

4. Koordinace

Činnosti žáka jsou prováděny v určitém pořadí a vzájemně sladěné.

5. Automatizace

Činnost se stává efektivnější, protože se v ní projevuje motorický automatismus. Pro dosažení maximálního výkonu je potřeba minimum energie.

3.3 Vyučovací metody

3.3.1 Klasifikace metod

Slovo metoda pochází z řeckého slova „methodos“ a znamená postup či cesta. Vyučovací metoda v didaktice má význam vědomé činnosti žáka a učitele vedoucí ke stanoveným cílům²⁹.

Tabulka 6 **Přehled výukových metod** (převzato a upraveno podle literatury³⁴)

<p>1. Klasické výukové metody</p> <ul style="list-style-type: none">1.1. Metody slovní1.2. Metody názorně-demonstrační1.3. Metody dovednostně-praktické
<p>2. Aktivizující metody</p> <ul style="list-style-type: none">2.1. Metody diskusní2.2. Metody heuristické, řešení problémů2.3. Metody situační2.4. Metody inscenační2.5. Didaktické hry
<p>3. Komplexní výukové metody</p> <ul style="list-style-type: none">3.1. Frontální výuka3.2. Skupinová a kooperativní výuka3.3. Partnerská výuka3.4. Individuální a individualizovaná výuka, samostatná práce žáků3.5. Kritické myšlení3.6. Brainstorming3.7. Projektová výuka3.8. Výuka dramatem3.9. Otevřené učení3.10. Učení v životních situacích3.11. Televizní výuka3.12. Výuka podporovaná počítačem3.13. Sugestopedie a superlearning3.14. Hypnopedie

A) Názorně demonstrační metody³⁴

- úzce spojeny s metodami slovními a prakticko-dovednostními
- umožňují přímý kontakt žáka s realitou, obohacují jeho představy a spojují skutečnost s praxí
- mají motivační charakter a podporují zájem žáků
- již J. A. Komenský v 16. století zdůrazňoval co největší využití názorně demonstračních metod při vyučování

“Proto budiž učitelům zlatým pravidlem, aby všechno bylo předváděno všem smyslům, kolika možno. Totiž věci viditelné zraku, slyšitelné sluchu, vonné čichu, chutnatelné chuti a hmatatelné hmatu: a může-li něco být vnímáno najednou více smysly, budiž to předváděno více smyslům.” J. A. Komenský

Do této kategorie metod patří metoda práce s obrazem, předvádění a pozorování a instruktáž. S ohledem na zaměření DP jsou dále rozebrány pouze metody předvádění a pozorování a metoda instruktáž.

Metoda předvádění a pozorování

Předvádění a pozorování je metoda, která:

- zprostředkovává žákům vjemy a prožitky prostřednictvím smyslových receptorů
- vyžaduje zájem, soustředění a záměrné pozorování
- musí vést k aktivitě žáka
- potřebuje procvičovat vnímání a pozorování.

Učební pomůcky používané při předvádění jsou:

1) „skutečné předměty (přírodniny, preparáty, výrobky)

2) modely (statické nebo dynamické)

3) zobrazení:

a) obrazy, symbolická zobrazení

b) statické projekce (diaprojekce, zpětná projekce, ...)

c) dynamická projekce (film, televize, video)

4) zvukové pomůcky (hudební nástroje, gramofon, magnetofon)

5) dotykové pomůcky (reliéfové obrazy, mapy, slepecké písmo)

6) literární pomůcky (učebnice, příručky, atlasy, ...)

7) počítače

8) přístroje (demonstrační přístroje na měření a počítání, přístroje na pozorování)“³⁵.

Zde jsou vyjmenovány některé požadavky kladené na předvádění:

- příprava materiálu, pomůcek, prověření stavu technických zařízení
- předkládat předměty co největšímu počtu smyslů
- složitější předvádění rozložit v jednodušší prvky
- přiměřené tempo
- zapojení žáků do aktivity a podněcování k otázkám
- prověřování pochopení učiva
- shrnutí hlavních poznatků žáky, doplnění nedostatků učitelem³⁴.

Patří sem též předvádění činností a pokusů. Protože experimentální úlohy, kterými se v rámci diplomové práce zabývám, mohou být využity jak v laboratorních cvičeních, tak jako demonstrační pokusy v hodině chemie, uvádím zde didaktickou charakteristiku pokusů, požadavky na pokus a jiné.

Pokus^{36,37}

Pokus je výukovou metodou, jejíž průběh můžeme ovlivňovat a tím současně ovlivňovat studované jevy. „*Jedná se o pozorování přírodních jevů za uměle vytvořených podmínek, které lze měnit a řídit.*“³⁶

Pokus musí být vždy názorný, opakovatelný a spojen s pozorováním. Podporuje rozvoj pozorovacích schopností žáků. Při vlastní manipulaci jsou také rozvíjeny

motorické dovednosti a podporuje se zájem o studium, zvyšuje se jeho atraktivita pro žáka. Důležité je zapojení žáka jak v oblasti myšlenkové, tak oblasti psychomotorické.

Žáci mají během pokusu poznat jeho podstatu a osvojit si základní laboratorní dovednosti. Obeznámí se s laboratorními postupy a pomůckami. Naučí se organizovat svoji práci a dodržovat předepsané zásady, např. hygieny a bezpečnosti. Naučí se pracovat v kolektivu, zlepšovat vzájemnou komunikaci a spolupráci.

Chemický pokus může být organizován několika způsoby. Nejčastěji se jedná o tyto případy:

- demonstrační pokus učitele
- demonstrační pokus žáka
- frontální pokusy žáků
- simultánní pokusy žáků
- dílčí pokusy žáků.

Demonstrační pokus učitele realizuje vyučující. Nejčastěji ho učitel provádí při použití drahých, unikátních přístrojů či nebezpečných chemikálií. Ve výjimečných případech může učitele zastoupit žák v případě dodržení všech bezpečnostních opatření. V takovém případě se jedná o demonstrační pokus žáka. Frontální pokusy jsou charakteristické tím, že žáci pracují v malých skupinkách a provádějí stejný pokus v jednotném tempu, řídí se pokyny učitele. Simultánní pokusy žáků jsou podobné frontálním, ale s tím rozdílem, že žáci (skupina žáků) na stejném zadaném problému pracují svým vlastním tempem. Dílčími pokusy se rozumí samostatná práce žáků (skupin žáků) na dílčích úkolech celkového problému.

Demonstračním pokusem se názorně předvádí určitý jev, který doplňuje sdělované učivo. Pokus by neměl být časově náročný a musí být připraven co nejlépe, pokud možno vyzkoušen předem. Je nutné dodržovat jednotlivé kroky pokusy popsané níže. Frontální pokus je na přípravu a organizaci velmi náročný. Je nezbytné zajistit dostatek chemikálií a pomůcek, rozdělit žáky do skupin a zajistit disciplínu a pořádek. Pokus musí být rozdělen na jednotlivé fáze. Ty jsou doprovázeny kontrolou učitele a

jeho komentářem. Žáci během pokusu přemýšlí o tom, co a proč dělají, vyvozují a formulují závěry.

Pokus je jako jakákoli jiná činnost rozdělen do několika kroků, které je pro správné provedení pokusu nutné dodržovat. Prvním krokem je samotná příprava pokusu. Ta je prováděna před samotným zahájením výuky. Vyučující připravuje pokus po stránce materiální – pomůcky, organizační – sled činností a obsahové – co chci pokusem sdělit, předvést. Podstata či cíle, které má pokus plnit, je vysvětlen učitelem jednoduše a stručně. Následuje popsání jednotlivých kroků, pracovní postup. Samotný pokus je prováděn opatrně za dodržení všech bezpečnostních a hygienických pravidel. Je řízen a udržován pod kontrolou učitelem. Závěry z pozorování mohou být vyvozeny učitelem či samotnými žáky. Výsledky jsou formulovány nejčastěji učitelem stručně a jasně. Pokud závěry formuluje žák, je nezbytné je překontrolovat, aby se předešlo špatnému pochopení. Nakonec se provede záznam o provedení pokusu.

Shrnutí některých činností žáka v průběhu konání pokusu:³⁸

- rozumí cíli pokusu či hypotéze, kterou má pokusem ověřit
- manipuluje s nástroji, přístroji a chemikáliemi
- pracuje podle dohodnutého nebo předepsaného způsobu
- pozoruje průběh pokusu a zapisuje ho
- vyvozuje závěry
- formuluje výsledky
- provede sebehodnocení.

Shrnutí některých činností učitele v průběhu pokusu:

- určuje podmínky pokusu
- zajišťuje bezpečnost žáků
- organizuje činnost
- určuje vhodné pomůcky
- obstará přístroje a chemikálie
- poskytuje rady žákům a podporuje je, povzbuzuje
- provádí hodnocení žáků

Metoda instruktáž³⁴

Instruktáž zprostředkovává žákům vizuální, auditivní, audiovizuální, hmatové a podobné podněty k jejich praktické činnosti.

Rozlišují se dva typy instruktáže:

- **slovní instruktáž** – informuje o předpokládané činnosti, zaměřuje se na náročnější kroky a je doplněna předváděním
- **písemná instruktáž** – návod k provádění činnosti, který obsahuje verbální a reálné obrazové instrukce.

B) Metody dovednostně-praktické

Metody dovednostně-praktické se zaměřují na aktivitu a činnost žáka, zejména činnost praktickou. Cílem je překlenout odtržení školy od praktického života. Těmito metodami dochází k rozvoji psychomotorických dovedností žáka³⁵.

Za dovednost je považována připravenost žáka k činnosti (psaní, počítání, pohybové činnosti atd.). Takovéto připravenosti se dosahuje aplikací vědomostí na řešení reálných úloh a procvičováním těchto činností.

Znaky, jimiž se dovednost vyznačuje:

- připravenost žáka na řešení situací, pochopení situací, žákova schopnost tyto situace (i ve změněném kontextu) zvládat
- tvořivá aktivita žáka
- řešení situací (úkolů, problémů), které plynou z činností žáka
- opakování již zvládnutých činností a využití těchto zkušeností při řešení nových situací.

Do této kategorie se dle Maňáka řadí následující metody „*vytváření dovedností; napodobování; manipulování, laborování, experimentování a produkční metody*.“³⁴

Dělení podle Zormanové je sice jiné, ale základní myšlenka dovednostně-praktických metod je zachována. Nácvik pohybových a praktických činností (jednoduché manuální činnosti), laboratorní činnosti studentů (studentské

pokusy, laboratorní úlohy), pracovní činnosti (práce v dílnách, školní praxe, praxe v podnicích) a grafické a výtvarné činnosti (sestrojování grafů, rýsování schémat)³⁵.

Napodobování

Napodobování je proces, při kterém dochází k převzetí konkrétních způsobů chování od jiných lidí. Nejčastěji se jedná o lidi starší či lidi mající autoritu. Rozlišuje se napodobování bezděčné nebo záměrné. Důležité je, jestli je napodobovaný příklad pozitivní či negativní.

Napodobování je akceptováno z vývojového hlediska jako jeden druh učení ve škole, ale z didaktického hlediska a hlavně na základě praxe se napodobování odsouvá na vedlejší kolej. Na tuto metodu se hledí více v souvislosti se sociálním učením, které se zatím převážně realizuje mimo vyučování³⁹.

Manipulování, laborování, experimentování

Manipulování podporuje proces poznávání prostředí a společnosti, v níž se žák pohybuje. Tato metoda je důležitá hlavně v mladším školním věku.

Metoda laborování se uplatňuje hlavně v přírodovědných předmětech, chemii, fyzice, biologii. Laborování probíhá již na základních školách. Žáci, převážně ve skupinkách, dokazují přírodovědné zákony a zdůvodňují výsledky svých pozorování.

Žáci během laboratorních prací vykonávají mnoho nových činností, např. váží, měří, zacházejí s přístroji, které neznají, plánují svoji činnost, sepisují o ní protokol, pracují s tabulkami a kalkulačkou, vyvozují závěry. Toto jsou dovednosti, které během těchto laboratorních prací získávají a upevňují²⁹.

„Na rozdíl od pozorování, které přírodě naslouchá, experiment ji vyslychá, klade jí otázky, na které hledá odpovědi“³⁴.

Školní experiment musí splňovat určité požadavky na jeho průběh:

1. nalezení otázky či problému
2. zformulování hypotéz/y
3. nalezení vyhovujícího způsobu provedení experimentu

4. uskutečnění samotného experimentu
5. porovnání získaných výsledků s hypotézou
6. zobecnění výsledků a formulování závěrů

Rozlišují se dva druhy experimentů – učitelský, což je vlastně obdoba předvádění, a žakovský, kdy žáci sami pátrají a objevují³⁴.

Někteří didaktici zařazují metodu pokusu do odlišných kategorií výukových metod. Někteří ji řadí mezi předvádění a pozorování, jiní mezi metody dovednostně-praktické, konkrétně manipulování, laborování, experimentování. Při podrobnějším „zkoumání“ je možné říci, že jednoznačné zařazení metody pokusu není možné. Splňuje některé základní charakteristiky obou těchto skupin. Dokonce lze zařadit i do podkategorie instruktáž, protože se učitel nebo žáci řídí buď ústními či písemnými pokyny. V textu výše jsem pokus rozdělila na demonstrační – učitelský a frontální – žakovský. Pokud je oddělím, pokus demonstrační velice dobře splňuje podmínky pro zařazení mezi metody předvádění a pozorování. Pokus žakovský poté zařadím mezi metody manipulování, laborování, experimentování.

3.4 RVP a ŠVP

Rámcové vzdělávací programy (RVP) jsou zpracovány na státní úrovni pro veškeré vzdělání. Jsou v nich uvedeny obecné cíle vzdělání, upřesňují klíčové kompetence, určují obsah vzdělání, formulují očekávané výsledky vzdělání a předepisují pravidla pro tvorbu školních vzdělávacích programů (ŠVP).

Téma elektrická vodivost (konduktometrie) není žádné střední škole nechemického zaměření určeno dokumentem RVP.

Toto téma se na středních školách v Plzni vyučuje pouze na jediné škole. Je jí Střední zdravotnická škola a Vyšší odborná škola zdravotnická, a to v rámci jednoho oboru - laboratorní asistent (3. ročník). Tématu je věnována jedna vyučovací hodina teorie a 8 vyučovacích hodin praktických cvičení. V hodině teorie jsou probrány základní pojmy a vztahy. Během praktických cvičení žáci provádějí dvě konduktometrické titrace – titraci silné kyseliny silnou zásadou a konduktometrickou

titraci středně silné kyseliny silnou zásadou. U obou úloh žáci zjišťují koncentraci silné zásady. Žáci pracují ve dvojicích.

Na gymnáziích či středních průmyslových školách se téma elektrická vodivost v hodinách chemie neprobírá z časových důvodů.

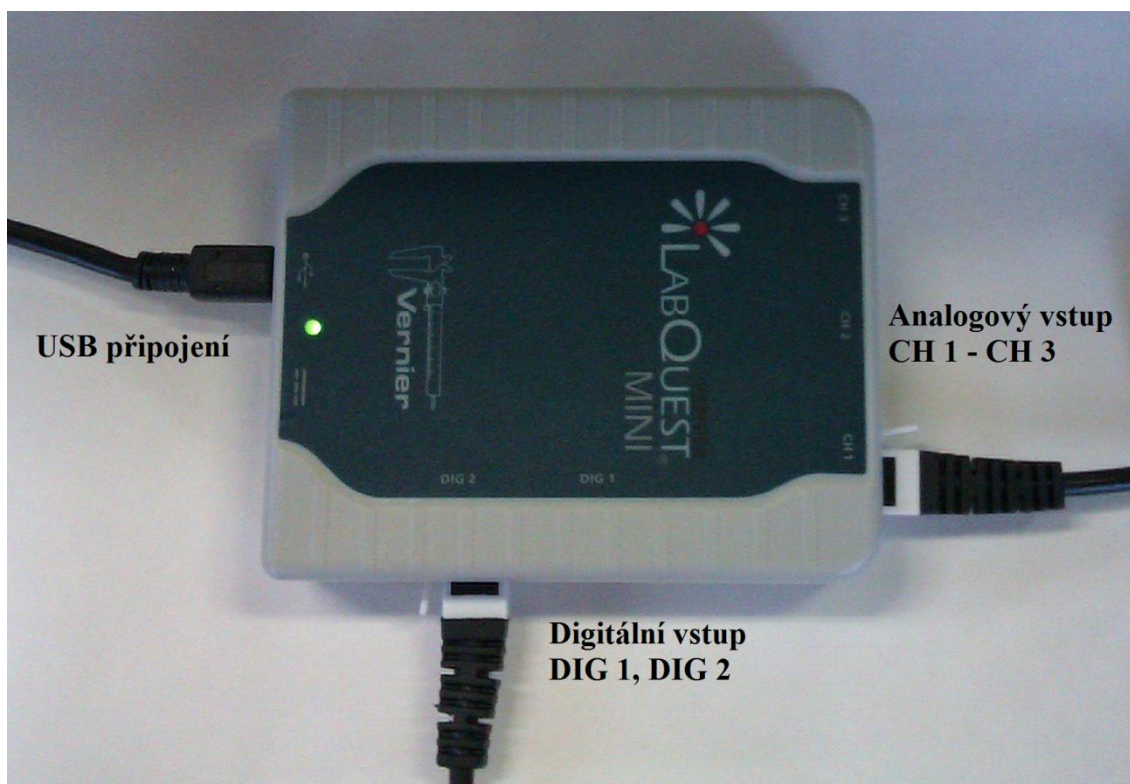
4. Praktická část

Při praktických úlohách jsem využívala konduktometr HI 8733 od firmy HANNA instruments a systém Vernier, který je přímo určen pro experimentální činnost ve výuce přírodovědných předmětů.

4.1 Systém Vernier⁴⁰

Pro práci se systémem Vernier je nezbytné nainstalovat software Logger Pro (plná verze) či Logger Lite (omezená verze) na pracovní počítač. Propojení senzorů s počítačem zajišťuje rozhraní Vernier Go!Link nebo LabQuest Mini.

Rozhraní Go!Link umožňuje propojení jen jednoho senzoru pomocí analogového vstupu. Naopak rozhraní LabQuest Mini umožňuje propojení přes tři analogové a dva digitální vstupy. Digitální vstup se využívá např. k zapojení čítače kapek. Senzor vodivosti Vernier se zapojuje přes vstup analogový.



Obr. 24 Rozhraní LabQuest Mini

4.1.1 Sada k měření elektrické vodivosti

K vlastnímu měření jsem používala zařízení od firmy Vernier, senzor vodivosti, rozhraní LabQuest Mini, rozhraní Go!Link, čítač kapek Vernier Drop Counter. Vše je zobrazeno na obr. 25.



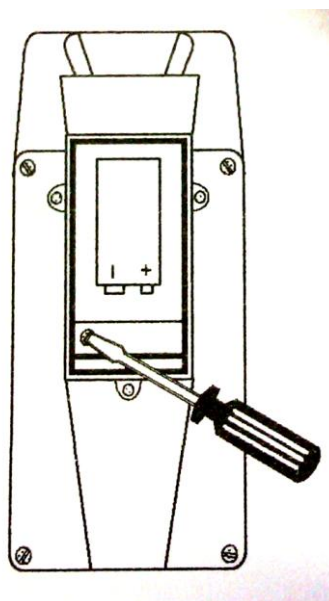
Obr. 25 Sada k měření elektrické vodivosti od firmy Vernier

1 - čítač kapek Vernier Drop Counter, 2 - rozhraní LabQuest Mini, 3 - rozhraní Go!Link, 4,5 - senzor vodivosti Vernier

4.1.2 Kalibrace senzorů

Kalibrace konduktometru HI 8733

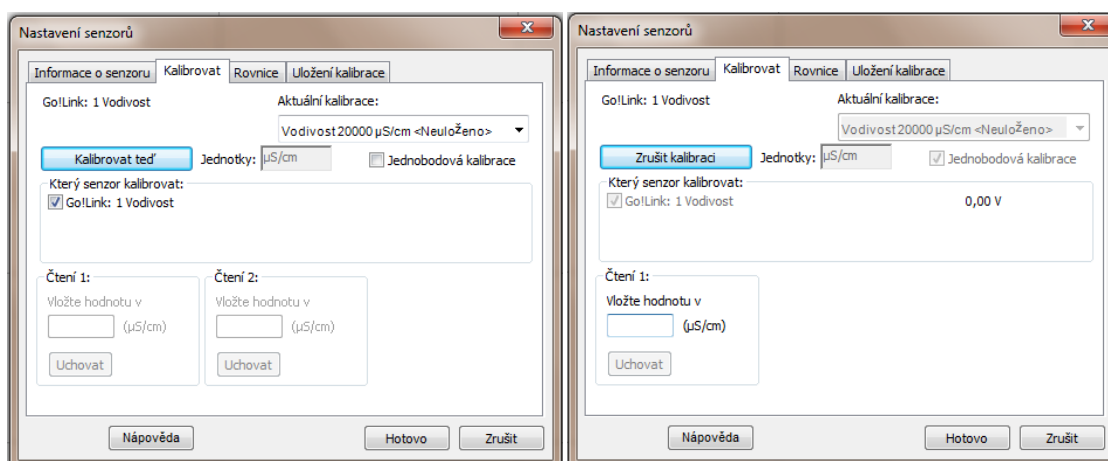
Před samotným měřením (skupinou měření) je nutné konduktometry nakalibrovat. Do odměrného válce (50 cm^3) se nalije cca $20 - 25 \text{ cm}^3$ kalibračního roztoku. Tím je roztok chloridu draselného KCl o $c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$. Změří se teplota roztoku a vloží se očištěná sonda konduktometru. Hodnota konduktivity kalibračního roztoku při dané teplotě se zjistí v tabulce uvedené na balení kalibračním roztoku dodávaném s konduktometrem. U konduktometru HI 8733 se nastaví daná hodnota pomocí šroubku, který se nachází pod krytem baterie. Odšroubování krytu a nastavení hodnoty konduktivity se provede pomocí dvou šroubováčků, jež jsou součástí balení.



Obr. 26 **Originální kalibrační roztok (vlevo), kalibrace konduktometru HI 8733 (vpravo)**

Kalibrace senzoru vodivosti Vernier

Kalibrace senzoru vodivosti od firmy Vernier je nutné provést pomocí softwaru Logger Pro (Logger Lite). V nástrojové liště se zvolí *Experiment* → *Kalibrovat* → *Go!Link: 1 Vodivost*. V otevřeném okně *Nastavení senzorů* se zaškrtně možnost *Jednobodová kalibrace* a zvolí se *Kalibrovat teď*. Po několika sekundách se zpřístupní políčko *Vložte hodnotu v (µS/cm)*. Do něho se zapíše hodnota vodivosti kalibračního roztoku odpovídající dané teplotě. U systému Vernier je nezbytné nastavit správný rozsah senzoru. V případě kalibračního roztoku o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ je nutné nastavit rozsah největší, 0 – 20 000 µS/cm.

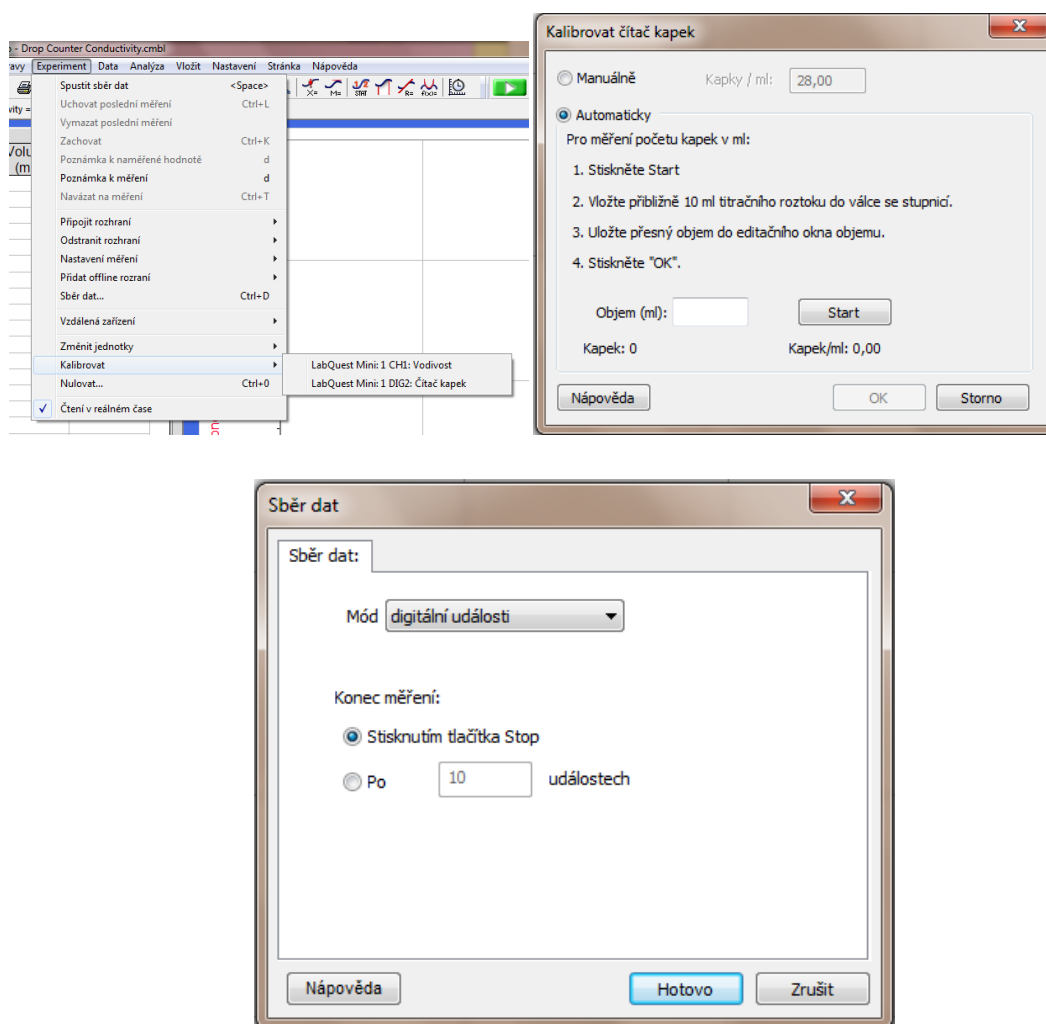


Obr. 27 **Kalibrace senzoru vodivosti Vernier**

4.1.3 Kalibrace čítače kapek

Čítač kapek stejně jako jiné senzory je nutné nakalibrovat před vlastním měřením. Čítač kapek se zapojí přes rozhraní LabQuest Mini, spustí se program *Logger Pro (Logger Lite)*.

Na liště se zvolí *Experiment, Kalibrovat* a poté *LabQuest Mini: Čítač kapek*. Objeví se okno *Kalibrovat čítač kapek*. Zvolí se možnost (kalibrace) *Automaticky*. Stiskne se *Start* a otevře kohout byrety. Kohout musí být otevřen tak, aby titrační roztok pomalu odkapával štěrbinou čítače. Minimální objem by měl být 10 cm³. Po odkapání zvoleného objemu se kohout byrety uzavře a do pole *Objem (ml)* zapíše odkapaný objem. Nakonec se vše potvrdí volbou *OK*. Kalibraci je nutné provést v módu *Digitální události, Experiment → Sběr dat → Mód*. Zde se vybere *digitální události*, vybere *Konec měření* a potvrdí tlačítkem *Hotovo*.

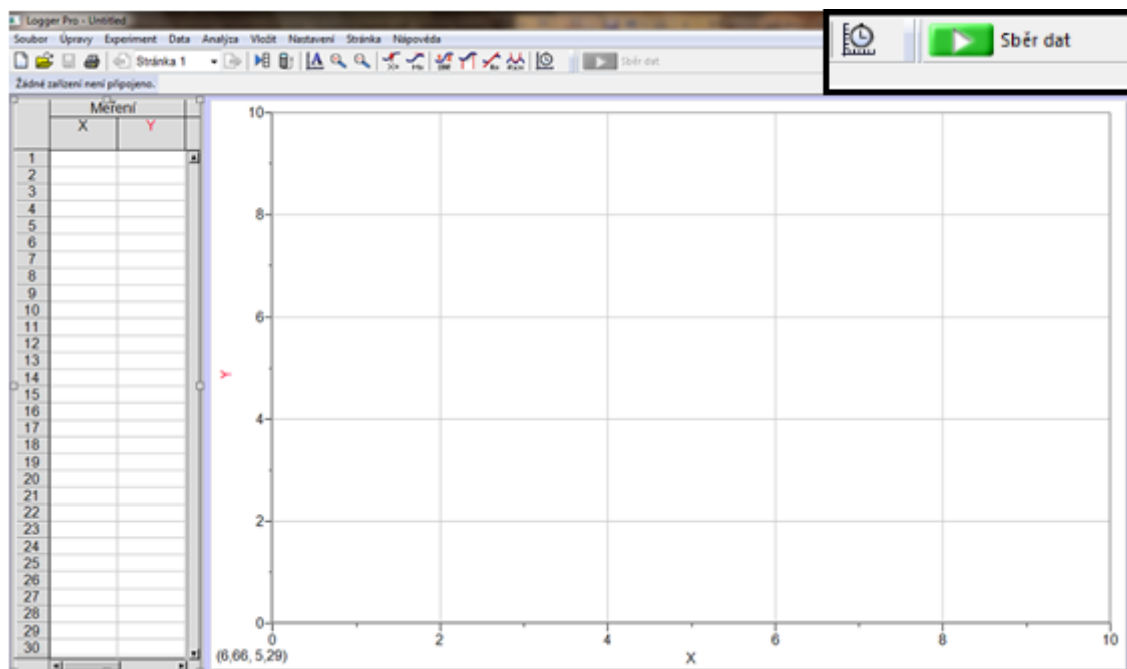


Obr. 28 Kalibrace čítače kapek

4.1.4 Software Logger Pro

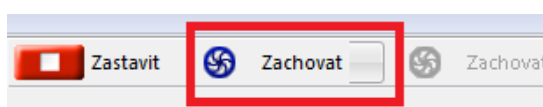
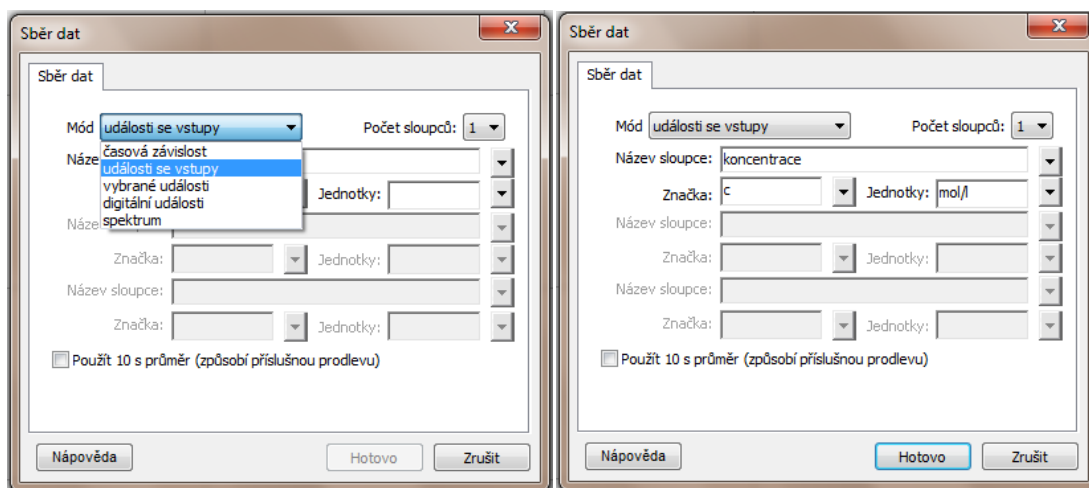
Práce s programem Logger Pro je snadná i díky možnosti instalace v českém jazyce.

Pracovní plocha softwaru je rozdělena na několik částí. Nástrojová lišta umožňuje výběr metody měření, úpravu pracovní plochy podle vlastních potřeb či úpravu samotných dat. V levé části se nachází tabulka, v níž se zobrazují naměřené hodnoty. Většinu pracovní plochy ovšem zabírá okno grafu. Do něho se zakreslují naměřené hodnoty současně zobrazené v levé tabulce. Zvolí-li se v nástrojové liště *Data* a poté *Nastavení sloupce*, mohou se změnit hodnoty zobrazované na osách. Zeleným tlačítkem *Sběr dat* se zahájí vlastní měření.



Obr. 29 Pracovní plocha softwaru Logger Pro, tlačítko *Sběr dat* (ve výřezu vpravo nahoře)

Je-li nutné zadat jednu z proměnných ručně, postupuje se následovně. V pracovní liště se zvolí tlačítko *Experiment* → *Sběr dat*. V otevřeném okně se vybere *Mód: Události se vstupy* a zadají se parametry ručně zadávané proměnné. Vše se potvrdí tlačítkem *Hotovo*. Na pracovní liště se vedle volby *Zastavit* objeví nová volba *Zachovat*. Pomocí něho se ukládají naměřené hodnoty. Po jeho stisku se v otevřeném okně mohou upravovat názvy či hodnoty naměřených veličin.



Obr. 30 Postup ručního zadání proměnné

4.2 Praktické úlohy

4.2.1 Stanovení konduktivity a molární konduktivity roztoku chloridu draselného a kyseliny octové

Varianta A (konduktometr HI 8733)

Pomůcky: konduktometr HI 8733, 6 odměrných baněk (250 cm^3), 2 odměrné válce (50 cm^3), 2 pipety (25 cm^3), 6 kádinek (250 cm^3), kádinka (400 cm^3), nálevka s dlouhým stonkem, stříčka, teploměr dělený po $0,5^\circ\text{C}$, filtrační papír

Chemikálie: chlorid draselný KCl ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina octová CH_3COOH ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$)

Princip:

V úloze jde o srovnání konduktivity silného a slabého elektrolytu (kapitola 2.9 a 2.7) a výpočet rovnovážné konstanty K a λ (kapitola 2.4 a 2.7.5) za použití vztahů (2.13) a (2.69).

Úkoly:

1. Změřte konduktivitu roztoku KCl a CH_3COOH a naměřené hodnoty zaznamenejte do tabulky.
2. Určete průměrnou hodnotu konduktivity jednotlivých roztoků a vypočtěte jejich molární konduktivitu λ .
3. Graficky zpracujte závislost konduktivity a molární konduktivity na koncentraci daného roztoku.
4. Na základě naměřených hodnot vypočtěte stupeň disociace a hodnotu disociační konstanty kyseliny octové ($\lambda^\infty(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,03907 \text{ S m}^2 \text{ mol}^{-1}$).

Pracovní postup:

1. Příprava odměrných roztoků KCl a CH₃COOH

Postupným ředěním se do odměrných baněk (250 cm³) připraví odměrné roztoky KCl a CH₃COOH o koncentracích: 0,1; 0,01; 0,001 mol dm⁻³.

2. Měření konduktivity silného elektrolytu

Silným elektrolytem je v tomto případě roztok chloridu draselného. Do odměrného válce (50 cm³) se nalije 25 – 30 cm³ roztoku KCl o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$ a do něj se ponoří sonda. Nastaví se rozsah 19,99 mS, zaznamená se naměřená hodnota konduktivity. Sonda se vyjme z roztoku, důkladně opláchne roztokem KCl o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$. Do odměrného válce se nalije nová dávka měřeného roztoku. Měření se provede 3x a určí se průměrná hodnota konduktivity.

Stejným způsobem se změří konduktivita roztoků KCl o $c = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ a $c = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$. Pro tyto koncentrace se zvolí rozsah 1999 μS.

Sondu je nutné mezi měřeními roztoků o různé koncentraci důkladně propláchnout destilovanou vodou, osušit filtračním papírem a opláchnout měřeným roztokem.

3. Měření konduktivity slabého elektrolytu

Slabým roztokem je kyselina octová. Měření konduktivity CH₃COOH se provede obdobným způsobem jako u roztoků chloridu draselného. Postupně se proměří roztoky CH₃COOH o $c = 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$, $c = 0,01 \text{ mol dm}^{-3}$ a $c = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$. Tentokrát se volí ve všech případech rozsah 1999 μS. Měření se opět provádí 3x pro všechny koncentrace.

Varianata B (systém Vernier)

Pomůcky: senzor vodivosti Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, 6 odměrných baněk (250 cm³), 2 odměrné válce (50 cm³), 2 pipety (25 cm³), 6 kádinek (250 cm³), kádinka (400 cm³), nálevka s dlouhým stonkem, stříčka, teploměr dělený po 0,5°C, filtrační papír

Chemikálie: chlorid draselný KCl ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina octová CH₃COOH ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$)

Pracovní postup:

1. Příprava odměrných roztoků KCl a CH₃COOH

Postupným ředěním se do odměrných baněk (250 cm³) připraví odměrné roztoky KCl a CH₃COOH o koncentracích: 0,1; 0,01; 0,001 mol dm⁻³.

2. Příprava systému Vernier k měření

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše koncentrace a uvede se *Značka c* a *Jednotky* mol dm⁻³.

3. Měření konduktivity silného elektrolytu

Silným elektrolytem je v tomto případě roztok chloridu draselného. Do odměrného válce (50 cm³) se nalije 25 – 30 cm³ roztoku KCl o $c = 0,001 \text{ mol dm}^{-3}$ a do něj se ponoří senzor vodivosti Vernier. Na nástrojové liště se stiskne zelené tlačítko *Sběr dat*. Až se hodnota konduktivity ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše koncentrace příslušného roztoku elektrolytu. Měření se provede 3x. Senzor je nutné mezi měřeními roztoků o různé koncentraci důkladně propláchnout destilovanou vodou, osušit filtračním papírem a opláchnout měřeným roztokem. Stejným způsobem se zjistí konduktivity dalších dvou roztoků.



Obr. 31 Konduktometr Hanna HI 8733 ponořený v roztoku KCl

4. Měření konduktivity slabého elektrolytu

Pro měření konduktivity roztoku kyseliny octové se v případě senzoru vodivosti Vernier postupuje stejně jako při měření konduktivity silného elektrolytu.

Metodické pokyny:

- Před prvním měřením je nutné nakalibrovat sondu HI 8733 (senzor vodivosti Vernier) na teplotu laboratoře.
- Při oplachování a sušení senzoru vodivosti Vernier se musí dbát zvýšené opatrnosti, aby nedošlo k poškození senzoru.
- Vyučující by měl upozornit žáky, aby dosazovali do vzorců hodnoty ve správných jednotkách – nutné převody při výpočtu molární konduktivity.

4.2.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů

Pomůcky: senzor vodivosti Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, 6 odměrných baněk (250 cm³), 6 odměrných baněk (200 cm³), odměrný válec (50 cm³), 2 pipety (25 cm³, 50 cm³), filtrační papír, stříčka

Chemikálie: hydroxid draselný KOH ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina chlorovodíková HCl ($c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina mravenčí HCOOH ($c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$), chlorid sodný NaCl ($c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$)

Princip:

Z naměřených hodnot konduktivity roztoků vybraných elektrolytů o různých koncentracích se sestrojí graf závislosti konduktivity na koncentraci. Na základě grafů lze odvodit, zda se jedná o slabý či silný elektrolyt (kap. 2.9 a 2.7).

Úkol: Změřte konduktivitu vybraných elektrolytů a ze získaných dat sestrojte grafy závislosti konduktivity na koncentraci.

Pracovní postup:

1) Příprava odměrných roztoků KOH, NaCl, HCl a HCOOH

Postupným ředěním se připraví odměrné roztoky KOH a NaCl o koncentracích: 0,1; 0,01; 0,001 mol dm⁻³ a odměrné roztoky HCl a HCOOH o koncentracích: 0,01; 0,005 a 0,001 mol dm⁻³.

2) Měření konduktivity

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše koncentrace a uvede se *Značka c* a *Jednotky* mol dm⁻³.

Do odměrného válce (50 cm³) se nalije 25 – 30 cm³ roztoku o nejnižší koncentraci a do něj se ponoří senzor vodivosti Vernier. Na nástrojové liště se stiskne zelené tlačítko *Sběr dat*. Až se hodnota konduktivity ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše koncentrace příslušného roztoku elektrolytu. Měření se provede 3x. Senzor je nutné mezi měřeními roztoků o různé koncentraci a roztoků různých elektrolytů důkladně propláchnout destilovanou vodou, osušit filtračním papírem a opláchnout měřeným roztokem. Stejným způsobem se zjistí konduktivity dalších roztoků.

Metodické pokyny:

- Při oplachování a sušení senzoru vodivosti Vernier se musí dbát zvýšené opatrnosti, aby nedošlo k poškození senzoru.
- Vyučující by měl žákům zdůraznit postup přípravy odměrných roztoků a ujistit se, že tento postup pochopili. Hlavně v případě že tímto způsobem připravují roztoky poprvé.
- Pro měření konduktivity lze použít i jiné elektrolyty, které má učitel k dispozici.

4.2.3 Konduktometrická titrace

Pomůcky: senzor vodivosti Vernier, rozhraní LabQuest Mini, čítač kapek Vernier, notebook, kádinka (250 cm^3), elektromagnetická míchačka a míchadlo, stojan, byreta (10 cm^3), svorky, pipeta (50 cm^3), filtrační papír či lodička, stříčka

Chemikálie: hydroxid draselný KOH ($c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina chlorovodíková HCl ($c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina mravenčí HCOOH ($c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$), kyselina octová CH₃COOH ($c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$)

Princip:

Při titraci s konduktometrickou indikací bodu ekvivalence se mění konduktivita titrovaného roztoku. Bod ekvivalence se určí jako bod zlomu titrační křivky (kap. 2.10).

Cílem úlohy není zjištění koncentrace titrovaného roztoku, ale porovnání grafů sestavených z naměřených hodnot (porovnání síly vybraných kyselin).

Úkol: Proved'te titrace uvedených kyselin a porovnejte jejich titrační křivky.

Pracovní postup:

Na stojan se upevní čítač kapek a nad něj byreta tak, aby odkapávala štěrbinou v čítači. Senzor vodivosti se umístí do speciálního otvoru v čítači. Pomocí rozhraní LabQuest Mini se připojí čítač kapek přes digitální vstup a senzor vodivosti Vernier přes analogový vstup k notebooku a spustí se program Logger Pro. Kalibrace čítače kapek a senzoru vodivosti se provede podle návodu v kap. 4.1.2 a 4.1.3. Čítač kapek je možné používat pouze v módu *Digitální události* (na nástrojové liště *Experiment* → *Sběr dat* → *Mód*).

Odpipetuje se 50 cm^3 příslušné kyseliny, přelije do kádinky a ta se umístí na elektromagnetickou míchačku. Do kádinky se vloží míchadlo a nastaví se otáčky tak, aby nevznikal silný vodní vír. Senzor vodivosti Vernier musí být ponořen v roztoku, ale tak, aby nedocházelo k jeho kontaktu s míchadlem. Byreta se naplní roztokem hydroxidu draselného o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$. Měření začne po stisknutí tlačítka *Sběr dat* na nástrojové liště a následném otevření kohoutu byrety. Kapky by neměli odpadávat příliš rychle, jinak senzor vodivosti nestihne hodnoty vodivosti naměřit.

Program Logger Pro (Logger Lite) současně zapisuje dva údaje: objem titračního činidla a konduktivitu titrovaného roztoku. Do tabulky vpravo zaznamenává hodnoty objemu a konduktivity a na ploše zobrazuje jejich závislost v grafu.

Metodické pokyny:

- Při oplachování a sušení senzoru vodivosti Vernier se musí dbát zvýšené opatrnosti, aby nedošlo k poškození senzoru.
- Vyučující by měl žákům zkontrolovat správné umístění byrety, čítače kapek, senzoru a míchadla před samotným zahájením práce.
- Mezi měřeními jednotlivých titračních roztoků je nutné byretu, senzor vodivosti a kádinku důkladně umýt.

4.2.4 Konduktometrické stanovení obsahu NaCl ve vzorku

Pomůcky: senzor vodivosti Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, kádinka (250 cm³), elektromagnetická míchačka a míchadlo, stojan, byreta, svorky, pipeta (50 cm³), odměrný válec (50 cm³) filtrační papír či lodička, stříčka

Chemikálie: krystalický chlorid sodný NaCl, destilovaná voda, vzorek (200cm³ roztok chloridu draselného NaCl)

Princip:

Změřené hodnoty konduktivity roztoku NaCl o známém složení slouží k sestrojení kalibrační křivky. Následně se změří konduktivita neznámého vzorku a na základě kalibrační křivky se zjistí obsah NaCl ve vzorku.

Varianta A

Úkol: Sestrojte kalibrační křivku závislosti konduktivity ($\mu\text{S cm}^{-1}$) na hmotnosti chloridu sodného ve 200 cm³ destilované vody dle níže uvedených pokynů. Změřte konduktivitu vzorku a z kalibrační křivky nejprve odhadněte a poté vypočítejte obsah NaCl ve vzorku.

Pracovní postup:

Do kádinky se odpipetuje 200 cm³ vody, vloží se míchadlo a kádinka se umístí na elektromagnetickou míchačku. Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link

k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše hmotnost a uvede se *Značka* m a *Jednotky* g. Sondu je vhodné pomocí svorek připevnit ke stojanu a ponořit do roztoku tak, aby nepřicházela do kontaktu s míchadlem.

Na analytických vahách se na lodičce naváží 0,5 g NaCl. Navážené množství se celé převede do kádinky s vodou – plastovou pipetkou se nasaje voda z kádinky, pomocí které se navážené množství spláchne do kádinky. Až se veškerý chlorid rozpustí a hodnota konduktivity ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše celková hmotnost rozpuštěného NaCl v kádince. První naměřenou hodnotou je konduktivita čisté destilované vody. Chlorid sodný se přidává až do celkové hmotnosti 2 g.

Po sestavení kalibrační křivky se roztok vylije z kádinky a ta se důkladně vypláchne. Senzor vodivosti Vernier se také důkladně opláchne destilovanou vodou. Vzorek se přelije do vhodné nádoby a do roztoku se ponoří senzor. Hodnota konduktivity se zaznamená.

Metodické pokyny:

- Pro sestavení co nejkvalitnější kalibrační přímky je nezbytné, aby žáci vážili NaCl co nejpřesněji.
- Při měření konduktivity roztoku obsahující 2,5 g je změřená konduktivita vyšší než udaný rozsah senzoru. Proto nejsou takovéto výsledky věrohodné.
- Žáky je během vážení třeba hlídat, hlavně pokud je vah pouze omezené množství, aby nedocházelo ke strkanicím a otřesům v okolí vah, které mají vliv na přesnost vážení.
- Důležité je vyčkat na rozpuštění veškerých krystalků a dávat pozor, aby při sypání do kádinky neulpívaly na senzoru vodivosti.
- Míchání je třeba nastavit tak, aby nevznikal v blízkosti senzoru vír.
- Po ukončení práce se senzor vodivosti opatrně opláchne stříčkou s destilovanou vodou a osuší filtračním papírem.

Zadání A je náročné na organizaci žáků během vážení. Proto jsou zde uvedeny další dvě varianty B a C, které mohou být pro učitele na organizaci a samotnou práci žáků přijatelnější.

Varianta B

Úkol: Změřte konduktivitu připravených kalibračních roztoků a sestrojte kalibrační křivku. Změřte konduktivitu vzorku a z kalibrační křivky nejdříve odhadněte a poté vypočítejte obsah NaCl ve Vašem vzorku.

Pracovní postup:

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše hmotnost a uvede se *Značka m* a *Jednotky g*.

Přibližně 20 – 25 cm³ kalibračního roztoku odlijte do odměrného válce (50 cm³). Ponořte senzor vodivosti a zaznamenejte konduktivitu. Až se její hodnota ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše příslušná hmotnost NaCl v daném kalibračním roztoku. Začíná se kalibračním roztokem s nejnižším obsahem NaCl. Stejným způsobem se odlijte do odměrného válce roztok vzorku a opět se změří jeho konduktivita. Válec i senzor vodivosti Vernier se předtím očistí.

Metodické pokyny:

- Obsah NaCl v kalibračních roztocích je možné vyjádřit pomocí hmotnosti rozpuštěného NaCl (snazší, vhodné pro mladší žáky) či pomocí koncentrací. V druhém případě je nutné v módu *Události se vstupy* zadat koncentrace a uvést příslušnou značku a jednotky.
- Jako vzorek lze místo učitelem připraveného roztoku o neznámé koncentraci dát žákům pouze neznámé navážené množství krystalického NaCl. Žáci ho sami rozpustí v 200 cm³ destilované vody a vodivost změří stejným způsobem.
- Pokud chceme být opravdu přesní, vždy se použije čistá a suchá kádinka, senzor vodivosti Vernier se očistí před každým měřením kalibračního roztoku.
- Protože kalibrační roztoky jsou již předem připraveny, samotná práce žáků je rychlá.

Varianta C

Úkol: Sestrojte kalibrační závislost konduktivity ($\mu\text{S cm}^{-1}$) roztoku na objemu chloridu sodného o $c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$. Změřte konduktivitu vzorku a z kalibrační křivky nejdříve odhadněte a poté vypočítejte obsah NaCl ve Vašem vzorku.

Pracovní postup:

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše objem a uvede se *Značka V* a *Jednotky* cm^3 .

Odpipetuje se 200 cm^3 vody, přelije se do kádinky a umístí na elektromagnetickou míchačku. Do kádinky se vloží míchadlo a nastaví se otáčky tak, aby nevznikal silný vodní vír. Na stojan se upevní senzor vodivosti Vernier a byreta tak, aby si vzájemně nepřekáželi. Senzor vodivosti Vernier musí být ponořen v roztoku, ale tak, aby nedocházelo k jeho kontaktu s míchadlem.

Do 200 cm^3 odměrné baňky se připraví roztok chloridu sodného o $c = 1 \text{ mol dm}^{-3}$. Tímto roztokem se naplní byreta. Do kádinky se přikapává po 1 cm^3 . Po ustálení hodnoty konduktivity se klikne na tlačítko *Zachovat* a zapíše se celkové přidané množství roztoku. Po odkapání celého objemu 30 cm^3 se měření ukončí a výsledná křivka se uloží. Kádinka i senzor vodivosti Vernier se očistí a změří se konduktivita vzorku.

Metodické pokyny:

- Bude-li na kalibrační křivku použit pouze takový objem, aby nebylo nutné opět plnit byretu, výpočet obsahu bude přesnější.
- Byretu i senzor vodivosti Vernier je na stojan nutné umístit tak, aby si vzájemně nepřekážely, tzn., že roztok z byrety odkapává přímo do kádinky a ne na senzor vodivosti Vernier.
- S byretou musí žáci zachovat opatrně, aby nedošlo např. k jejímu rozbití, utržení kohoutu apod.
- Pro přesnější měření je možné použít čítač kapek Vernier
- Pokud byreta protéká, je nutné ji vyměnit.

- Během přikapávání musí žáci pečlivě sledovat stupnici byrety a meniskus, aby přesně přidali stanovený objem 1 cm^3 .

Vyučující má na výběr ze tří různých variant provedení téhož úkolu. Varianta A je vhodná v případě dostatečného množství analytických vah, ale vyžaduje pečlivou organizaci práce. Varianta B je náročnější na přípravu pro učitele. Musí předem připravit kalibrační roztoky v dostatečném množství pro všechny skupiny, ale samotná práce studentů je již poměrně jednoduchá a rychlá. Varianta C vyžaduje dostatečné množství pomůcek pro všechny skupiny, nevyžaduje od učitele prakticky žádnou přípravu. Veškerá práce je na žácích, učitel pouze dohlíží a udílí rady.

4.2.5 Porovnání konduktivity různých druhů vody

Pomůcky: kádinka či odměrný válec, senzor vodivosti Vernier, rozhraní Go!Line, notebook, filtrační papír, stříčka

Chemikálie: voda z vodovodu, destilovaná voda, minerální voda

Princip:

Konduktivita závisí na obsahu rozpuštěných látek v roztoku a přítomnosti iontů. V závislosti na jejich obsahu se získají různé hodnoty konduktivity.

Úkol:

1. Odhadněte, jaký druh vody bude mít nejnižší a nejvyšší vodivost.
2. Svůj odhad ověřte měřením.

Pracovní postup:

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše Vzorek vody číslo. *Značka* a *Jednotky* se nemusí uvádět.

Odměrný válec či kádinku se naplní destilovanou vodou a změří se její vodivost. Až se hodnota konduktivity ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše číslo vzorku vody. Stejným postupem se proměří vodivosti i vody vodovodní

a minerální. Před každou výměnou druhu vody, se senzor vodivosti Vernier opláchne destilovanou vodou a osuší filtračním papírem. Měření každé vody se provede 3x.

Metodické pomůcky:

- Úloha není časově náročná na přípravu ani na provedení (5-10 minut).
- Úlohu je vhodné provést jako demonstrační pokus v hodině, kdy se vodivost každého typu vody změří pouze jedenkrát.
- Protože do okna, které se otevře po kliknutí na tlačítko *Zachovat*, nelze psát písmena, ale pouze číslice, je tedy nutné zadávat číslo vzorku, nebo pro větší přehlednost hodnoty vodivosti v programu Logger Pro neukládat, ale psát hodnoty vodivosti na tabuli.
- Mezi měřeními je vhodné senzor vodivosti Vernier omýt destilovanou vodou a osušit filtračním papírem. Rozdíl vodivostí uvedených vod je poměrně velký. Proto pokud se bude postupovat v pořadí 1. destilovaná voda, 2. voda z vodovodu, 3. minerální voda, očištění senzoru není nutné provádět.

4.2.6 Vodivost osolené a oslazené vody⁴¹

Pomůcky: kádinka (250 cm³), senzor vodivosti Vernier, rozhraní Go!Link, notebook, lžička, tyčinka, filtrační papír

Chemikálie: voda z vodovodu, vzorek soli (vzorek č. 1), vzorek cukru (vzorek č. 2)

Princip:

Konduktometrie je metoda zkoumající elektrickou vodivost látek – konduktivitu. Tu způsobují v roztocích ionty, kationty i anionty. Konduktivita závisí na koncentraci roztoku elektrolytu. Čím více iontů je přítomno v roztoku, tím vyšší konduktivitu vykazuje a naopak. Proto se může tato metoda použít k porovnání síly kyselin či zásad, zjištění koncentrace elektrolytu či množství rozpuštěné látky.

Úkol:

1. Odhadněte a zdůvodněte, jaký vliv má na konduktivitu vody z vodovodu přídavek soli a cukru (snižuje, nemění, zvyšuje).
2. Svůj odhad ověřte měřením.

Pracovní postup:

Senzor Vernier se připojí přes rozhraní Go!Link k notebooku a spustí se program Logger Pro (Logger Lite). Na nástrojové liště se vybere *Experiment* → *Sběr dat* a v nabídce okna se zvolí mód *Události se vstupy*. Do okna *Název sloupce* se napíše číslo vzorku. *Značka* a *Jednotky* se neuvádí.

Kádinka se naplní vodou z vodovodu (přibližně 200 cm³) a změří její vodivost. Až se hodnota konduktivity ustálí, na nástrojové liště se zvolí *Zachovat* a do otevřeného okna se zapíše číslo vzorku. Přidá se lžička soli, promíchá a opět změří vodivost.

Stejný postup se opakuje s cukrem. Po zaznamenání hodnoty je možné množství cukru ve vodě zvyšovat.

Metodické pokyny:

- Úloha není časově náročná na přípravu ani na provedení (5-10 minut).
- Přídavek soli ani cukru není nutné přesně odvažovat na vahách.
- Úlohu je vhodné provést jako demonstrační pokus v hodině.
- Protože do okna, které se otevře po kliknutí na tlačítko *Zachovat*, nelze psát písmena, ale pouze číslice, je tedy nutné zadávat číslo vzorku, nebo pro větší přehlednost hodnoty vodivosti v programu Logger Pro neukládat, ale psát hodnoty vodivosti na tabuli.
- Mezi měřeními je vhodné senzor vodivosti Vernier omýt destilovanou vodou a osušit filtračním papírem.

4.3 Výsledky měření

4.3.1 Stanovení konduktivity a molární vodivosti roztoku chloridu draselného a kyseliny octové

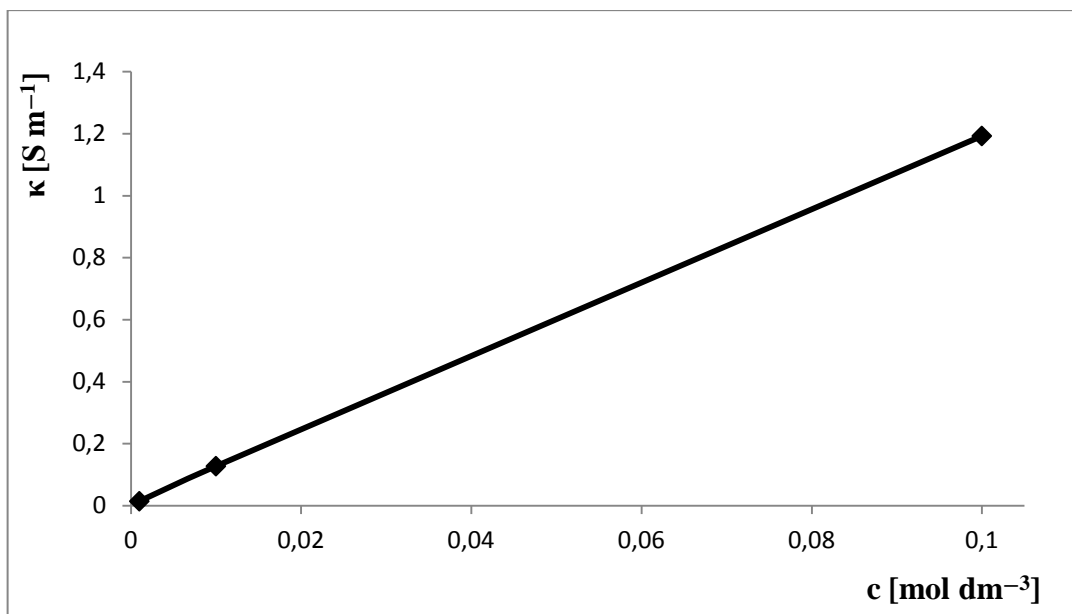
Hodnoty konduktivity naměřené jednotlivými konduktometry a hodnoty vypočítaných veličin jsou shrnuty do tabulek 7-10 a graficky zpracovány na obr. 32-39.

Varianta A (Konduktometr HI 8733)

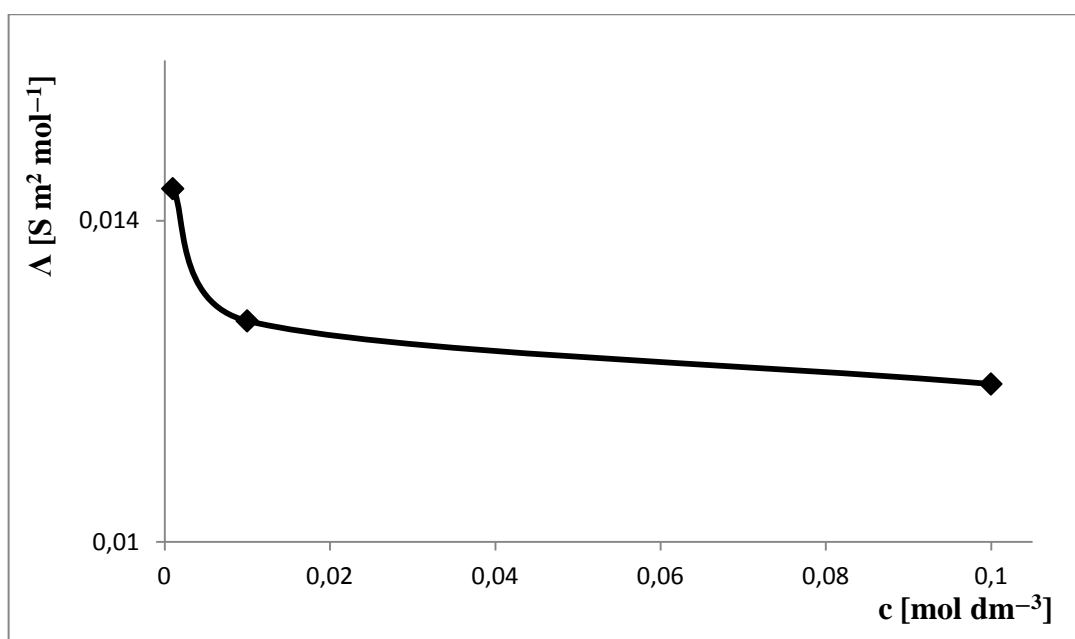
Konduktivita κ a molární konduktivita Λ roztoku KCl

Tabulka 7 Naměřené hodnoty konduktivity κ a vypočítané hodnoty molární konduktivity Λ roztoku KCl (zpracováno MS Excel)

c [mol dm ⁻³]	Měření č.	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Průměr κ	κ [S m ⁻¹]	Λ [S m ² mol ⁻¹]
0,1	1	11 910	11 926,7	1,192 67	0,011 926 7
	2	11 940			
	3	11 930			
0,01	1	1 274	1 275,3	0,127 53	0,012 753
	2	1 281			
	3	1 271			
0,001	1	146	144	0,014 4	0,014 4
	2	142			
	3	144			



Obr. 32 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku KCl (zpracováno MS Excel)

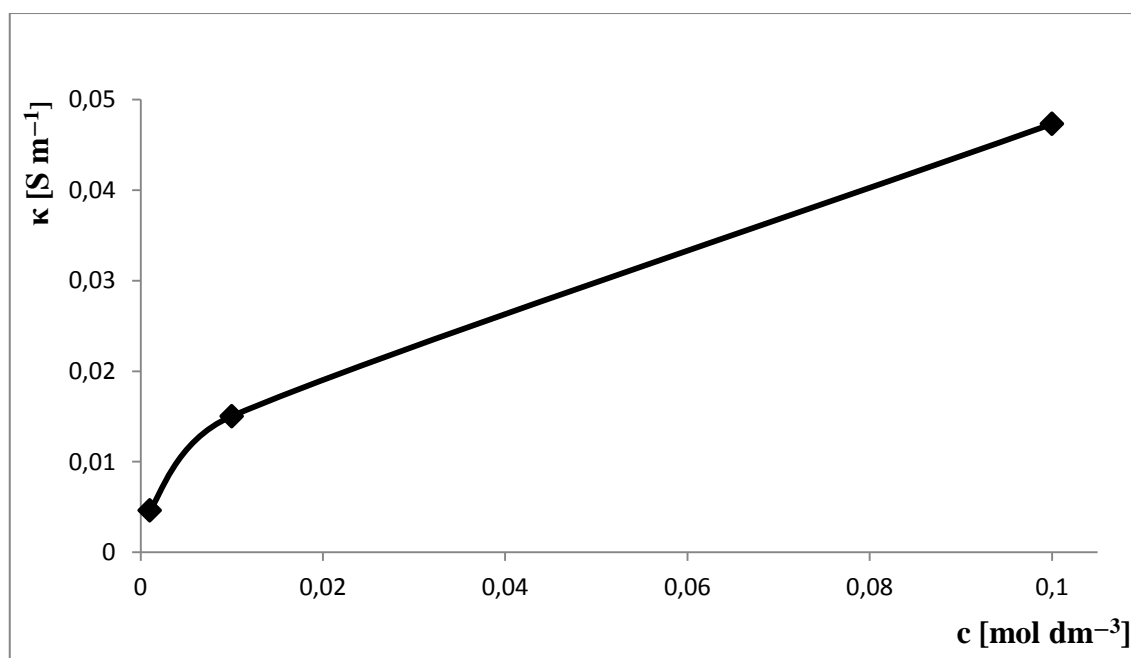


Obr. 33 Závislost molární konduktivity roztoku KCl na jeho koncentraci (zpracováno MS Excel)

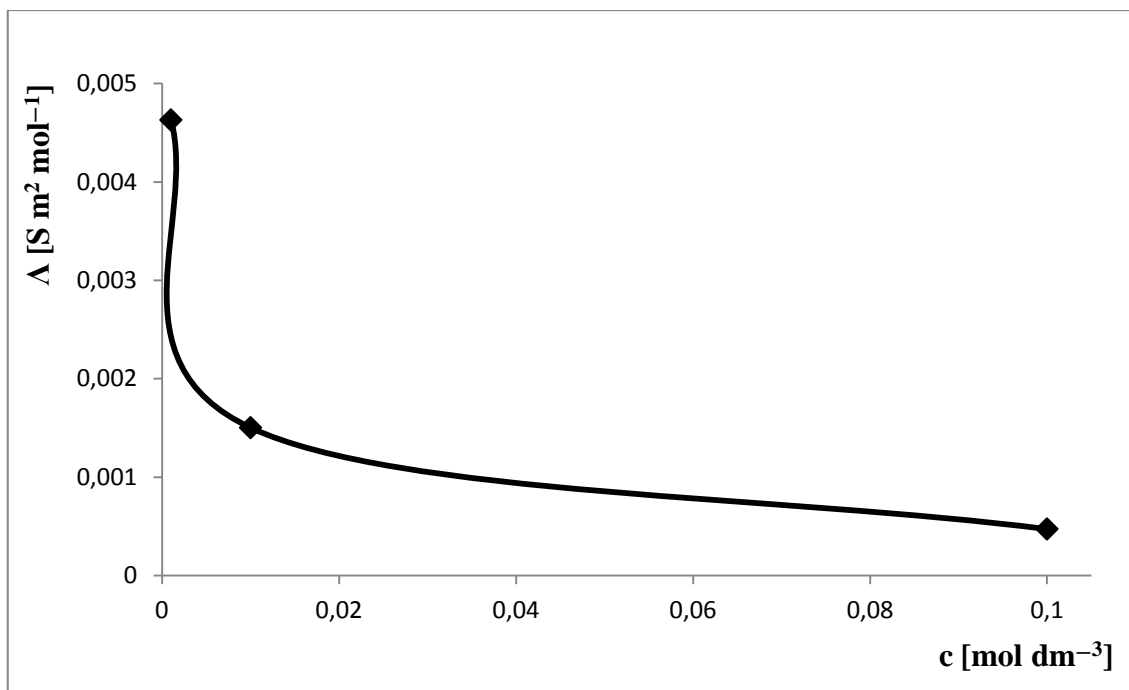
Konduktivita κ a molární konduktivita Λ roztoku CH_3COOH

Tabulka 8 Naměřené hodnoty konduktivity κ a vypočítané hodnoty molární konduktivity Λ , stupně disociace α a rovnovážné konstanty K roztoku CH_3COOH

c [mol/dm ³]	Měření č.	κ [$\mu\text{S}/\text{cm}^1$]	Průměr	κ [S/m ¹]	Λ [Sm ² /mol ¹]	α	K
0,1	1	475	473,3	0,04733	0,0004733	0,01211415	$1,4855 \cdot 10^{-5}$
	2	473					
	3	472					
0,01	1	152	150,3	0,01503	0,001503	0,03846941	$1,5391 \cdot 10^{-5}$
	2	151					
	3	148					
0,001	1	47	46,3	0,00463	0,00463	0,11850525	$1,5931 \cdot 10^{-5}$
	2	45					
	3	47					



Obr. 34 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku CH_3COOH (zpracováno MS Excel)



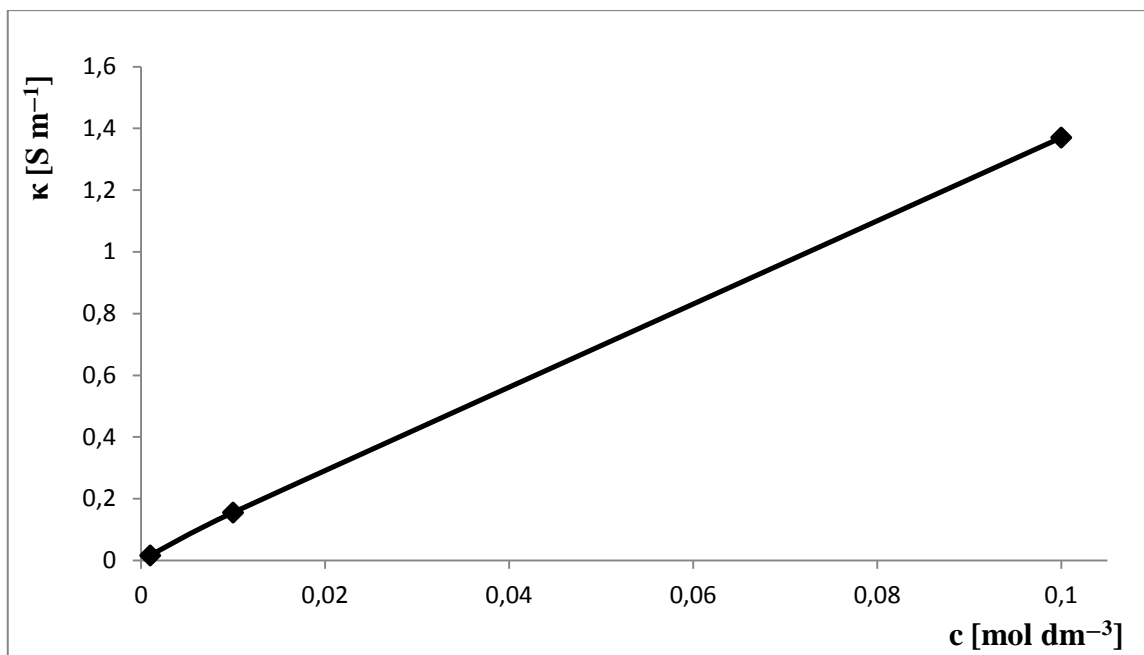
Obr. 35 Závislost molárního konduktivity roztoku CH_3COOH na jeho koncentraci (zpracováno MS Excel)

Varianta B (Senzor vodivosti Vernier)

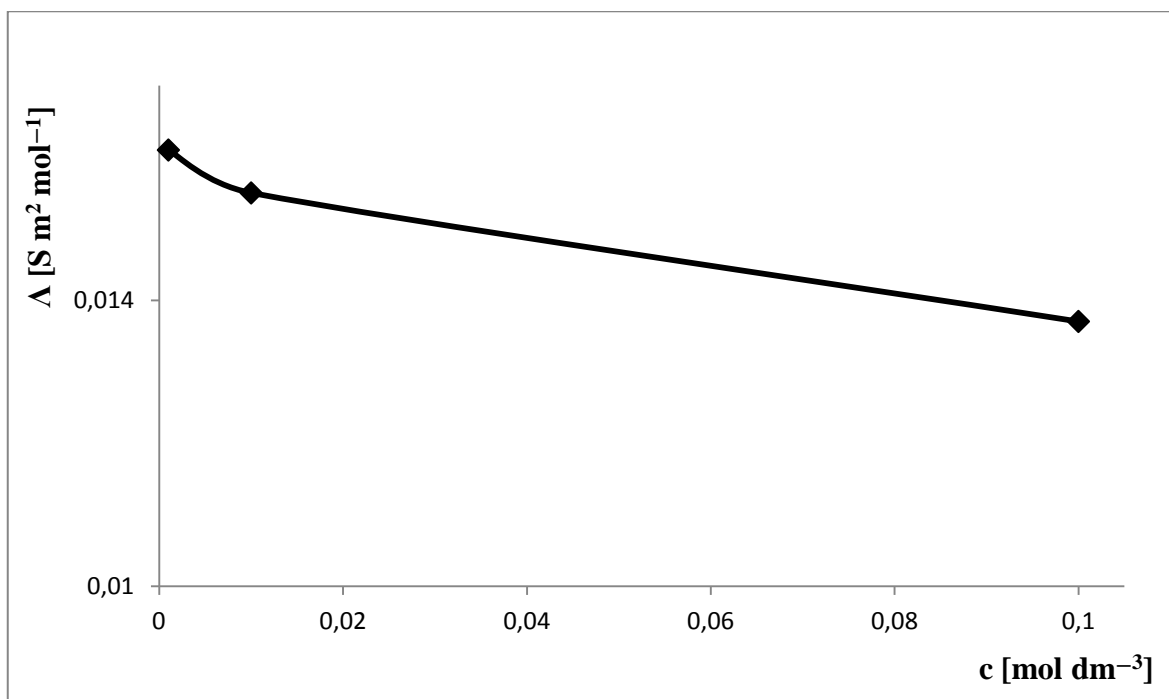
Konduktivita κ a molární konduktivita Λ roztoku KCl

Tabulka 9 Naměřené hodnoty konduktivity κ a vypočítané hodnoty molární konduktivity Λ roztoku KCl

c [mol dm ⁻³]	Měření č.	K [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Průměr κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	κ [S m ⁻¹]	Λ [S m ² mol ⁻¹]
0,1	1	13 686	13 703	1,370 3	0,013 703
	2	13 736			
	3	13 686			
0,01	1	1 547	1 550	0,155	0,015 5
	2	1 547			
	3	1 557			
0,001	1	161	161	0,016 1	0,016 1
	2	161			
	3	161			



Obr. 36 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku KCl (zpracováno MS Excel)

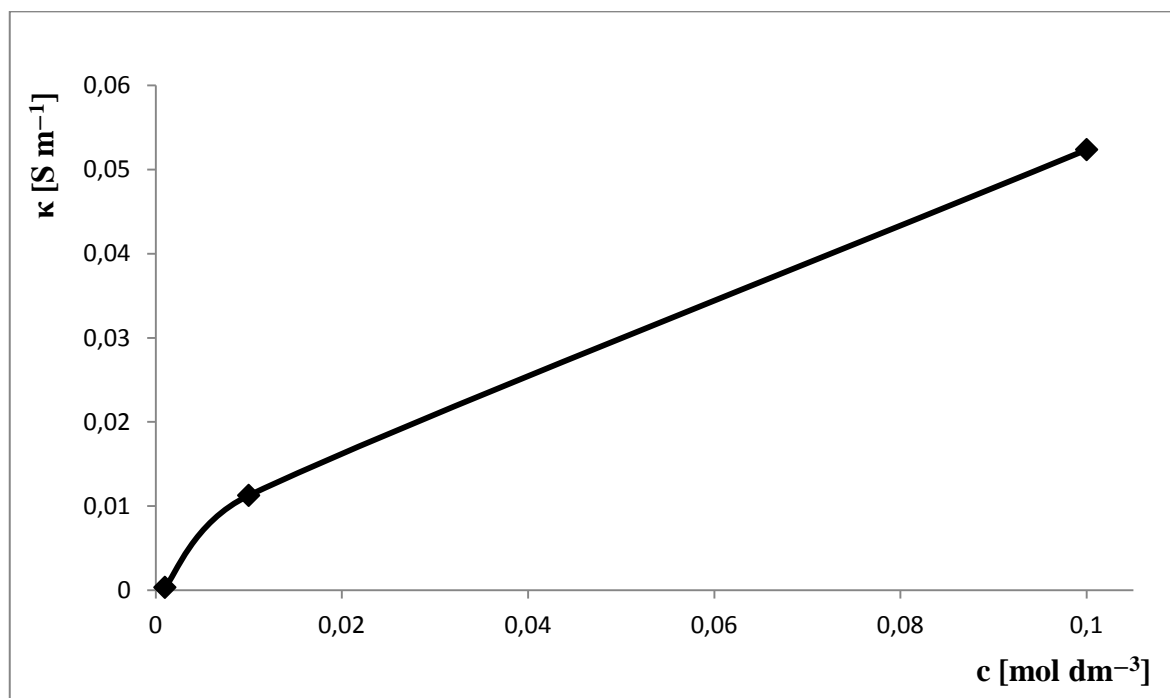


Obr. 37 Závislost molární konduktivity roztoku KCl na jeho koncentraci (zpracováno MS Excel)

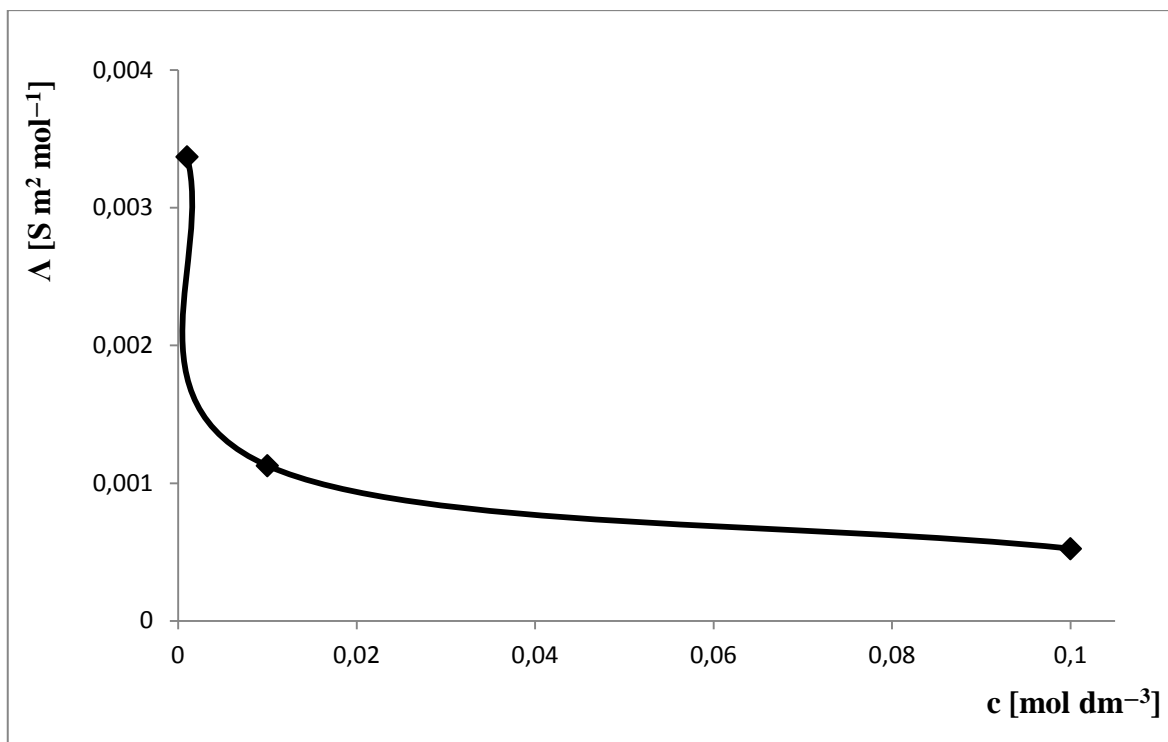
Konduktivita κ a molární konduktivita Λ roztoku CH_3COOH

Tabulka 10 Naměřené hodnoty konduktivity κ a vypočítané hodnoty molární konduktivity Λ , stupně disociace α a rovnovážné konstanty K roztoku CH_3COOH

c [mol dm ⁻³]	Měření č.	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Průměr	κ [S m ⁻¹]	Λ [S m ² mol ⁻¹]	α	K
0,1	1	517	523,6667	0,052367	0,00052367	0,01340338	1,82E-05
	2	527					
	3	527					
0,01	1	112	112,6667	0,011267	0,0011267	0,02883798	8,56E-06
	2	112					
	3	114					
0,001	1	33	33,6667	0,00337	0,00337	0,08625544	8,14E-06
	2	35					
	3	33					



Obr. 38 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku CH_3COOH (zpracováno MS Excel)



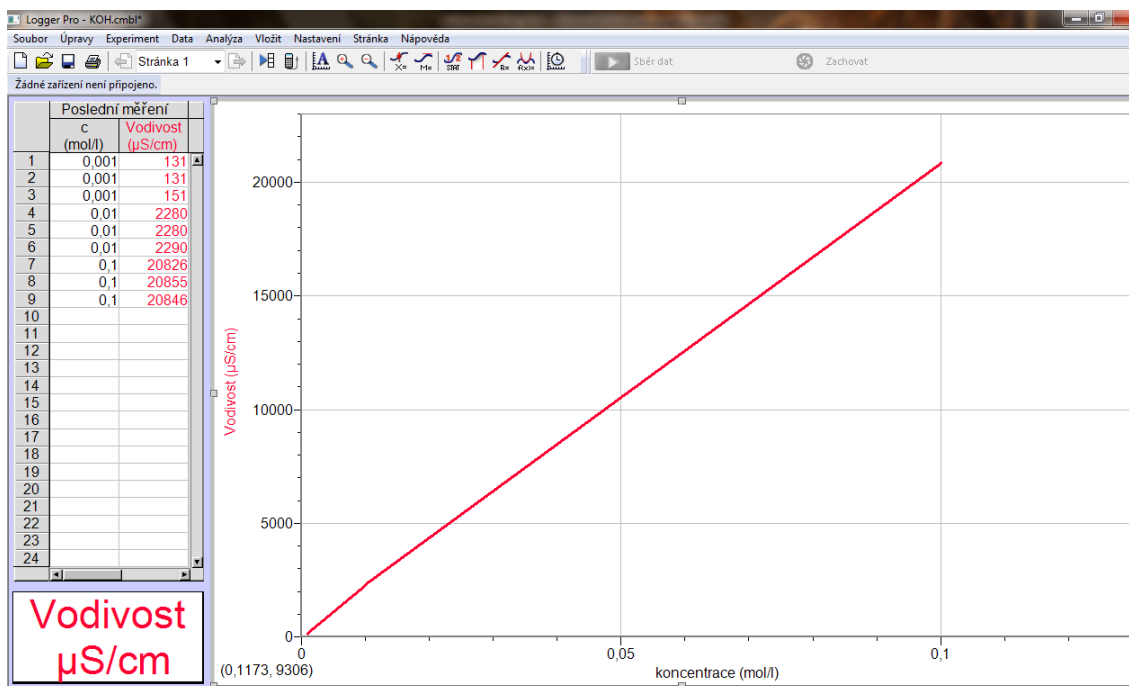
Obr. 39 Závislost molární konduktivity roztoku CH₃COOH na jeho koncentraci (zpracováno MS Excel)

4.3.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů

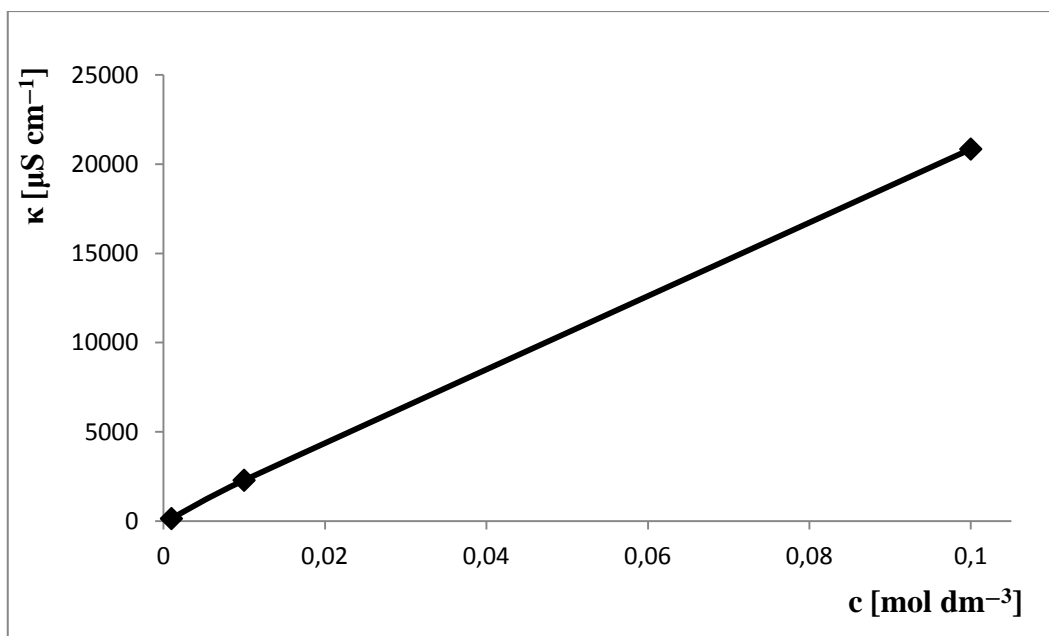
Roztok hydroxidu draselného

Tabulka 11 Naměřené hodnoty konduktivity roztoku KOH o koncentracích 0,1; 0,01 a 0,001 mol dm⁻³ (zpracováno MS Excel)

c [mol dm ⁻³]	κ [μ S cm ⁻¹]	Průměrná κ [μ S cm ⁻¹]
0,001	131	137,666 7
	131	
	151	
0,01	2 280	2 283,333
	2 280	
	2 290	
0,1	20 826	20 842,33
	20 855	
	20 846	



Obr. 40 Závislost konduktivity koncentraci roztoku KOH (zpracováno softwarem Logger Pro)

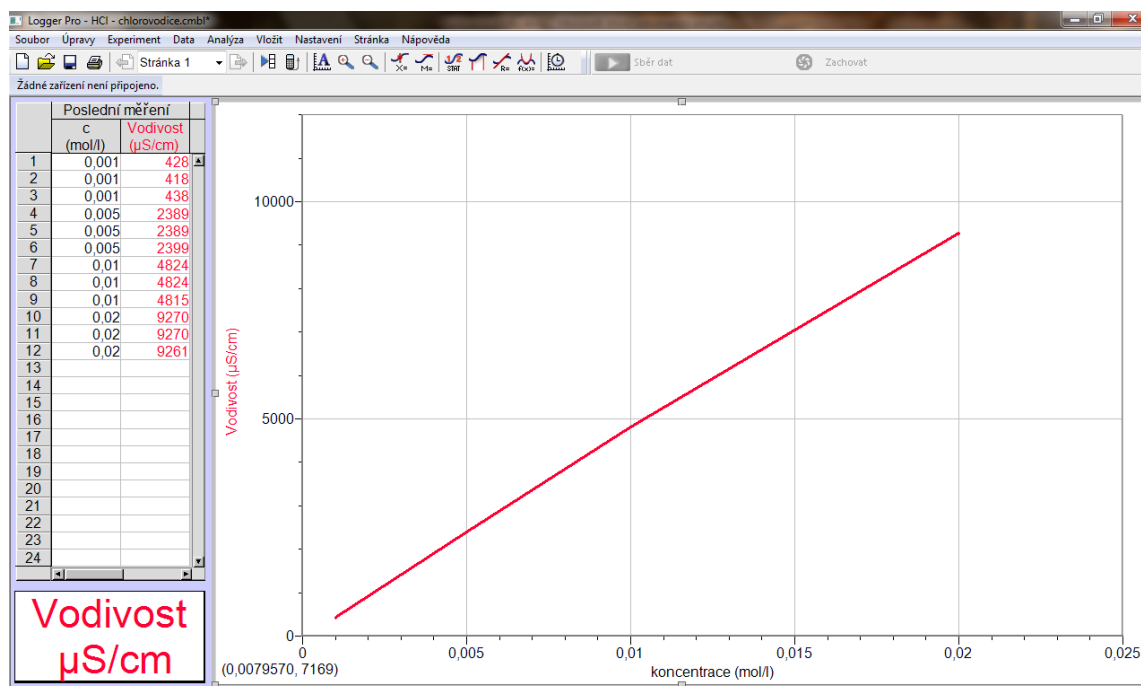


Obr. 41 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku KOH (zpracováno MS Excel)

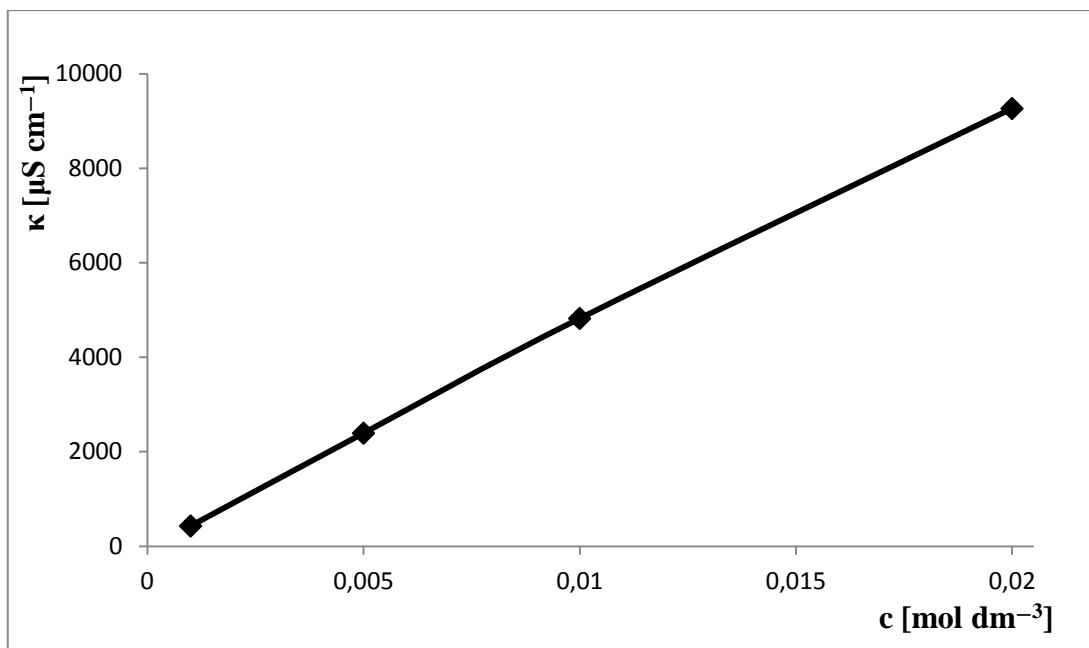
Roztok kyseliny chlorovodíkové

Tabulka 12 Naměřené hodnoty konduktivity roztoku HCl o koncentracích 0,02; 0,01; 0,005 a 0,001 mol dm⁻³ (zpracováno MS Excel)

c [mol dm ⁻³]	K [μS cm ⁻¹]	Průměrná κ [μS cm ⁻¹]
0,001	428	428
	418	
	438	
0,005	2 389	2 392,333
	2 389	
	2 399	
0,01	4 824	4 821
	4 824	
	4 815	
0,02	9 270	9 267
	9 270	
	9 261	



Obr. 42 Závislost konduktivity koncentraci roztoku HCl (zpracováno softwarem Logger Pro)

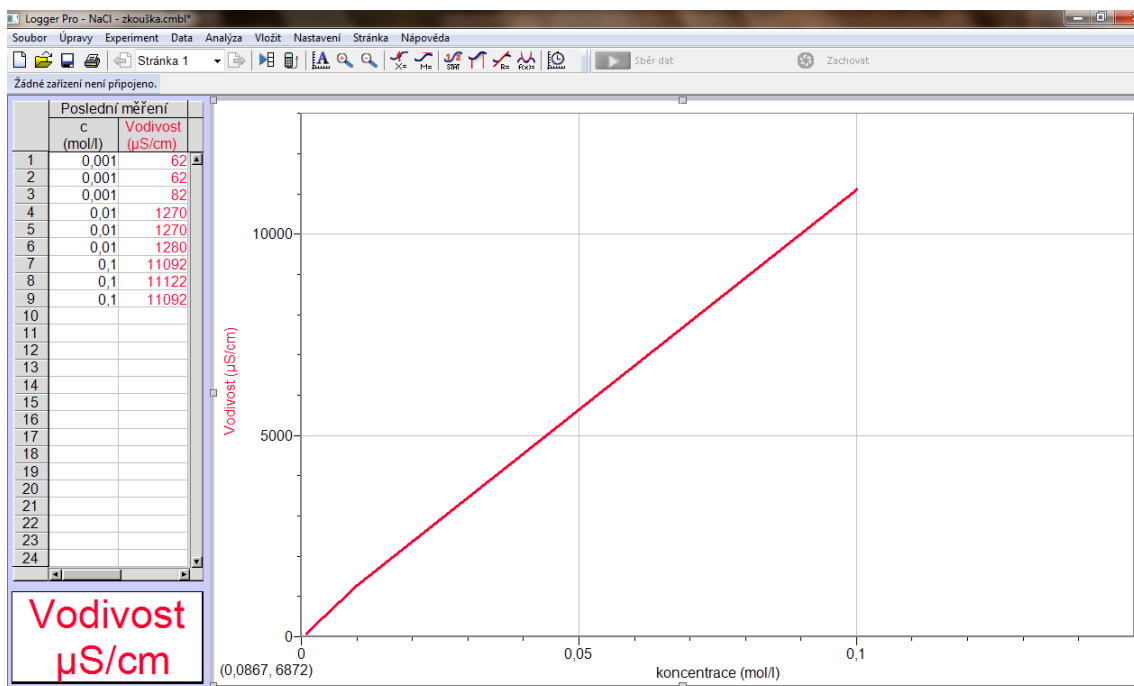


Obr. 43 Závíslost konduktivity na koncentraci roztoku HCl (zpracováno MS Excel)

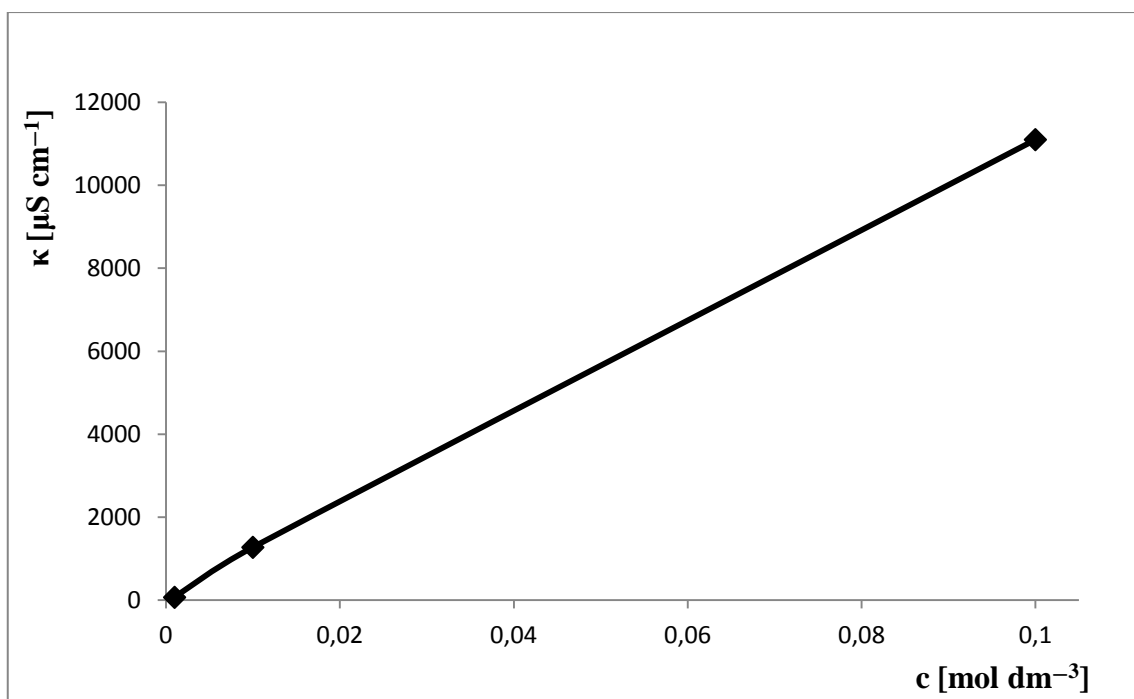
Roztok chloridu sodného

Tabulka 13 Naměřené hodnoty konduktivity roztoku NaCl o koncentracích 0,1; 0,01 a 0,001 mol dm⁻³ (zpracováno MS Excel)

c [mol dm ⁻³]	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Průměrná κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]
0,001	60 62 82	68
0,01	1 270 1 270 1 280	1 273,333
0,1	11 092 11 122 11 092	11 102



Obr. 44 Závislost konduktivity koncentraci roztoku NaCl (zpracováno softwarem Logger Pro)

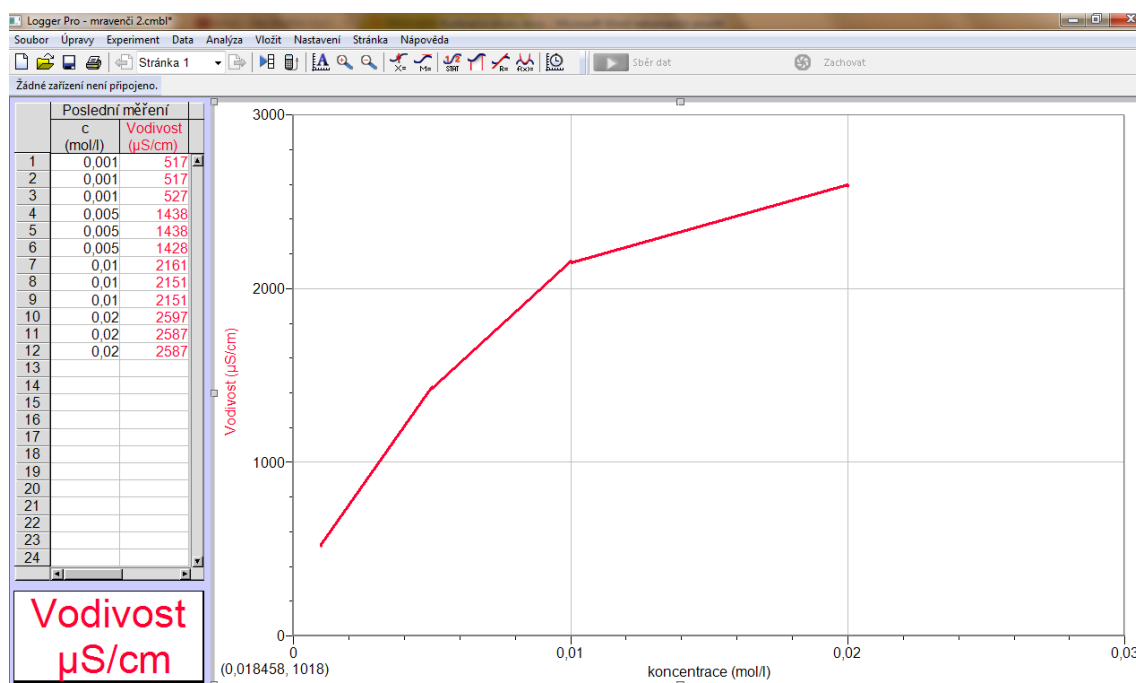


Obr. 45 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku NaCl (zpracováno MS Excel)

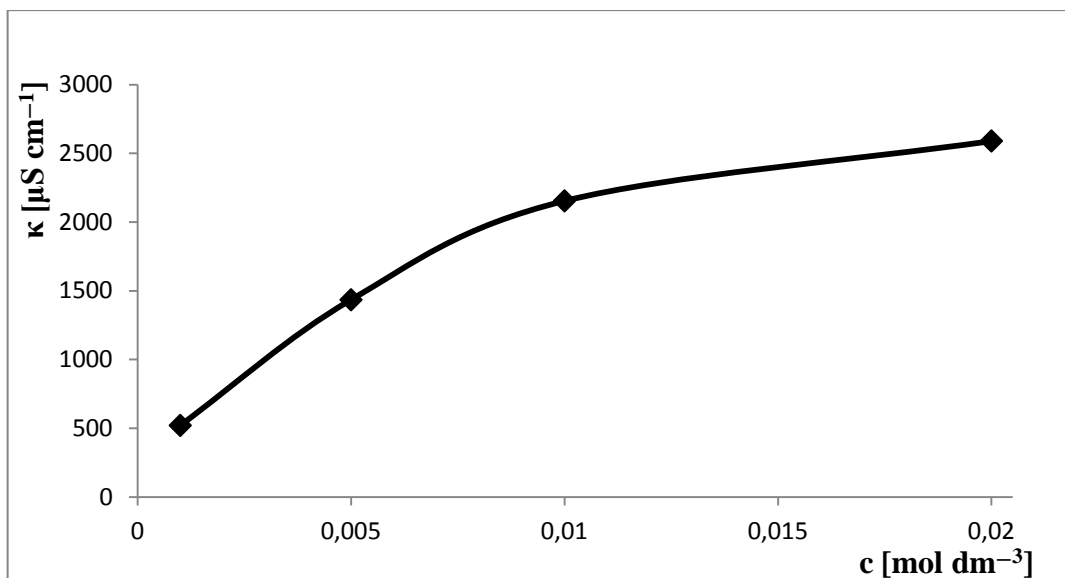
Roztok kyseliny mravenčí

Tabulka 14 Naměřené hodnoty konduktivity roztoku HCOOH o koncentracích 0,02; 0,01; 0,005 a 0,001 mol dm⁻³ (zpracováno MS Excel)

c [mol dm ⁻³]	κ [μS cm ⁻¹]	Průměrná κ [μS cm ⁻¹]
0,001	517	520,333 3
	517	
	527	
0,005	1 438	1 434,667
	1 438	
	1 428	
0,01	2 161	2 154,333
	2 151	
	2 151	
0,02	2 597	2 590,333
	2 587	
	2 587	



Obr. 46 Závislost konduktivity na koncentraci roztoku HCOOH (zpracováno softwarem Logger Pro)



Obr. 47 **Závislost konduktivity na koncentraci roztoku HCOOH** (zpracováno MS Excel)

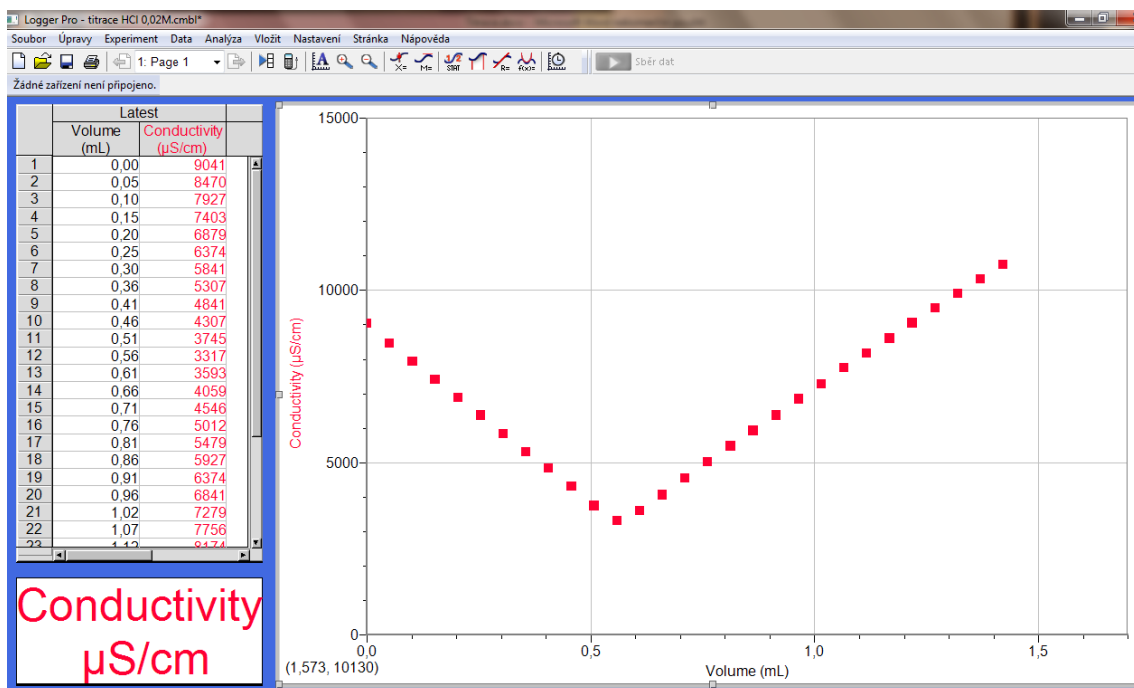
4.3.3 Konduktometrická titrace

Titrace roztoku HCl odměrným roztokem KOH

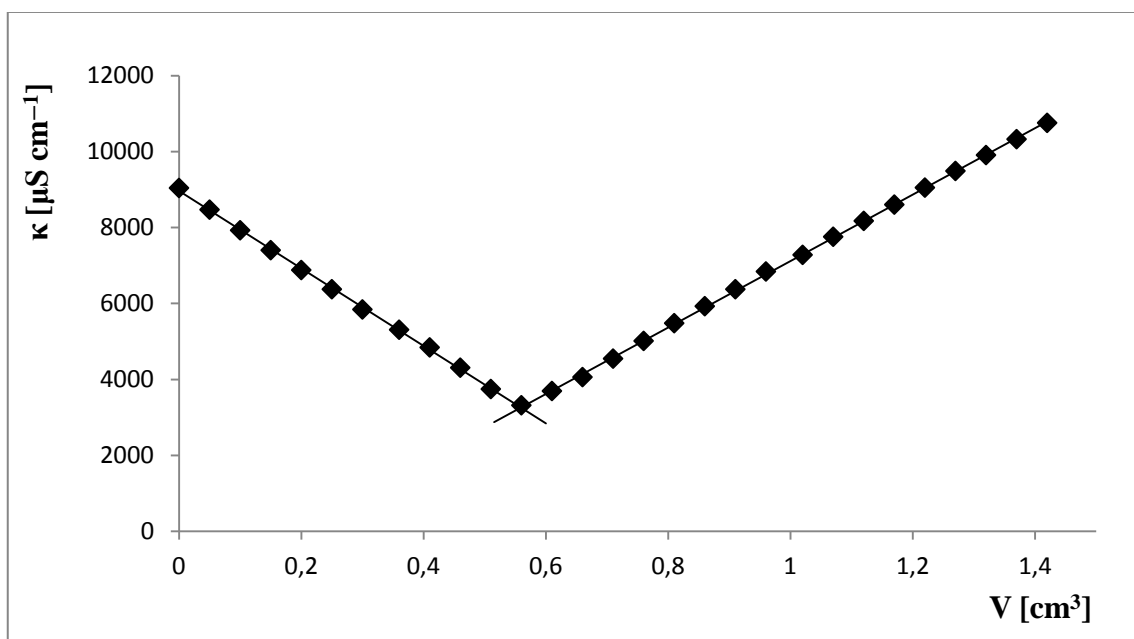
(roztok HCl o $c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$, roztok KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$)

Tabulka 15 **Objem přidaného titračního činidla KOH a příslušná konduktivita titrovaného roztoku** (zpracováno MS Excel)

V (KOH) [cm ³]	κ [μS cm ⁻¹]	V (KOH) [cm ³]	κ [μS cm ⁻¹]
0	9 041	0,76	5 012
0,05	8 470	0,81	5 479
0,1	7 927	0,86	5 927
0,15	7 403	0,91	6 374
0,2	6 879	0,96	6 841
0,25	6 374	1,02	7 279
0,3	5 841	1,07	7 756
0,36	5 307	1,12	8 174
0,41	4 841	1,17	8 603
0,46	4 307	1,22	9 051
0,51	3 745	1,27	9 489
0,56	3 317	1,32	9 908
0,61	3 693	1,37	10 327
0,66	4 059	1,42	10 756
0,71	4 546		



Obr. 48 **Titrační křivka kyseliny chlorovodíkové**
 Titrační činidlo KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno programem Logger Pro)



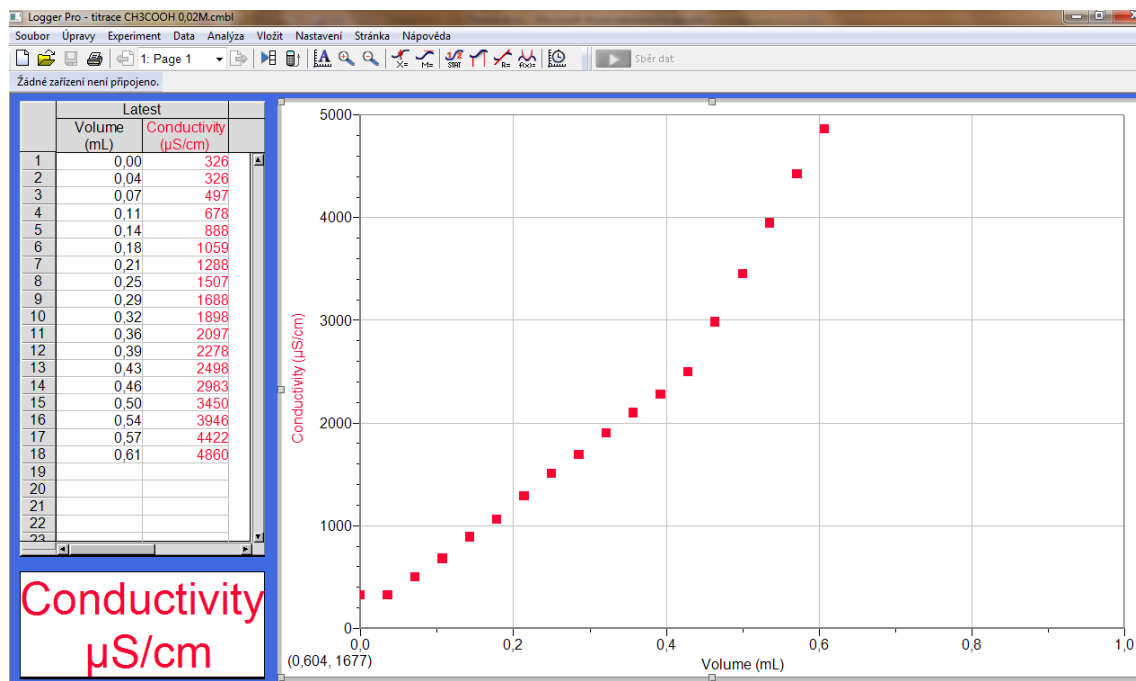
Obr. 49 **Závislost konduktivity na objemu titračního činidla při konduktometrické titraci kyseliny chlorovodíkové hydroxidem draselným**
 Roztok HCl o $c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$, roztok KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno MS Excel)

Titrace roztoku CH₃COOH odměrným roztokem KOH

(roztok CH₃COOH c = 0,02 mol dm⁻³, roztok KOH o c = 2 mol dm⁻³)

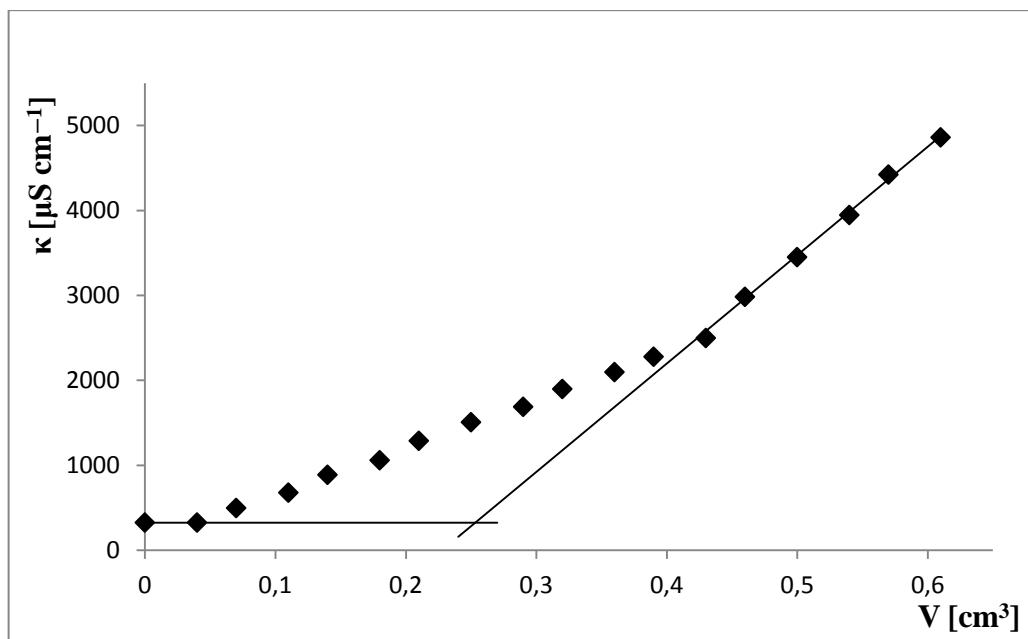
Tabulka 16 Objem přidávaného titračního činidla CH₃COOH a příslušná
konduktivita titrovaného roztoku (zpracováno MS Excel)

V (CH ₃ COOH) [cm ³]	κ [μS cm ⁻¹]	V (CH ₃ COOH) [cm ³]	κ [μS cm ⁻¹]
0	326	0,32	1 898
0,04	326	0,36	2 097
0,07	497	0,39	2 278
0,11	678	0,43	2 498
0,14	888	0,46	2 983
0,18	1 059	0,5	3 450
0,21	1 288	0,54	3 946
0,25	1 507	0,57	4 422
0,29	1 688	0,61	4 860



Obr. 50 Titrační křivka kyseliny octové

Titrační činidlo KOH o c = 2 mol dm⁻³ (zpracováno programem Logger Pro)



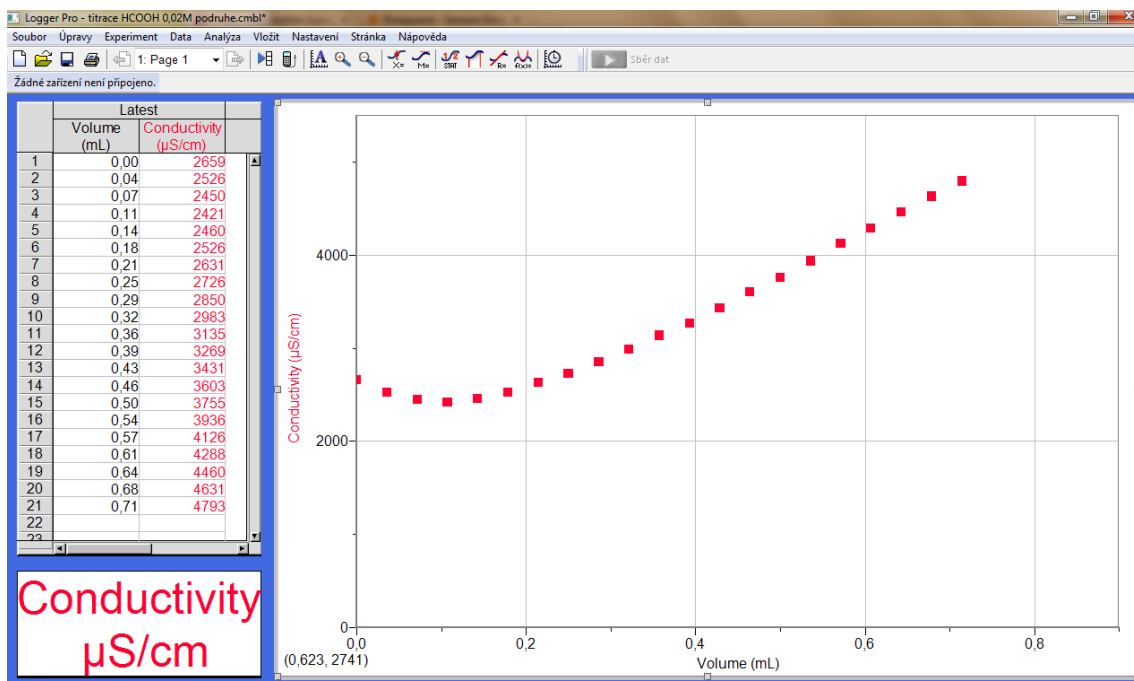
Obr. 51 **Závislost konduktivity na objemu titračního činidla při konduktometrické titraci kyseliny octové hydroxidem draselným**
 Roztok CH_3COOH o $c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$, roztok KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$
 (zpracováno MS Excel)

Titrace roztoku HCOOH odměrným roztokem KOH

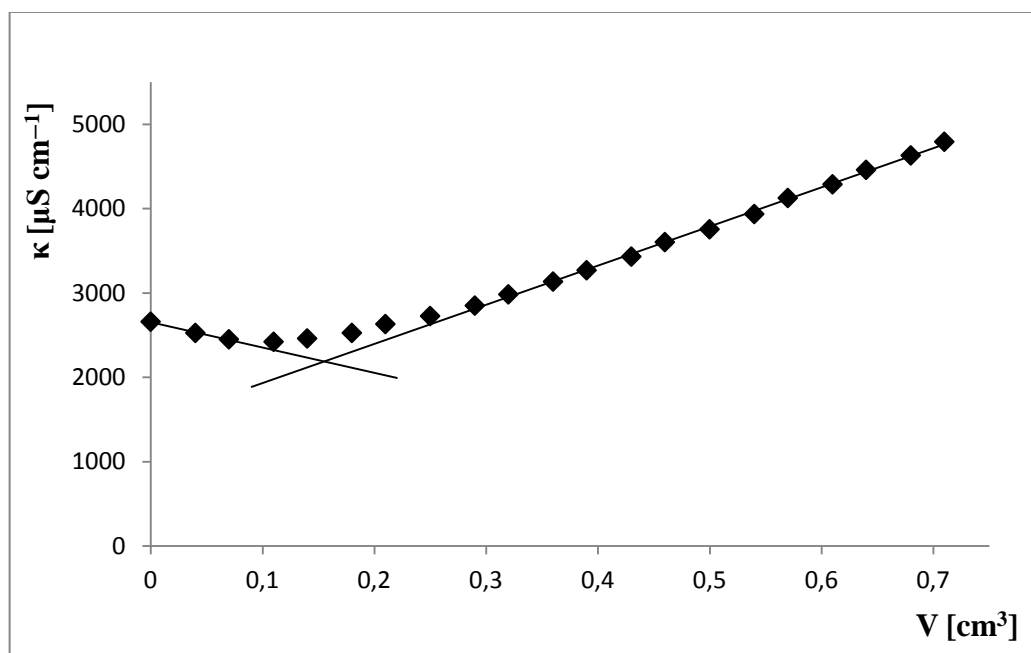
(roztok HCOOH $c = 0,02 \text{ mol dm}^{-3}$, roztok KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$)

Tabulka 17 **Objem přidaného titračního činidla HCOOH a příslušná konduktivita titrovaného roztoku** (zpracováno MS Excel)

V (HCOOH) [cm^3]	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	V (HCOOH) [cm^3]	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]
0	2 659	0,39	3 269
0,04	2 526	0,43	3 431
0,07	2 450	0,46	3 603
0,11	2 421	0,5	3 755
0,14	2 460	0,54	3 936
0,18	2 526	0,57	4 126
0,21	2 631	0,61	4 288
0,25	2 726	0,64	4 460
0,29	2 850	0,68	4 631
0,32	2 983	0,71	4 793
0,36	3 135		



Obr. 52 **Titrační křivka kyseliny mravenčí**
 Titrační činidlo KOH o $c = 2 \text{ mol dm}^{-3}$ (zpracováno programem Logger Pro)



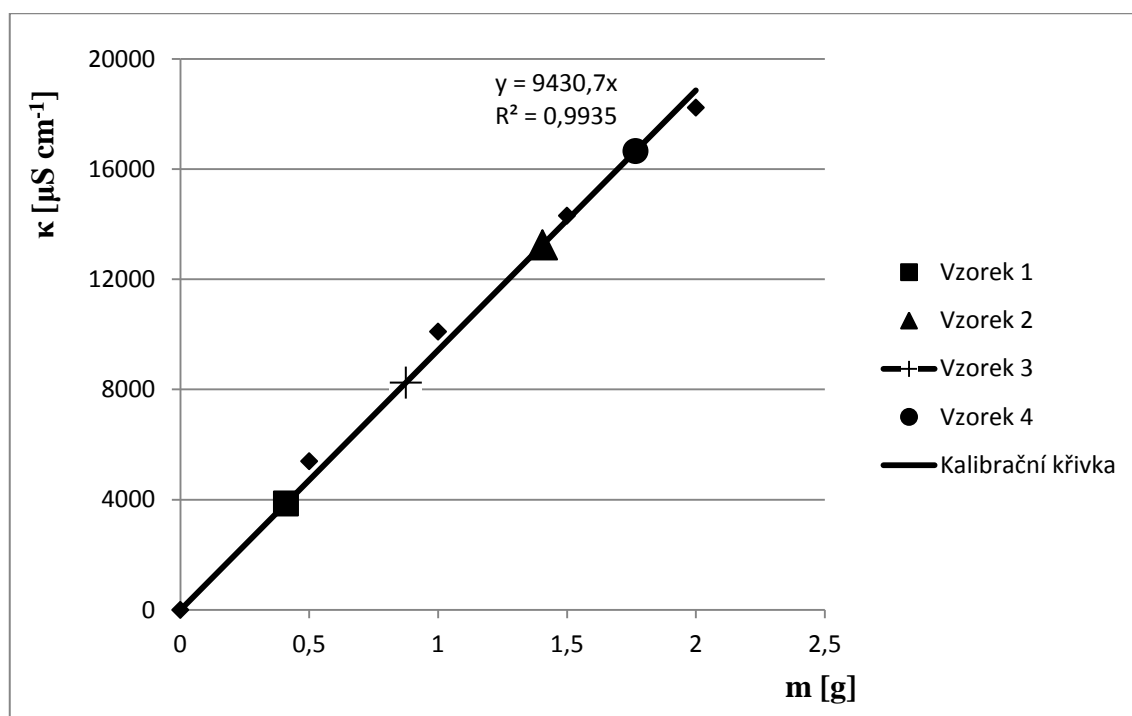
Obr. 53 **Závislost konduktivity na objemu titračního činidla při konduktometrické titraci kyseliny mravenčí hydroxidem draselným** (zpracováno MS Excel)

4.3.4 Konduktometrické stanovení obsahu NaCl ve vzorku

Varianta A

Tabulka 18 Závíslost konduktivity roztoku NaCl na hmotnosti přidaného NaCl
(zpracováno MS Excel)

Hmotnost NaCl [g]	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]
0	2
0,5	5 399
1	10 102
1,5	14 310
2	18 232



Obr. 54 Kalibrační křivka závislosti konduktivity na hmotnosti NaCl
Rovnice regrese a hodnota spolehlivosti R vypočítána programem Excel
(zpracováno MS Excel)

Tabulka 19 Výpočet obsahu chloridu sodného ve vzorku

Vzorek č.	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Vypočítaná hmotnost NaCl ve vzorku [g]	Obsah NaCl [hm. %]
1	3 864	0,410	0,205
2	13 253	1,405	0,703
3	8 251	0,875	0,438
4	16 655	1,766	0,883

Ukázka výpočtu hmotnosti NaCl ve vzorku:

$$y = 9\,430,7x$$

$$x = \frac{y}{9\,430,7} = \frac{3\,864}{9\,430,7} \text{ g}$$

$$x = \mathbf{0,410 \text{ g}}$$

Ukázka výpočtu obsahu NaCl ve vzorku:

$$m_{\text{NaCl}} = 0,410 \text{ g}$$

$$m_{\text{vzorku}} = 200 \text{ g}$$

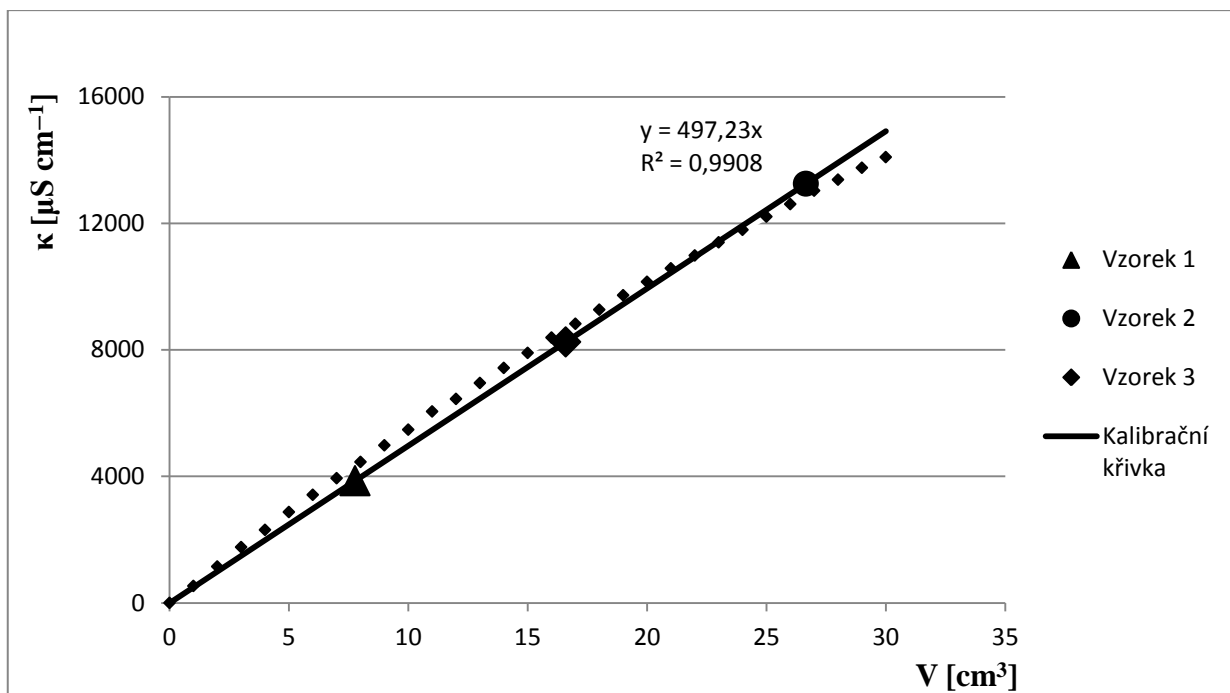
$$W = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{vzorku}}} \cdot 100 \% = \frac{0,410}{200} \cdot 100 \%$$

$$W = \mathbf{0,205 \%}$$

Varianta C

Tabulka 20 Závislost konduktivity roztoku NaCl na jeho koncentraci (zpracováno MS Excel)

V (NaCl) [cm ³]	c (NaCl) [mol dm ⁻³]	κ [μS cm ⁻¹]	V (NaCl) [cm ³]	c (NaCl) [mol dm ⁻³]	κ [μS cm ⁻¹]
0	0	2	16	0,074	8 389
1	0,005	537	17	0,078	8 825
2	0,01	1 151	18	0,083	9 270
3	0,015	1 765	19	0,087	9 726
4	0,02	2 310	20	0,091	10 151
5	0,024	2 874	21	0,095	10 577
6	0,029	3 419	22	0,099	10 984
7	0,034	3 943	23	0,103	11 399
8	0,038	4 458	24	0,107	11 795
9	0,043	4 983	25	0,111	12 211
10	0,048	5 478	26	0,115	12 607
11	0,052	6 053	27	0,119	13 033
12	0,057	6 449	28	0,123	13 380
13	0,061	6 953	29	0,127	13 756
14	0,064	7 429	30	0,130	14 093
15	0,070	7 904			



Obr. 55 Kalibrační křivka závislosti konduktivity roztoku NaCl na objemu titračního činidla NaCl

Rovnice regrese a hodnota spolehlivosti R vypočítána programem Excel (zpracováno MS Excel)

Tabulka 21 Výpočet obsahu chloridu sodného ve vzorku (zpracováno MS Excel)

Vzorek č.	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Hmotnost vypočtená m [g]	Obsah NaCl [hm. %]
1	3 864	0,454	0,227
2	13 253	1,499	0,750
3	8 251	0,970	0,485

Ukázka výpočtu hmotnosti NaCl ve vzorku:

Varianta A

$$y = 497,23x$$

$$x = \frac{y}{497,23} = \frac{3\,864}{497,23} \text{ cm}^3 = 7,771 \text{ cm}^3$$

$$m = c \cdot V \cdot M = 1 \cdot 7,771 \cdot 10^{-3} \cdot 58,44 \text{ g}$$

$$m = 0,454 \text{ g}$$

Varianta B

$$7 \text{ cm}^3 \dots\dots\dots 0,034 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\uparrow \frac{7,771 \text{ cm}^3 \dots\dots x \text{ mol dm}^{-3}}{\quad} \uparrow$$

$$X = 0,038 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$n_{\text{NaCl}} = c \cdot V = 0,038 \cdot 0,207\,771 \text{ mol} \rightarrow$$

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 7,895 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 7,895 \cdot 10^{-3} \cdot 58,44 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaCl}} = \mathbf{0,461 \text{ g}}$$

Ukázka výpočtu obsahu NaCl ve vzorku:

Varianta A

$$m_{\text{NaCl}} = 0,454 \text{ g}$$

$$m_{\text{vzorku}} = 200 \text{ g}$$

$$W = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{vzorku}}} \cdot 100 \% = \frac{0,454}{200} \cdot 100 \%$$

$$W = \mathbf{0,227 \%}$$

Varianta B

$$m_{\text{NaCl}} = 0,461 \text{ g}$$

$$m_{\text{vzorku}} = 200 \text{ g}$$

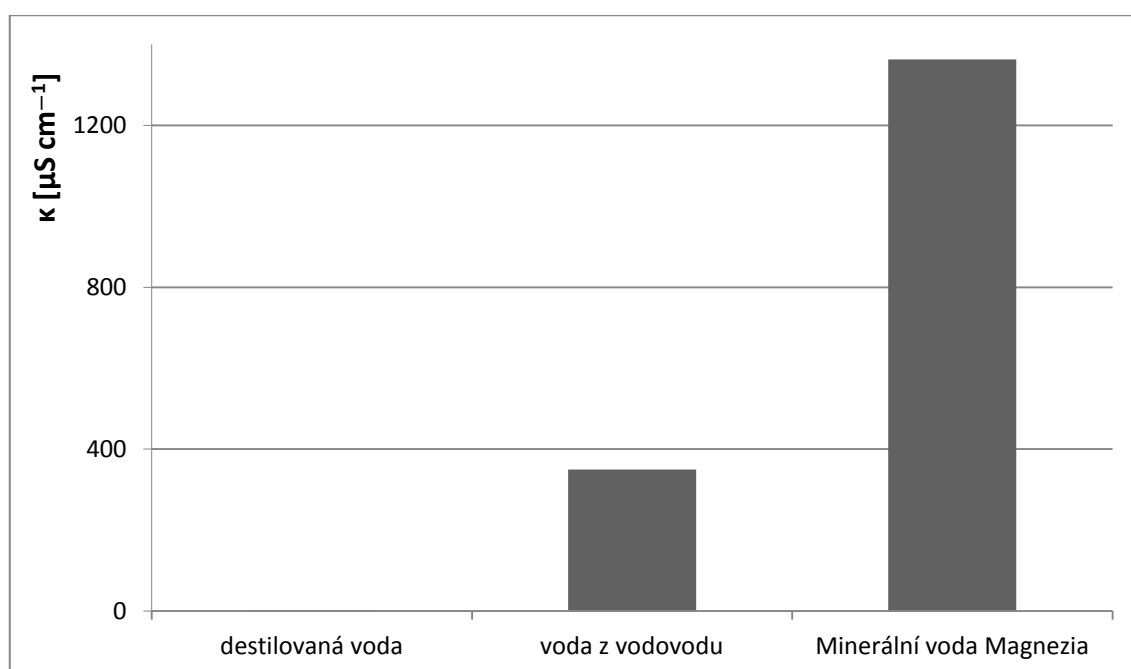
$$W = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{vzorku}}} \cdot 100 \% = \frac{0,461}{200} \cdot 100 \%$$

$$W = \mathbf{0,231 \%}$$

4.3.5 Porovnání konduktivity různých druhů vod

Tabulka 22 **Konduktivita různých druhů vod** (zpracováno MS Excel)

Druh vody	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]	Průměrná κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]
Destilovaná	2	1,667
	1	
	2	
Vodovodní	349	349,667
	352	
	348	
Magnesia neperlivá	1 359	1 363
	1 364	
	1 366	



Obr. 56 **Grafické porovnání konduktivit vybraných vod** (zpracováno MS Excel)

4.3.6 Vodivost osolené a ocukrované vody

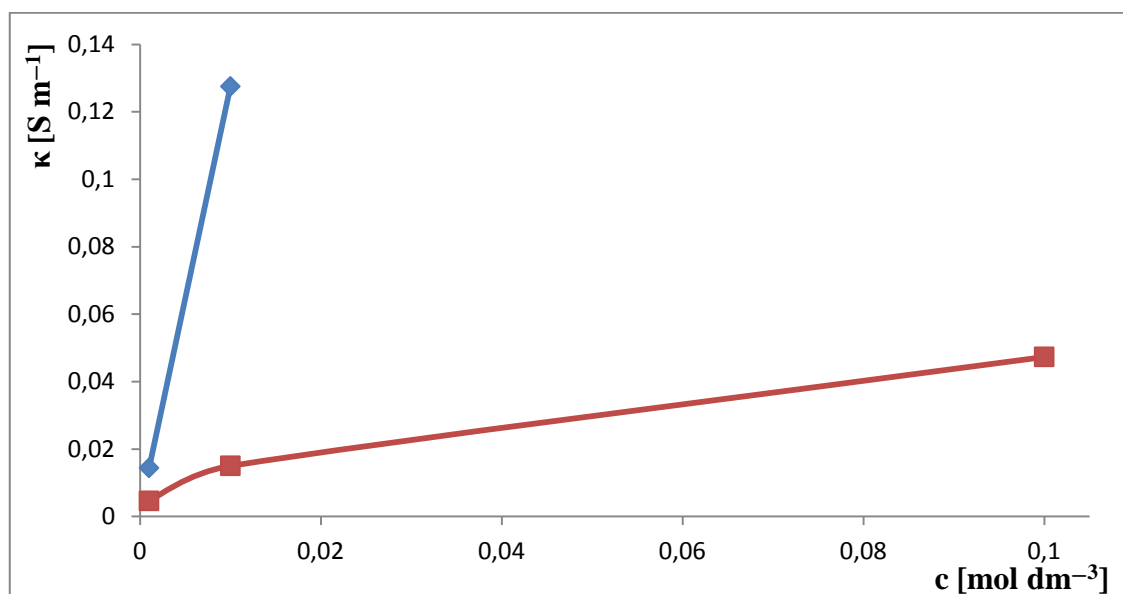
Tabulka 23 **Konduktivita roztoku po přidavku soli, cukru** (zpracováno MS Excel)

Vzorek	κ [$\mu\text{S cm}^{-1}$]
Voda z vodovodu	369
1 lžíce soli	> 20 000
1 lžíce cukru	329
2 lžíce cukru	283
3 lžíce cukru	245

4.4. Diskuse výsledků

4.4.1 Stanovení konduktivity a molární vodivosti roztoku chloridu draselného a kyseliny octové

V kapitole 4.3.1 byly shrnuty výsledky z měření pomocí obou konduktometrů. Z tabulek a grafů je dobře patrné, že konduktivita neboli měrná vodivost závisí na koncentraci elektrolytu v roztoku. S rostoucí koncentrací elektrolytu roste konduktivita roztoku. Také je vidět, že konduktivita slabší kyseliny je menší než konduktivita kyselin silných (obr. 57) a že molární vodivost klesá s rostoucí koncentrací prudčeji u slabých kyselin.



Obr. 57 Porovnání hodnot konduktivity silného (KCl) a slabého (CH₃COOH) elektrolytu

Pro jasnější porovnání byla v grafu vynechána hodnota konduktivity odpovídající c (KCl) = 0,1 mol dm⁻³.

Z tabulek také plyne, že použitím různých konduktometrů jsem získala i různé naměřené hodnoty konduktivity. Přesto lze obě měření považovat za srovnatelné. Naměřené hodnoty oběma konduktometry se shodují řádek a to je podstatné (tabulka 24).

Tabulka 24 **Hodnoty konduktivit roztoků KCl a CH₃COOH naměřené konduktometrem HI 8733 a sondou vodivosti Vernier**

c (KCl) [mol dm⁻³]	κ (HI 8733) [S m⁻¹]	κ (Vernier) [S m⁻¹]
0,1	1,192 67	1,370 3
0,01	0,127 53	0,155
0,001	0,014 4	0,016 1

c (CH₃COOH) [mol dm⁻³]	κ (HI 8733) [S m⁻¹]	κ (Vernier) [S m⁻¹]
0,1	0,047 33	0,052 367
0,01	0,015 03	0,011 267
0,001	0,004 63	0,003 37

4.4.2 Závislost konduktivity na koncentraci vybraných elektrolytů

U vybraných elektrolytů jsem zkoumala závislost konduktivity na koncentraci. Tyto elektrolyty byly vybrány, protože by jimi měla být vybavena každá chemická laboratoř a kabinet chemie.

U silných kyselin, silných zásad a solí silné kyseliny a zásady roste konduktivita s rostoucí koncentrací velice strmě. Závislost je téměř lineární v rozmezí použitých koncentrací.

U slabých kyselin roste konduktivita s koncentrací pomalu a závislost není lineární, ale exponenciální.

4.4.3 Konduktometrická titrace

Byly provedeny tři konduktometrické titrace. Titračním činidlem byla silná zásada KOH, titrovaným roztokem byla silná kyselina HCl a dvě slabé organické kyseliny CH₃COOH a HCOOH. Ze získaných grafů je jasně patrné, která kyselina (z hlediska síly) byla použita jako titrovaný roztok. V případě titrace silné kyseliny silnou zásadou jsou obě křivky v grafu ostré a protínají se v jediném bodě. Křivky v grafech titrací slabých kyselin silnou zásadou jsou obtížněji rozlišitelné a průsečík těchto křivek značící bod ekvivalence není možné na první pohled určit.

4.4.4 Konduktometrické určení obsahu NaCl ve vzorku

Obsah chloridu sodného ve vzorku bylo možno určit třemi odlišnými způsoby. Každá z těchto metod má své pozitivum i negativum jak z hlediska přípravy a práce, tak z hlediska samotného vyhodnocení dat.

Vyhodnocení dat v úkolu A je poměrně rychlé a nenáročné. Z rovnice regrese byla vypočítána hmotnost NaCl ve 200cm³ vzorku.

Při vyhodnocování dat v úkolu C se opět vycházelo z rovnice regrese. Výpočet hmotnosti NaCl lze provést dvěma způsoby: výpočtem z rovnice regrese či použitím trojčlenky. Oba způsoby vyhodnocení byly uvedeny v kapitole 4.3.4. Výsledky jsou zatíženy chybou při zaokrouhlování, ale pro školní řešení jsou oba způsoby vyhovující. Vzorek č. 4 byl stanoven pouze metodou podle úkolu A. Tento vzorek nelze stanovit metodou podle úkolu C, protože naměřená vodivost vzorku je mimo kalibrační křivku.

Do tabulky 20 v kapitole 4.3.4 byly uváděny hodnoty koncentrací, při jejichž výpočtu byla brána v úvahu změna objemu roztoku vzorku vlivem přidání titračního činidla. Pro školní účely je možno provést zjednodušení a tuto změnu objemu zanedbat.

4.4.5 Porovnání konduktivity různých druhů vod

Tento pokus je zde uveden pro demonstrační účely v hodině chemie. Úloha je jednoduchá na provedení a nevyžaduje mnoho pomůcek ani chemikálií.

Z naměřených dat žáci sami odvodí, v které kádince je jaká voda. S rostoucím počtem iontů ve vodě roste její konduktivita. Proto má nejnižší vodivost voda destilovaná a nejvyšší vodivost voda minerální, v tomto případě Magnesia.

4.4.6 Vodivost osolené a ocukrované vody

Tento pokus je zde uveden pro demonstrační účely v hodině chemie. Úloha je jednoduchá na provedení a nevyžaduje mnoho pomůcek ani chemikálií.

Sůl je tvořena molekulami NaCl, které ve vodě velice ochotně disociují za vzniku iontů



Tyto ionty způsobují vysokou vodivost elektrolytu NaCl.

Cukr je tvořen molekulami glukosy, které ve vodě nedisociují. Konduktivita roztoku cukru nestoupá, naopak s rostoucí koncentrací molekul glukosy klesá. Molekuly glukosy jsou veliké a brání pohybu iontů vody H_3O^+ a OH^- .

5 Závěr

V diplomové práci jsem se zabývala problematikou elektrické vodivosti elektrolytů a jejího měření. Cílem práce bylo vytvoření souboru praktických úloh pro pedagogy, kteří je mohou využít jako pracovní návody pro laboratorní cvičení či demonstrační pokusy.

Teoretická část je věnována teorii elektrolytů a elektrické vodivosti. Jsou zde vysvětleny základní pojmy, vzorce a vztahy důležité pro pochopení podstaty elektrické vodivosti a způsobů jejího měření.

V didaktické části je popsán výukový proces, jeho cíle v oblasti kognitivní, způsoby dělení vyučovacích metod. Podrobněji jsou popsány metody úzce související s pokusy a laboratorními pracemi. Dále je zde popsána problematika elektrické vodivosti v rámci ŠVP vybraných škol.

Praktická část obsahuje 6 vybraných úloh, které jsem sama v rámci této práce vyzkoušela. Obsahují seznam pomůcek a chemikálií, které byly zvoleny tak, aby byly pro školy dostupné, dále pracovní postup a metodické pokyny. Výsledky všech měření jsem zpracovala v samostatné kapitole.

6 Seznam použité literatury

-
- ¹ WikiSkripta, http://www.wikiskripta.eu/index.php/Pojem_ionizace, staženo 16.10.2013
- ² http://www.tulane.edu/~sanelson/eens211/crystal_chemistry.htm, staženo 8.1.2014
- ³ Brdička R., Dvořák J.: Základy fyzikální chemie. Academia, Praha 1977
- ⁴ Encyklopedie Leccos, <http://leccos.com/index.php/clanky/nabojove-cislo>
- ⁵ Kolářová H., Šedivý V., Šulc R.: Základy fyzikální chemie, Vydavatelství ČVUT, 2002
- ⁶ Přednášky Fyzikální chemie II, <http://web.natur.cuni.cz/~zuskova/>, staženo 16.10.2013
- ⁷ physics.mff.cuni.cz, staženo 8.1.2014
- ⁸ Benda V., Babůrek I., Kotrba P.: Základy biologie, Nakladatelství VŠCHT, Praha 2006
- ⁹ Malijevský A. a kol.: Breviář z fyzikální chemie, Nakladatelství VŠCHT, Praha 2000
- ¹⁰ <http://cheminfo.chemi.muni.cz/ianua/ZFCh/elektrochem/index.htm>, staženo 8.1.2014
- ¹¹ Gaš B., Hruška V., Riesová M.: Oscilující elektrolyty – Kohlrausch by se divil. In: *Vesmír* 89. 2010, 7, 424-425
- ¹² Riesová M., Hruška V., Kenndler E., Gaš B.: Electromigration oscillations in ternary electrolyte systems with komplex eigenmobilities, as predicted by theory and ascertained by capillary electrophoresis. In: *The journal of physical chemistry B*, volume 113, number 37, September 17, **2009**, 12439-12446
- ¹³ Hruška V., Jaroš M., Gaš B.: Oscillating elektrolytes. In: *Electrophoresis*. **2006**, 27, 513-518
- ¹⁴ Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: Obecná a anorganická chemie. SNTL – vydavatelství technické literatury, Praha 1989
- ¹⁵ Vacík J.: Obecná chemie. Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1986
- ¹⁶ <http://chemvazba.moxo.cz/Lekce/lekce3.html>, staženo 8.1.2014
- ¹⁷ Novák J. a kol.: Fyzikální chemie – Bakalářský a magisterský kurz (první svazek) Vydavatelství VŠCHT, Praha 2008
- ¹⁸ Škoda J, Doulík P.: Chemie 9 (učebnice pro základní školy a víceletá gymnázia), Fraus, 2007
- ¹⁹ Samec Z.: Elektrochemie. Nakladatelství Karolinum, Praha 1999

-
- ²⁰ Nešpůrek S., Prokeš J., Stejskal J.: Vodivé polymery, In: *Vesmír* 80. 1, **2001**, 35-38
- ²¹ *Jursík F.*: Anorganická chemie kovů, 1. Vydání, VŠCHT v Praze, Praha 2002
- ²² Novák J. a kol.: Fyzikální chemie II, Vydavatelství VŠCHT, Praha 2001
- ²³ Atkins P., de Paula J.: Fyzikální chemie. Vydavatelství VŠCHT, Praha 2013
- ²⁴ Klouda P.: Moderní analytické metody. Nakladatelství Pavel Klouda, Ostrava 2003
- ²⁵ Fischer O. a kol.: Fyzikální chemie (Termodynamika, elektrochemie, kinetika, koloidní soustavy), Státní pedagogické Nakladatelství, Praha 1983
- ²⁶ Barek J., Opekar F., Štulík K.: Elektroanalytická chemie. Nakladatelství Karolinum, Praha 2005
- ²⁷ Eshop Omega Engineering, Inc.,
<http://www.omegaeng.cz/shop/sectionSC.asp?section=EE&book=green>, staženo 16.10.2013
- ²⁸ Čábalová D.: Pedagogika. Grada Publishing, a.s., Praha 2011
- ²⁹ Skalková J.: Obecná didaktika. Grada Publishing, a.s., Praha 2007
- ³⁰ Tomáš M.: Nauka o dielektrikách ve středoškolské fyzice a v základním vysokoškolském kurzu. Rigorózní práce. Plzeň 2010
- ³¹ <http://clanky.rvp.cz/clanek/o/z/11113/PROC-A-K-CEMU-TAXONOMIE-VZDELAVACICH-CILU.html/>, staženo 12.8.2013
- ³² https://is.muni.cz/el/1441/jaro2007/ZS1BP_SP2/Bloomova_taxonomie.tab..pdf, staženo 12.8.2013
- ³³ Pedagogická fakulta UJEP,
http://www.pf.ujep.cz/obecna-didaktika/swf/pdf/Vychovne_vzdelavaci_cile.pdf, staženo 2.8.2013
- ³⁴ Maňák J., Švec V.: Výukové metody. Nakladatelství Paido, Brno 2003
- ³⁵ Zormanová L.: Výukové metody v pedagogice. Grada Publishing, a.s., Praha 2012
- ³⁶ Metodický portál RVP, <http://clanky.rvp.cz/clanek/c/Z/1101/prirodovedna-pozorovani-a-pokusy.html/>, staženo 2.8.2013
- ³⁷ Pachmann E., Hofmann V.: Obecná didaktika chemie. Státní pedagogické nakladatelství, Praha 1981
- ³⁸ Metodický portál RVP,
http://wiki.rvp.cz/Knihovna/Sborn%C3%ADK_v%C3%BDukov%C3%BDch_metod/4.Anal%C3%BDza/Pokus_experiment, staženo 2.8.2013
- ³⁹ Centrum didaktických a multimediálních výukových technologií,

http://www.cdmvt.zcu.cz/storage/navody/Simbartl_Stich_Omlouvame_se_zaciname/kurz/HTML/m01/vyukovemetody.doc, staženo 2.8.2013

⁴⁰ Hagarová M.: Využití senzoru na měření pH k inovaci laboratorních úloh z fyzikální chemie. Bakalářská práce. Plzeň 2013

⁴¹ <http://www.vernier.cz/experimenty/gml/fyzika/f9.pdf>, staženo 19.1.2014

Shrnutí

Diplomová práce se zabývá tématem elektrické vodivosti elektrolytů a způsoby jejího měření. Zaměřena je hlavně na vodivost slabých a silných kyselin a zásad, jejich porovnání a vztah konduktivity a disociační konstanty. Pozornost je zaměřena na přístroje, kterými je dnes možné elektrickou vodivost měřit a na konduktometrické titrace jako jeden z významných způsobů jejího praktického využití.

Součástí práce je soubor 6 praktických úloh, které byly naměřeny pomocí senzoru vodivosti Vernier a konduktometru HI 8733. Úlohy jsou určeny pro demonstrační frontální pokusy a pro laboratorní práce žáků.

Klíčová slova: elektrická vodivost, elektrolyt, disociační konstanta, měření elektrické vodivosti, konduktometrická titrace

Summary

This thesis deals with the electrical conductivity of the electrolyte and its measurement. It focuses mainly on the conductivity of weak and strong acids and bases, their comparison and relationship of conductivity and dissociation constants. Attention is directed to instruments, which is now possible to measure the electrical conductivity and conductometric titration as one of the important ways of its practical use.

The work consisted of 6 practical tasks, which were measured using a Vernier sensor conductivity and conductivity HI 8733. Tasks are designed for frontal demonstration experiments and laboratory work for students.

Keywords: electrical conductivity, electrolyte, dissociation constant, electrical conductivity measurement, conductometric titration