

Univerzita Palackého v Olomouci
Přírodovědecká fakulta
Katedra experimentální fyziky

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

**Konduktometrie v učivu fyziky na středních a
vysokých školách**



Autor:	Magdaléna Techetová
Studijní program:	B1407 / Chemie
Studijní obor:	1701R003 Fyzika
Forma studia:	Prezenční
Vedoucí práce:	doc. RNDr. Roman Kubínek, CSc.
Termín odevzdání práce:	10.5. 2013

Prohlašuji, že jsem předloženou bakalářskou práci vypracoval(a) samostatně pod vedením doc. RNDr. Romana Kubínka, CSc. a že jsem použil(a) zdrojů, které cituji a uvádím v seznamu použitých pramenů.

V Olomouci

.....

Poděkování

Ráda bych touto cestou poděkovala Doc. RNDr. Romanovi Kubínkovi, CSc., vedoucímu mé práce, za cenné připomínky a náměty k této práci.

Mé poděkování patří také RNDr. Robertovi Pruckovi, Ph.D. za velkou pomoc a odborné rady při provádění a vyhodnocování uvedených experimentů.

Děkuji rovněž Doc. RNDr. Janu Hrbáčovi, Ph.D. za poskytnutí vlastních materiálů k jejich využití v této práci a za návrhy k doplnění tématu.

Bibliografická identifikace:

Jméno a příjmení autora	Magdaléna Techetová
Název práce	Konduktometrie v učivu fyziky na středních a vysokých školách
Typ práce	Bakalářská
Pracoviště	Katedra experimentální fyziky
Vedoucí práce	doc. RNDr. Roman Kubínek, CSc.
Rok obhajoby práce	2013
Abstrakt	Práce je zaměřena na problematiku vodivosti roztoků a její měření. V rámci práce byly sestaveny experimenty ke znázornění vlivu různých faktorů (koncentrace, teplota) na vodivost roztoku a k určení disociačního stupně slabého elektrolytu. Tyto mohou být využity ve fyzikálním praktiku na SŠ nebo VŠ.
Klíčová slova	konduktometrie, elektrolyt, vodivost, konduktivita, disociace
Počet stran	41
Počet příloh	3
Jazyk	Český

Bibliographical identification:

Author's first name and surname	Magdaléna Techetová
Title	Conductometry in school education
Type of thesis	Bachelor
Department	Department of Experimental Physics
Supervisor	doc. RNDr. Roman Kubínek, CSc.
The year of presentation	2013
Abstract	This thesis is focused on the issue of conductivity and its measurement. Within this thesis the experiments were designed to represent the influence of some factors (concentration, temperature) on the solution's conductivity and to determine the dissociation degree. These experiments can be exploited as a practical exercise of Physics in school education.
Keywords	conductometry, electrolyte, conductivity, specific conductivity, dissociation
Number of pages	41
Number of appendices	3
Language	Czech

Obsah

Úvod	7
1 Charakteristika roztoků.....	8
1.1 Látkové množství.....	8
1.2 Látková (molární) koncentrace	8
1.3 Aktivita	9
2 Roztoky elektrolytů.....	10
2.1 Solvatace iontů.....	11
3 Vodivost elektrolytů.....	14
3.1 Molární vodivost reálných roztoků	15
3.2 Vodivost vody	16
3.3 Efekty ovlivňující vodivost roztoků	17
4. Měření vodivosti.....	18
4.1 Konduktometry	18
5. Využití konduktometrie v praxi	21
5.1 Konduktometrie v chemické analýze.....	21
5.2 Měření pH roztoků.....	22
5.3 Měření salinity	22
6. Experimentální část	23
I. Měření konduktivity roztoku chloridu sodného v závislosti na koncentraci a teplotě	23
II. Konduktometrické stanovení disociačního stupně kyseliny octové.....	29
Závěr	32
Seznam použitých pramenů	33
Přílohy.....	35

Úvod

Předložená bakalářská práce si klade za cíl zpracovat problematiku konduktometrie, která je založena na fyzikálních základech učiva vedení elektrického proudu v elektrolytech. Jako studentka učitelské kombinace chemie-fyzika mohu v této oblasti využít znalostí jak z fyziky, tak i z chemie, a propojit je s ohledem na mezipředmětové vazby.

Z mého pohledu je tato část učiva na středních školách opomíjena. S touto částí učiva jsem se nesetkala ani v základním praktiku z elektřiny a magnetismu. Po konzultaci s vyučujícím shledávám, že v praktiku školních pokusů rovněž není tato problematika dostatečně zpracována. Proto by mé závěry měly přispět k vytvoření souhrnného materiálu zaměřeného především na konduktometrii a k návrhu experimentální úlohy pro vybraný typ praktika (elektřiny a magnetismu, školních pokusů, apod.)

1. Charakteristika roztoků

Než se začneme zabývat konduktometrií a vodivostí, podíváme se blíže na složení a vlastnosti roztoků. Za roztoky obecně považujeme homogenní směs dvou a více látek, přičemž látku, která je v rámci soustavy v přebytku, nazýváme rozpouštědlem, a látku, jíž je v roztoku méně, považujeme za látku rozpuštěnou.

Pro kvantitativní hodnocení složení roztoků jsou významné zejména následující veličiny: látkové množství, látková (molární) koncentrace a aktivita.

1.1 Látkové množství

Látkové množství n určuje množství látky v rámci směsi. Jeho jednotkou je 1 mol, jenž je definován jako množství částic, které je obsaženo ve 12 gramech nuklidu uhlíku ^{12}C . Látkové množství je vyjádřeno násobkem Avogadrovy konstanty N_A , jež zastupuje celistvý počet částic v soustavě o látkovém množství 1 mol:

$$N_A = (6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$n = N N_A \quad (1)$$

Látkové množství je dáno podílem hmotnosti látky (v gramech) a její molární hmotnosti, což je hmotnost látky o látkovém množství 1 mol nebo také hmotnost částic odpovídající násobku Avogadrovy konstanty.

$$n_A = N N_A = \frac{m_A}{M_A} \quad (2)$$

1.2 Látková (molární) koncentrace

Molární koncentrace látky určuje látkové množství n_A vztažené na celkový objem V_R vzniklého roztoku. Pro výpočet molární koncentrace c_A složky A platí vztah:

$$c_A = \frac{n_A}{V_R} = \frac{m_A}{M_A V_R} \quad (3)$$

Jako jednotka molární koncentrace se nejčastěji užívá $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$, zkráceně vyjadřován písmenem M (např. $0,1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3} = 0,1 \text{ M}$).

Podíl molární koncentrace a jednotkové standardní molární koncentrace $c_s = c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$ nazýváme **relativní (rovnovážná) látková koncentrace**.

$$[A] = \frac{c}{c^0} \quad (4)$$

Tato hodnota je bezrozměrná.

1.3 Aktivita

Molární koncentrace látky v roztoku nemusí vždy odpovídat skutečnosti, neboť ionty na sebe vzájemně působí a koncentrace látky se tak může jevit o něco nižší. S rostoucí koncentrací se zvyšuje také počet těchto interakcí. Proto u výpočtů počítáme s touto skutečností a hodnotu molární koncentrace korigujeme na reálné chování v roztoku zavedením tzv. **aktivity** a . Ta je určena součinem relativní látkové koncentrace a aktivitního koeficientu γ , který tuto korekci zastupuje.

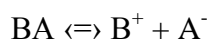
$$a = \gamma[c] \quad (5)$$

Hodnota aktivitního koeficientu dosahuje hodnot od 0 do 1, a to v závislosti na koncentraci elektrolytu v roztoku. Čím je koncentrace nižší, tím méně spolu ionty interagují a tím vyšší hodnoty tedy dosahuje. U krajně zředěných roztoků (viz. kapitola 3.1) je aktivitní koeficient roven 1. V takovém případě je aktivita shodná s molární koncentrací, a není tedy třeba hodnotu koncentrace korigovat. Aktivita je bezrozměrná.

2. Roztoky elektrolytů

Jestliže se látka v roztoku nachází ve formě iontů rozptýlených mezi molekulami rozpouštědla, je výsledný roztok elektricky vodivý v důsledku náboje a volné pohyblivosti těchto iontů. Tyto roztoky nazýváme elektrolyty. Proces rozpadu elektroneutrální molekuly na jednotlivé ionty nazýváme elektrolytická disociace.

Průběh elektrolytické disociace v kapalných roztocích má rovnovážný charakter a lze jej tedy popsat příslušnou rovnovážnou konstantou. Označíme-li elektrolyt obecně BA, kde B je elektropozitivní a A elektronegativní část jeho molekuly, můžeme vyjádřit průběh disociace následující rovnicí:



Rovnováhu děje pak určuje **disociační konstanta** K_D :

$$K_D = \frac{[B^+][A^-]}{[BA]} \quad (6)$$

Hranaté závorky zde vyjadřují okamžité látkové koncentrace daných částic. Protože disociací molekuly BA vzniká dle rovnice jeden kation B^+ a jeden anion A^- , platí podmínka $[B^+] = [A^-]$

Disociační stupeň α je poměr látkového množství elektrolytu disociovaného v objemové jednotce a látkového množství elektrolytu v celkovém objemu. Disociační stupeň elektrolytu je definován vztahem

$$\alpha = \frac{[B^+]}{c_{BA}} = \frac{[A^-]}{c_{BA}} \quad (7)$$

Látkové koncentrace $[B^+]$ a $[A^-]$ odpovídají počtu molů disociovaného elektrolytu vztažených na jednotku objemu. Člen c_{BA} zastupuje celkovou látkovou koncentraci elektrolytu, což zahrnuje jak disociovaný, tak i nedisociovaný elektrolyt. Část elektrolytu, která podlehl disociaci, je vyjádřena výrazy $[B^+]$ a $[A^-]$; podíl nedisociovaného elektrolytu je označen $[BA]$. Na základě této skutečnosti pak vyvozujeme následující vztahy:

$$[B^+] = [A^-] = c_{BA} \alpha \quad (8)$$

$$[BA] = (1 - \alpha) c_{BA} \quad (9)$$

Dosadíme-li z těchto vztahů výrazy pro okamžité látkové koncentrace do vzorce pro výpočet disociační konstanty, dostaneme vztah

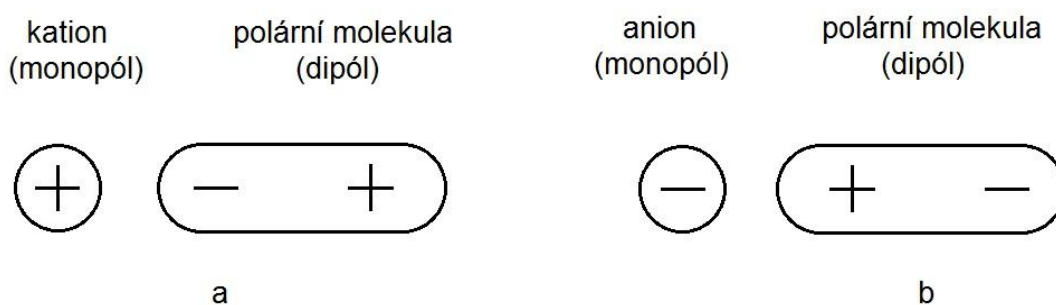
$$K_D = \frac{c_{BA} \alpha^2}{1 - \alpha} \quad (10)$$

Tento vztah je známý jako **Ostwaldova rovnice** a vyjadřuje závislost disociačního stupně α na koncentraci c_{BA} elektrolytu. Disociační konstanta specificky charakterizuje každý elektrolyt a je možné ji určit i experimentálně.

Dle koncentrace elektrolytu v roztoku a jeho druhu nabývá disociační stupeň α hodnot v rozmezí $\langle 0,1 \rangle$. Je-li disociační stupeň α roven 0, látka BA není vůbec disociována, popř. není elektrolytem. Pokud je $\alpha = 1$, pak je veškerý elektrolyt zcela disociován.

2. 1 Solvatace iontů

Ionty, které vznikají při elektrolytické disociaci a pronikají mezi částice rozpouštědla, na sebe s těmito částicemi vzájemně působí. Vzhledem k tomu, že ionty nesou elektrický náboj, dochází k přeorientování okolních polárních částic do energeticky nejvýhodnějších pozic (viz. obrázek 1). Tento jev nazýváme ion-dipólová interakce.



Obrázek 1: Energeticky nejvýhodnější vzájemné pozice iontů a dipólů; Orientace dipólu: a) ke kationtu, b) k aniontu (Klikorka, 1989)

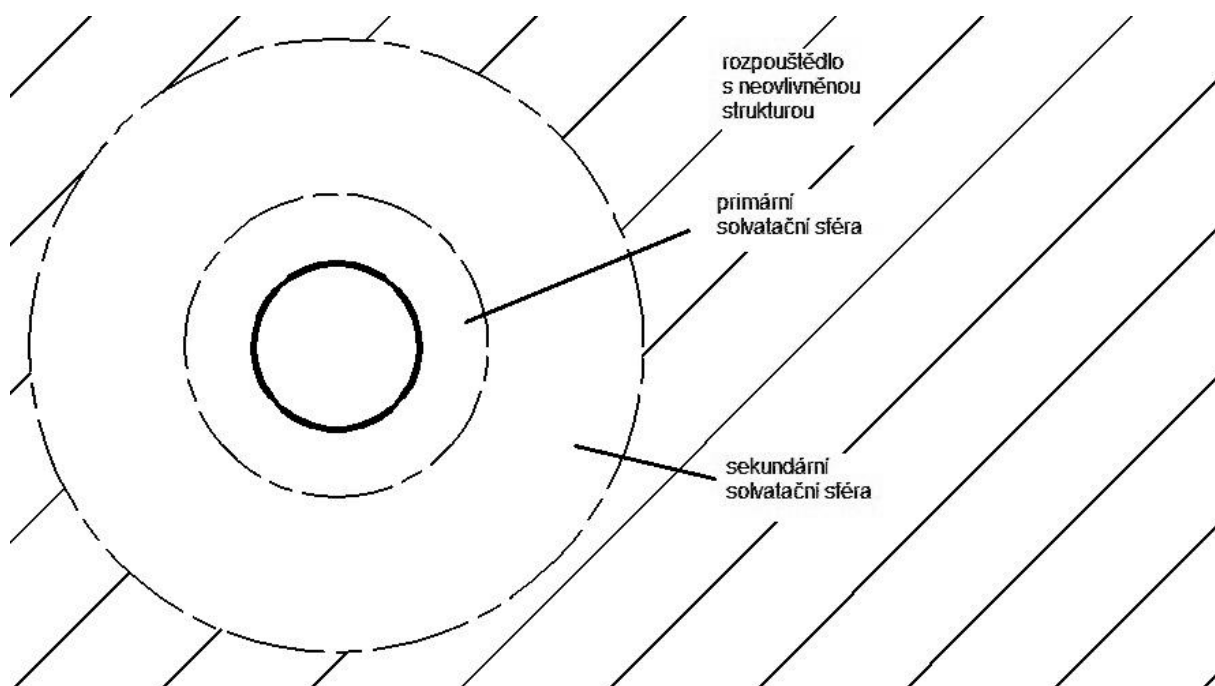
Dipóly vzniklé působením elektrostatického náboje iontů na molekuly rozpouštědla mohou také interagovat mezi sebou, přičemž může dojít k silnějším vazebným interakcím a následnému vzniku koordinačních donor-akceptorových vazeb. Anionty mohou být k molekulám rozpouštědla za určitých okolností vázány skrze vodíkový můstek. Všechny zmíněné jevy působí jak na orientaci vzniklých dipólů, tak i na jejich přitažlivou interakci s ionty.

Skutečnost, že molekuly rozpouštědla v roztoku vždy obklopí přítomné ionty, nazýváme souhrnně pojmem **solvatace iontů**. Jedná-li se o vodné roztoky, užíváme konkrétní pojem hydratace.

V nejbližším okolí iontů vzniká novým vzájemným uspořádáním molekul rozpouštědla tzv. **primární solvatační sféra**. Molekuly, které se dostanou do této sféry, z ní již nevycházejí.

Přechod mezi primární solvatační sférou a uspořádáním molekul v čistém rozpouštědle tvoří **sekundární solvatační sféra**, v níž je uspořádání molekul rozpouštědla stále ještě slabě ovlivňováno středovým iontem.

Zmíněné zóny nejsou přesně vymezeny ani ohraničeny, neboť molekuly sebou vzájemně prostupují. Tento charakter solvatačních sfér pak označujeme jako difúzní.



Obrázek 2: Primární a sekundární solvatační sféra iontu (Klikorka, 1989)

Protože ionty vzniklé disociací v roztoku interagují s molekulami rozpouštědla, neodpovídá vždy výsledný elektrický náboj počtu iontů a výsledná vodivost roztoku je z toho důvodu o něco nižší.

3. Vodivost elektrolytů

Schopnost vést elektrický proud patří mezi nejpodstatnější vlastnosti elektrolytů. Při práci s elektrolyty užíváme podobné vztahy jako u kovových vodičů.

Mezi dvěma místy s odlišným elektrickým potenciálem se vyskytuje nenulové napětí. V závislosti na vlastnostech vodiče a prostředí, v němž se vodič nachází, pak vzniká mezi těmito dvěma body elektrický proud. Kvalita vodiče je přitom charakterizována elektrickým odporem R , jehož vzájemná závislost na proudu I a napětí U je vyjádřena Ohmovým zákonem:

$$U = R I \quad (11)$$

Převrácená hodnota odporu R se pak nazývá **vodivost** G . Její jednotkou je siemens [S].

$$G = \frac{1}{R} \quad (12)$$

Kvalita vodiče je považována za tím lepší, čím vyšší vodivost vykazuje. Vodivost je dána také složením vodiče a jeho rozměry. Pro srovnávání různých vodičů byla zavedena tzv. **měrná vodivost** neboli **konduktivita** κ , jež uvažuje tuto rozměrovou závislost na délce l a ploše průřezu S vodiče:

$$\kappa = G \frac{l}{S} \quad (13)$$

Jednotkou konduktivity je [S.m⁻¹].

Při dosazování hodnot do vztahu musíme dbát na to, aby byly jejich jednotky v souladu. Jestliže dosazujeme konduktivitu v S.m⁻¹, pak koncentraci udáváme v mol·m⁻³.

U elektrolytů je elektrický proud veden prostřednictvím iontů. Čím vyšší počet iontů je v roztoku obsažen, tím větší je jeho vodivost.

Konduktivita roztoku elektrolytu je jeho charakteristickou vlastností a je dána molární koncentrací c_i a iontovou molární vodivostí λ_i všech obsažených iontů a jejich náboji z_i dle vztahu

$$\kappa = \sum |z_i| c_i \lambda_i. \quad (14)$$

Iontová molární vodivost λ_i má jednotku [$\text{S}\cdot\text{cm}^2\cdot\text{mol}^{-1}$] a její hodnoty pro jednotlivé ionty jsou uvedeny v tabulkách [6].

Obdobně jako se u pevných vodičů s ohledem na jejich rozměry užívá konduktivita k jejich vzájemnému srovnávání, v případě roztoků elektrolytů zavádíme pro tento účel **molární vodivost** Λ , která slouží k přepočtu měrné vodivosti na jednotkovou látkovou koncentraci. Jejím prostřednictvím tedy můžeme porovnávat roztoky o různých koncentracích.

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c} \quad (15)$$

Jednotkou molární vodivosti je [$\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$].

3.1 Molární vodivost reálných roztoků

Ve velmi zředěných roztocích **silných elektrolytů** jsou od sebe ionty natolik vzdáleny, že se navzájem neovlivňují. Je-li roztok málo koncentrovaný, není tedy jeho molární vodivost závislá na koncentraci látky. U vyšších koncentrací, jak už bylo zmíněno, dochází k tvorbě iontových párů, které jsou elektroneutrální, a molární vodivost je tím snížena. Se zředěním roztoku jsou pak elektrostatické interakce iontů snižovány, v důsledku čehož klesá počet elektroneutrálních iontových párů a molární vodivost roztoku roste.

V roztocích **slabých elektrolytů** není látka plně disociována a molární vodivost je závislá na stupni disociace α . Se zředěním roztoku disociační stupeň roste, což také ovlivňuje růst molární vodivosti roztoku. U krajně zředěných roztoků, při hodnotě tzv. mezního (nekonečného) zředění, kde se stupeň disociace blíží 1, dosahuje molární vodivost maximální hodnoty, neboť koncentrace elektrolytu v roztoku je téměř nulová. Tuto maximální hodnotu označujeme jako **molární vodivost při nekonečném zředění** a značíme ji Λ_∞ . Při této hodnotě i slabé elektrolyty disociují úplně. Charakteristickou konstantou elektrolytu není molární vodivost, ale její limitní hodnota při mezním zředění.

Se znalostí molární vodivosti roztoku a jeho molární vodivosti při nekonečném zředění můžeme pro výpočet disociačního stupně užít **Arrheniův vztah**

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_\infty} . \quad (16)$$

Dosazením Arrheniova vztahu (16) do výrazu (10) získáme vztah pro disociační konstantu ve tvaru

$$K_D = \frac{\Lambda^2 c}{\Lambda_0(\Lambda_0 - \Lambda)} \quad (17)$$

„Podle Kohlrauschova poznatku existuje souvislost mezi hodnotami limitní molární vodivosti A_∞ různých elektrolytů. Rozdíl těchto hodnot ve dvojicích solí obsahujících stejné ionty byl vždy téměř konstantní. Například (při 18°C):

	A_∞		A_∞		A_∞
NaCl	108,99	NaNO ₃	105,33	NaBr	111,10
KCl	130,10	KNO ₃	126,50	KBr	132,30
Δ	21,11		21,17		21,20

Nezávisle na tom, jaký anion sůl obsahovala, byl rozdíl ve vodivosti sodných a draselných solí vždy konstantní. Z toho byl vyvozen závěr, že hodnota limitní molární vodivosti A_∞ je součtem dvou nezávislých hodnot – iontové vodivosti aniontu λ_∞^+ a iontové vodivosti kationtu λ_∞^- . Tuto skutečnost vyjadřuje vztah obecně známý jako

Kohlrauschův zákon o nezávislém putování iontů:

$$A_\infty = v^+ \lambda_\infty^+ + v^- \lambda_\infty^- \quad (18)$$

kde v^+ je stechiometrický koeficient kationtu a v^- stechiometrický koeficient aniontu.“ (Moore, 1955, s. 438)

Iontové vodivosti při nekonečném zředění λ některých iontů jsou uvedeny v tabulkách.

3.2 Vodivost vody

V porovnání s obvyklými hodnotami pohyblivosti iontů elektrolytů jsou pohyblivosti vodíkových kationtů a hydroxidových aniontů neobvykle vysoké. Tato vysoká pohyblivost vodíkového kationtu byla pozorována jen ve vodných rozpouštědlech jako je voda nebo alkoholy, v nichž je silně solvatován – např. ve vodě na oxoniový kation H₃O⁺. Vodivost vody spočívá v odlišném mechanismu. Ten se uskutečňuje prostřednictvím předávání kationtu vodíku mezi sousedními molekulami vody, což je mnohem rychlejší proces než pohyb celého oxoniového kationtu. Tento mechanismus je tedy v porovnání s jinými elektrolyty rychlejší, neboť na kation vodíku

předávaný mezi molekulami vody nevyvíjí prostředí takový odpor, jaký by působil na zmíněný celek H_3O^+ .



Obrázek 3: Mechanismus přenosu náboje mezi sousedními molekulami vody (Moore, 1955, s. 447)

Po přenosu kationtu vodíku se může molekula, jež ho předala sousední molekule vody, natočit do takové pozice, která jí umožňuje kationt přijmout zpět.

Stejným způsobem je chápána také vysoká pohyblivost hydroxidových aniontů, které přejímají kationt vodíku z vody.

3.3 Efekty ovlivňující vodivost roztoků

Protože se ionty v roztoku elektrolytu pohybují hmotným prostředím, dochází při jejich pohybu k efektům, které také jistým způsobem ovlivňují vodivost roztoku. Tyto jevy mohou jeho vodivost snížit nebo naopak zvýšit.

Mezi efekty vedoucí ke snížení vodivosti roztoku patří např. **elektroforetický efekt**, při němž pohybující se ionty strhávají s sebou i asociované molekuly rozpouštědla, a to vyvolává tok kapaliny. V závislosti na náboji iontů pak putují buď po proudu nebo proti proudu kapaliny. Dále můžeme zmínit také **viskózní efekt**, který vzniká v důsledku odporu hmotného prostředí vůči pohybujícímu se iontu. Čím viskóznější je prostředí, tím pomaleji se ionty pohybují. Někdy může docházet i k tzv. **asymetrickému efektu**, kdy se okolí pohybujícího se iontu nestačí přizpůsobovat jeho centrálnímu náboji a zůstává asymetrické. Protože má toto asymetricky rozložené prostředí opačný náboj než ion, brzdí svou asymetrií jeho pohyb.

K efektům zvyšujícím vodivost roztoku řadíme např. **Wienův efekt**, který nastává při hodnotách intenzity elektrického pole mezi elektrodami v řádech $10^7 \text{ V}\cdot\text{m}^{-1}$. Zde se ion pohybuje tak rychle, že se nestačí tvořit iontové prostředí. V důsledku toho se pak ion pohybuje mimo toto prostředí a nedochází k elektroforetickému ani asymetrickému efektu. Jiný případ nastává u **Falkenhagenova efektu**. Při vysokých frekvencích střídavého elektrického pole dochází k oscilaci iontu uvnitř tohoto iontového prostředí, které se díky tomu nemusí neustále nově utvářet.

4. Měření vodivosti elektrolytů

Vodivost elektrolytu se měří relativní cestou – porovnáváním naměřené konduktivity s konduktivitou roztoku standardu. Standardními roztoky jsou obvykle 0,01 M a 0,1 M roztok KCl, jehož konduktivita při různých teplotách je uvedena v tabulkách. Je-li známa koncentrace měřeného elektrolytu, můžeme na základě měření jeho konduktivity a porovnání se standardem zjistit jeho vodivost a z ní následně vypočítat vodivost molární.

Při měření vodivosti je třeba počítat také s chemickými změnami, k nimž dochází během průchodu elektrického proudu roztokem.

K interakci roztoku elektrolytu s měřicími přístroji je nezbytné ho uvést do kontaktu s pevnými vodiči, např. dráty, abychom jimi mohli uzavřít obvod, zavést napětí a měřit elektrický proud. Tyto vodiče nazýváme elektrody a společně s elektrolytem tvoří vodivostní nádobku (celu). Jejím prostřednictvím pak můžeme sledovat hodnotu vodivosti roztoku na displeji konduktometru.

4.1 Konduktometry

Konduktometr obsahuje měřicí přístroj a vodivostní nádobku, která je při měření ponořena do roztoku elektrolytu.

Pro měření vodivosti je k dispozici celá řada přístrojů. Patří mezi ně konduktometry jednoparametrové i multifunkční (například takové, které jsou schopny měřit kromě vodivosti i teplotu či pH roztoku). Taktéž si můžeme vybrat mezi konduktometry stolními a přenosnými (viz. obrázky 3 a 4).



Obrázek 3: Stolní konduktometr (<http://www.chromspec.cz/produkty/images/konduk.jpg>)



Obrázek 4: Konduktometr přenosný, multifunkční
(http://www.proinex.cz/components/com_virtuemart/shop_image/product/konduktometry-wtw-cond-330i.jpg)

Konduktometry měří konduktivitu roztoku prostřednictvím vodivostní cely. Tu si volíme podle účelu, k němuž má být určena. Například pro jednorázové použití zvolíme nádobku ponornou, zatímco pro průběžné sledování vlastností roztoku si vybíráme nádobku průtokovou. Nádobka má podobu skleněné nebo plastové trubice, která se noří do měřeného roztoku. Elektrody v nádobce jsou vyrobeny buď z platiny, titanu, pozlaceného niklu nebo grafitu. Obvykle jsou pokryty platinovou černí, která zvětšuje jejich povrch a eliminuje tak možnost jejich polarizace, tj. změny složení elektrolytu v důsledku probíhající elektrolýzy, jež způsobuje nepřesné měření. Polarizaci elektrod se také předchází použitím střídavého proudu namísto stejnosměrného.

Konduktometrické cely mohou mít dvouelektrodové nebo čtyřelektrodové uspořádání. Ve dvouelektrodovém uspořádání se vlivem procházejícího elektrického proudu může vytvářet na elektrodách povlak, který zvyšuje celkový odpor v nádobce. Zde se může projevit i nepatrná polarizace elektrod. Nižší pravděpodobnost polarizace je v uspořádání čtyřelektrodovém, kde elektrický proud prochází pouze jednou dvojicí elektrod, mezi nimiž je druhá dvojice elektrod. Na těch je měřeno napětí potenciometricky, tedy v bezproudovém stavu. Toto napětí není ovlivněno ději, k nimž dochází na druhých dvou elektrodách, jimiž prochází proud, a je tedy závislé jen na

odporu měřeného roztoku. Měření čtyřelektrodovou celou je vhodné pro vysoce vodivé roztoky.

Protože vodivost je ovlivňována teplotou, používají se pro přesná měření termostatované vodivostní cely. Moderní konduktometry již teplotní změny vodivosti korigují automaticky. Taktéž mohou měřit teplotu roztoku pomocí teplotního senzoru, jenž je integrován s vodivostní celou.

Některé konduktometry jsou schopny měřit také pH. Přístroje mohou sloužit buď individuálně na měření pH či konduktivity, a nebo mohou být kombinované a poskytovat obě funkce. Měření pH a konduktivity mají odlišné principy. Konduktivita je měřena prostřednictvím vodivostní cely, zatímco pH se měří pomocí pH elektrody. U kombinovaných konduktometrů (zejména přenosných) jsou samostatné zdířky pro zapojení vodivostní cely i pro pH elektrodu.

5. Využití konduktometrie v praxi

5.1 Konduktometrie v chemické analýze

Konduktometrie se řadí mezi neselektivní analytické metody. To znamená, že jejím prostřednictvím nelze z naměřených vodivostí určit příspěvek jednotlivých složek, ale pouze celkovou vodivost roztoku. Jestliže chceme určit koncentraci nějaké látky přímo z hodnot vodivosti, musí být v roztoku jediná. Obsahuje-li roztok více látek, je nutné je nejprve pomocí analytických metod odseparovat. Přímé stanovení látek z naměřených hodnot vodivosti spadá do metody **přímé konduktometrie**.

„Tou můžeme změřit obsah iontů v destilované či deionizované vodě a posoudit tak její čistotu (využití v laboratořích, farmacii nebo při výrobě polovodičů). Dále nám umožňuje stejným způsobem hodnotit kvalitu pitné vody nebo jiných vod, stanovit obsah solí, kyselin nebo hydroxidů v jednosložkových technologických roztocích nebo určit obsah minerálních látek v roztocích neelektrolytů (např. při kontrole v cukrovarnictví). Měřením vodivosti můžeme také experimentálně zjišťovat řadu fyzikálně-chemických konstant jako je disociační konstanta nebo součin rozpustnosti.“ (Barek, 2005, s.155)

Provádíme-li odměrnou analýzu pomocí konduktometrie, určujeme změnu vodivosti v průběhu analýzy. Podle objemu spotřebovaného odměrného roztoku pak určujeme koncentraci látky. Tento postup je znám jako **nepřímá konduktometrie**, nebo také **konduktometrická titrace**. Tuto metodu užíváme pouze v případě, kdy před nebo za bodem ekvivalence (tj. okamžik, kdy stanovovaná látka právě kvantitativně zreagovala s odměrným roztokem ve známém stechiometrickém poměru) dochází k výraznějším změnám vodivosti roztoku. Má tedy uplatnění především u neutralizačních titrací, u nichž dochází k velkým změnám koncentrace velmi vodivých oxoniových kationtů a hydroxidových aniontů. Taktéž je možno tuto metodu využít v některých titracích srážecích a komplexotvorných.

U neutralizační titrace závisí změna vodivosti na síle kyseliny a tedy na míře její schopnosti disociovat. Bod ekvivalence lze graficky určit vynesemím závislosti vodivosti analyzovaného roztoku na postupně přidávaném objemu titračního činidla.

„Zvláštním případem je pak **vysokofrekvenční konduktometrická titrace** užívaná k odměrné analýze v nevodných rozpouštědlech, kde se vedle vodivosti projevuje také vliv dielektrického charakteru molekul. Titrační nádobka je zapojena

v rezonančním obvodu jako dielektrikum kondenzátoru. Vysokofrekvenční elektrické pole v rozsahu frekvencí 10^5 až 10^8 Hz prochází skleněnou stěnou nádoby a elektrody jsou umístěny vně. Tvar titrační křivky je ovlivněn i frekvencí.“ (Klouda, 2003, s.123)

5.2 Měření pH roztoků

Funkce pH roztoku je definována jako záporný dekadický logaritmus aktivity oxoniových kationtů. Jestliže tedy s pomocí konduktometrie zjistíme disociační konstantu rozpuštěné látky, můžeme následně určit pH tohoto roztoku.

5.3 Měření salinity

S vodivostí úzce souvisí také salinita, tedy obsah solí rozpuštěných v určitém množství vody. Někdy se měření nastavuje na sledování pouze určité soli, např. NaCl, NaHCO₃, MgSO₄, CaSO₄ apod. Měření salinity má význam coby hodnocení kvality vod na základě jejich obsahu solí. Toho se využívá v zemědělství, potravinářství, akvaparcích, lázních nebo v hydroponii. Salinitu vyjadřujeme buď v % nebo ppt (parts per thousand).

6. Experimentální část

I. MĚŘENÍ KONDUKTIVITY ROZTOKU CHLORIDU SODNÉHO V ZÁVISLOSTI NA KONCENTRACI A TEPLOTĚ

Teoretický úvod:

Chlorid sodný patří mezi silné elektrolyty, neboť vzniká reakcí silné kyseliny HCl a silné zásady NaOH. V jeho molekule jsou atomy vázány iontovou vazbou, která velmi snadno podléhá disociaci za vzniku sodných kationtů Na^+ a chloridových aniontů Cl^- . K disociaci dochází v důsledku vzájemného působení částečného kladného náboje atomu sodíku a částečného záporného náboje atomu chloru v rámci molekuly NaCl a indukovaných dipólů v molekulách rozpouštědla (vody). Se zvyšující se koncentrací iontů v roztoku roste také jeho vodivost.

U nižších koncentrací je závislost lineární, u vyšších se však postupně zakřivuje. To je způsobeno tím, že u vyšších koncentrací elektrolytu dochází v důsledku působení elektrostatických sil ke vzniku iontových párů, jež jsou navenek elektroneutrální a nijak tedy nepřispívají k vodivosti roztoku.

Konduktivita je závislá také na teplotě, neboť se zvyšující se teplotou roste také pohyblivost iontů v roztoku.

Pomůcky: destilovaná voda, roztoky NaCl, kádinky, vodní lázeň, konduktometr, kalibrační roztoky 0,1 M a 0,01 M KCl

Pro přípravu roztoků: analytické váhy, lžička, pipeta, násypka/nálevka, odměrné baňky 100 ml (popř. kádinky),

Pokyny pro přípravu roztoků

1. Příprava zásobního roztoku NaCl

Nejprve si zajistíme přesnou navážku chloridu sodného (použijeme analytické váhy), která činí pro nejkonzentrovanejší 4 M roztok 23,38 g. Toto množství nasypeme opatrně skrze násypku do 100 ml odměrné baňky a zalijeme destilovanou vodou. Vodu zatím nedoplňujeme až po rysku z důvodu objemové kontrakce při rozpouštění látky. Po

úplném rozpuštění NaCl ve vodě doplníme baňku destilovanou vodou po rysku, uzavřeme ji a roztok důkladně promícháme.

2. Ředění a příprava ostatních roztoků

Z připraveného 4 M roztoku NaCl budeme postupným ředěním připravovat ostatní, méně koncentrované roztoky.

Ze 100 ml odměrné baňky se 4 M roztokem NaCl odebereme pipetou 50 ml, které následně vyvedeme do druhé čisté 100 ml baňky a doplníme destilovanou vodou po rysku. Takto získaný roztok má poloviční koncentraci – 2 M.

Zbylých 50 ml 4 M roztoku v první baňce odložíme a nachystáme pro měření.

Z 2 M roztoku NaCl následně stejným způsobem připravíme 1 M roztok. Po důkladném promíchání odebereme 50 ml 2 M roztoku a vyvedeme je do třetí baňky, kterou posléze doplníme destilovanou vodou po rysku.

Tento postup opakujeme až do získání nejméně koncentrovaného 0,015625 M roztoku.

1. Zjištění kalibrační konstanty

Hodnoty, které konduktometrem naměříme, nejsou zcela přesné. Odchylka naměřené hodnoty od skutečné je dána odporovou konstantou vodivostní cely.

Pro výpočet konduktivity potřebujeme nejprve vodivostní celu okalibrovat, tzn. určit její odporovou konstantu. To se provede pomocí porovnání naměřené hodnoty konduktivity standardů, tzv. kalibračních roztoků 0,01 M a 0,1 M KCl s tabulkovými hodnotami, které jsou známy.

Naměřenou a tabulkovou hodnotu uvedeme do poměru a jejich podílem získáme kalibrační konstantu. Tou pak vynásobíme všechny naměřené hodnoty ostatních roztoků.

Tabulka 1: Konduktivity κ ($\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$) 0,01 M a 0,1 M roztoku KCl při různých teplotách (Vohlídal, 1999, s.566)

t[°C]	18	19	20	21	22	23	24	25
0,01 M-KCl	1,225	1,251	1,278	1,305	1,332	1,359	1,386	1,413
0,1 M-KCl	11,19	11,43	11,67	11,91	12,15	12,39	12,64	12,88

2. Měření závislosti konduktivity roztoku chloridu sodného na koncentraci

Máme již k dispozici všechny roztoky. Měření začínáme od nejméně koncentrovaného roztoku po nejvíce koncentrovaný. Roztok nalijeme do vzorkovnice/kádinky, a pak do něj vložíme vodivostní nádobku. Elektrody musejí být zcela ponořeny! Naměřenou hodnotu konduktivity si zaznameneáme a pokračujeme v měření ostatních roztoků se vzrůstající koncentrací. Elektrody není nutné oplachovat.

Z naměřených hodnot vynásobených kalibrační konstantou vyneseme graf závislosti konduktivity roztoku chloridu sodného na jeho koncentraci.

3. Měření závislosti konduktivity roztoku chloridu sodného na teplotě

Roztok s koncentrací 0,125 M vložíme do lázně a necháme vytemperovat asi 3 minuty, aby se teplota ustálila. Pak provedeme měření. Totéž opakujeme po 5°C až do 60°C. Vodivostní nádobku můžeme během všech měření ponechat ponořenou v roztoku.

Z naměřených hodnot vynásobených kalibrační konstantou vyneseme graf závislosti konduktivity roztoku chloridu sodného na teplotě.

Vlastní měření:

1. Kalibrace

Při laboratorní teplotě 22°C byla naměřena u kalibračního 0,1 M roztoku KCl konduktivita $12,72 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$. Tabulková hodnota udává pro tuto teplotu konduktivitu $12,15 \text{ mS}\cdot\text{cm}^{-1}$. Hodnoty uvedeme do vzájemného poměru a získáme kalibrační konstantu:

$$C_{0,1} = \frac{12,15}{12,72} = 0,955$$

Pro přesnější ověření kalibrace opakujeme tentýž postup pro 0,01 M kalibrační roztok KCl. Při 22°C byla naměřena konduktivita roztoku 1,431 mS·cm⁻¹. Tabelovaná hodnota udává 1,332 mS·cm⁻¹. Tyto hodnoty uvedeme opět do vzájemného poměru a získáme druhou kalibrační konstantu.

$$C_{0,01} = \frac{1,332}{1,431} = 0,931$$

Tyto hodnoty by se neměly příliš lišit. Jestliže se liší na místě setin jako v tomto případě, zprůměrujeme ještě obě získaná čísla.

$$C = \frac{0,931}{0,955} = 0,94$$

Výsledná kalibrační hodnota je tedy 0,94. Tímto číslem vynásobíme všechny naměřené hodnoty konduktivity, čímž bereme v úvahu odporovou konstantu vodivostní nádoby.

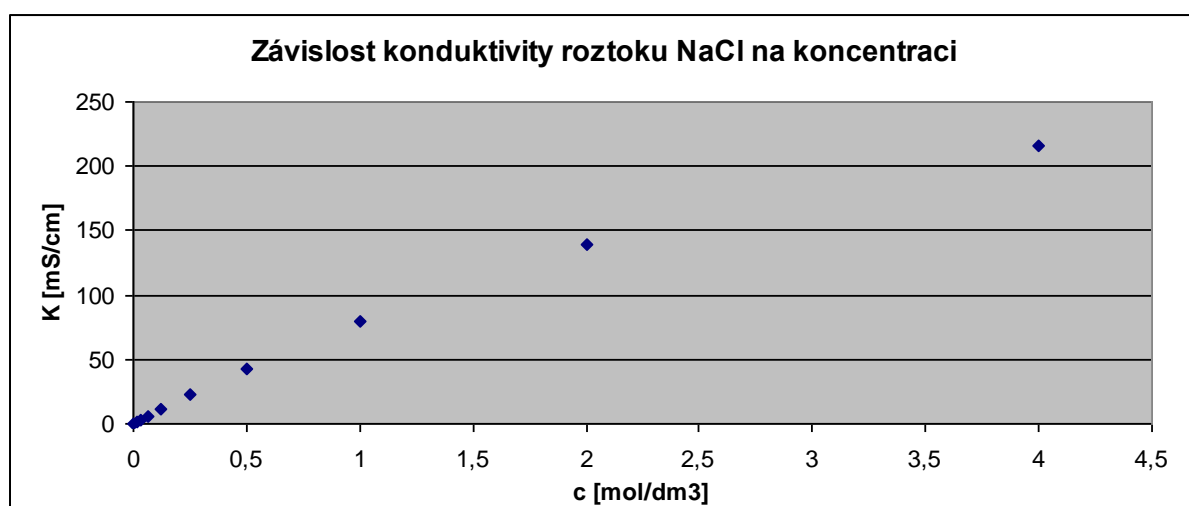
2. Měření závislosti konduktivity roztoku NaCl na koncentraci

Měřením konduktivity získáme tabulku. První sloupec udává koncentrace měřených roztoků. Pro srovnání: Druhý sloupec obsahuje hodnoty konduktivity naměřené konduktometrem a třetí sloupec obsahuje tytéž hodnoty vynásobené kalibrační konstantou.

Tabulka 2: Měření závislosti konduktivity roztoku NaCl na koncentraci

c [mol·dm ⁻³]	κ [mS·cm ⁻¹]	κ_{kalib} [mS·cm ⁻¹]
0	0,001	0,001
0,015625	1,727	1,623
0,03125	3,31	3,111
0,0625	6,48	6,091
0,125	12,14	11,412
0,25	24,1	22,654
0,5	45,3	42,582
1	84,2	79,148
2	147,4	138,556
4	230	216,200

Z hodnot prvního a třetího sloupce vyneseme graf:



Graf 1: Závislost konduktivity roztoku NaCl na koncentraci

U grafického znázornění si můžeme povšimnout lineární závislosti u nižších koncentrací a postupně se zakřivující u koncentrací vyšších. To je způsobeno vznikem iontových párů, které jsou navenek elektroneutrální, a tudíž nepřispívají ke konduktivě roztoku.

3. Měření závislosti konduktivity 0,125 M roztoku NaCl na teplotě

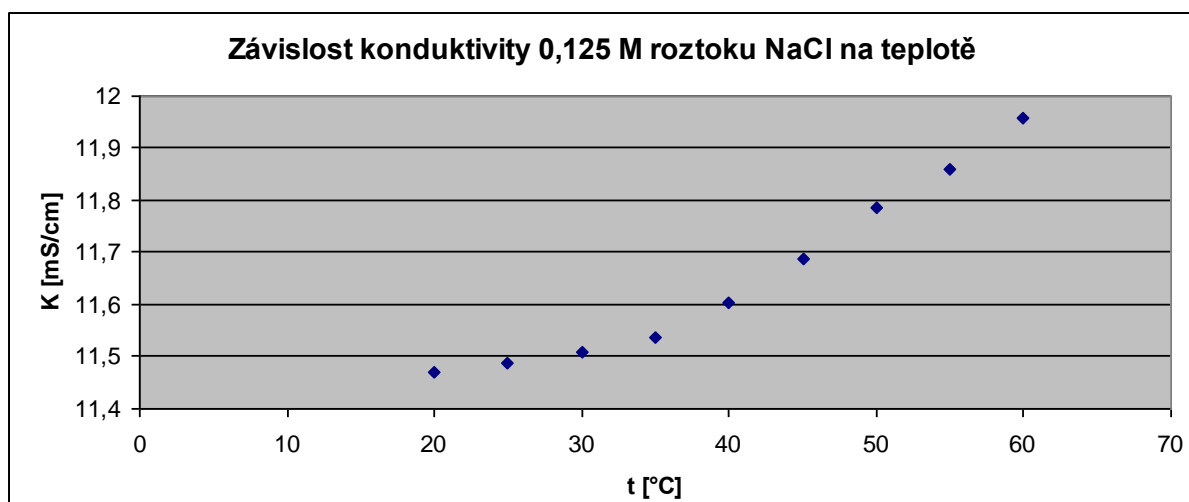
Závislost konduktivity roztoku na teplotě měříme pouze s jedním roztokem. Hodnoty konduktivity naměřené během postupného zvyšování teploty po 5°C vynásobíme kalibrační konstantou obdobně jako v předchozí úloze. Protože se však

měření týká roztoku pouze o jediné koncentraci, násobíme hodnoty kalibrační konstantou zjištěnou pro 0,1 M kalibrační roztok KCl, zde tedy číslem 0,955.

Tabulka 3: Závislost konduktivity 0,125 M roztoku NaCl na teplotě

t [°C]	κ [mS·cm ⁻¹]
20	11,470
25	11,489
30	11,508
35	11,536
40	11,603
45	11,689
50	11,785
55	11,861
60	11,967

Z naměřených hodnot vyneseme graf.

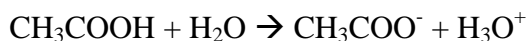


Graf 2: Závislost konduktivity 0,125 M roztoku NaCl na teplotě

Se zvyšováním teploty roztoku se zvyšuje rovněž pohyblivost iontů, mezi měřicí elektrody se tedy dostane větší množství částic než za nižších teplot. Závislost také vyjadřuje vliv působení teploty na viskozitu rozpouštědla, která se s rostoucí teplotou snižuje a iontům je tak umožněn snadnější pohyb roztokem.

II. KONDUKTOMETRICKÉ STANOVENÍ DISOCIAČNÍ KONSTANTY KYSELINY OCTOVÉ

Kyselina octová disociuje dle následující rovnice:



Protože je však tato látka slabým elektrolytem, není ve svém roztoku plně disociována a roztok je tvořen podílem disociované a nedisociované kyseliny. Míra její disociace je určena disociačním stupněm α , který je definován dle vztahu (16):

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_{\infty}}$$

Z měření konduktivity různě koncentrovaných roztoků kyseliny octové můžeme vypočítat její molární vodivost z výrazu (15):

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c}$$

Hodnotu limitní molární vodivosti kyseliny octové vypočítáme z Kohlrauschova zákona (18):

$$\Lambda_{\infty} = \nu^+ \lambda_{\infty}^+ + \nu^- \lambda_{\infty}^-,$$

kde hodnoty iontových vodivostí λ_{∞}^+ a λ_{∞}^- při nekonečném zředění pro ionty H_3O^+ a CH_3COO^- vyhledáme v tabulkách.

Vlastní měření

1. Kalibrace

Obdobně jako v předchozí úloze nejprve vypočítáme kalibrační konstantu (konstantu vodivostní cely).

Při laboratorní teplotě 23,5°C byla naměřena u kalibračního 0,1 M roztoku KCl konduktivita 12,76 mS·cm⁻¹. Tabulková hodnota pro tuto teplotu určuje konduktivitu 12,64 mS·cm⁻¹. U 0,01 M roztoku KCl dosáhla konduktivita při stejné teplotě hodnoty 1,451 mS·cm⁻¹, zatímco tabulka uvádí hodnotu 1,386 mS·cm⁻¹. Z těchto hodnot zjistíme potřebnou kalibrační konstantu.

$$C_{0,1} = \frac{12,64}{12,76} = 0,99$$

$$C_{0,01} = \frac{1,386}{1,451} = 0,955$$

Protože se hodnoty liší již na místě setin, obě je zprůměrujeme:

$$C = \frac{0,955}{0,99} = 0,965$$

Hodnotou 0,965 tedy vynásobíme všechny naměřené hodnoty konduktivity.

2. Zjištění molární vodivosti a disociačního stupně

Vypočítáme hodnotu molární vodivosti pro každou koncentraci, z těchto hodnot následně zjistíme disociační stupeň z Arrheniova vztahu.

Limitní molární vodivost kyseliny octové je dle Kohlrauschova zákona určena hodnotou

$$\begin{aligned} \Lambda_{\infty} &= \lambda_{\infty}(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda_{\infty}(\text{CH}_3\text{COO}^-) \\ \Lambda_{\infty} &= 349,82 + 40,9 = \underline{\underline{390,72}} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Hodnota limitní molární vodivosti kyseliny octové pro jednotlivé koncentrace roztoků je uvedena v následující tabulce:

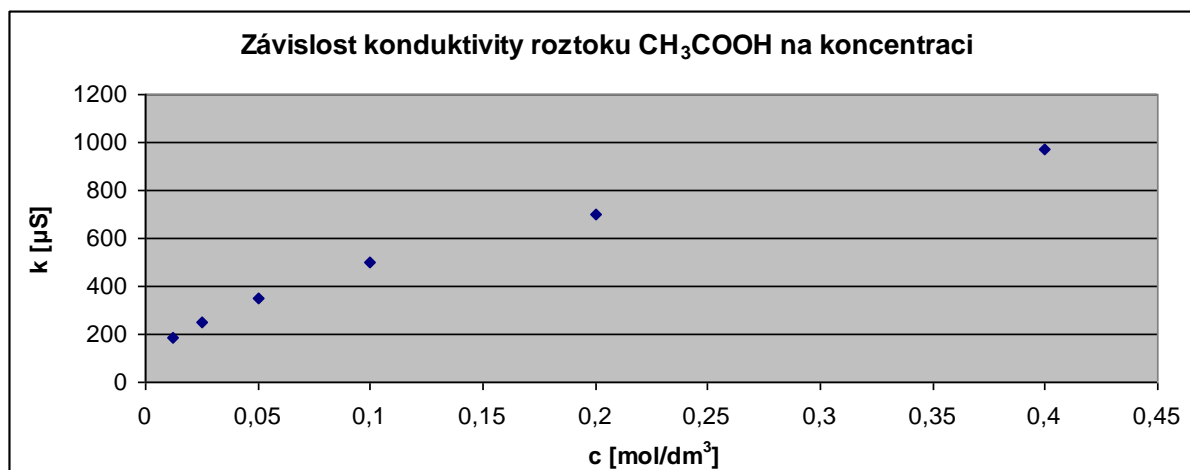
Tabulka 4: Koncentrace roztoků CH₃COOH, jejich naměřené konduktivity, molární vodivosti a disociační stupeň

c [mol·dm ⁻³]	κ [μS·cm ⁻¹]	Λ [S·m ² ·mol ⁻¹]	α [·10 ⁻⁶]
0,4	971,755	0,002	6,218
0,2	701,555	0,004	8,978
0,1	499,870	0,005	12,794
0,05	353,190	0,008	18,079
0,025	248,970	0,010	25,488
0,0125	185,184	0,015	37,916

S použitím naměřených hodnot konduktivity různě zředěných roztoků CH₃COOH získáme pro každou koncentraci roztoku hodnotu molární vodivosti, z níž

prostřednictvím Arrheniova vztahu následně zjistíme hodnoty disociačního stupně. Z výsledků uvedených v tabulce 4 vyplývá, že disociační stupeň se s klesající koncentrací zvyšuje. To odpovídá teoretickému předpokladu, že disociační stupeň roste se zředováním roztoku.

Graf 3: Závislost konduktivity roztoku kyseliny octové na koncentraci



Závěr

Svůj předpoklad, že učební látka „vedení elektrického proudu v elektrolytech“ činí studentům problémy, jsem si ověřila bez hlubší statistické analýzy ve skupině studentů 1.ročníku bakalářského studia fyziky, konkrétně z oborů „Nanotechnologie“, „Optika a optoelektronika“ a „Obecná fyzika a matematická fyzika“. Nebyli mezi nimi studenti učitelství fyziky. Tato skupina čítala 21 studentů. Výsledky ukázaly oprávněnost posílení této části učiva i v bakalářském studiu v praktiku v základním kurzu fyziky. Výsledky jsou doloženy v příloze. Pokud se rozhodnu věnovat podobnému tématu i ve své diplomové práci, ráda bych provedla průzkum znalostí mezi studenty na středních školách, a to gymnáziích i středních technických školách s chemickým zaměřením.

Ráda bych potvrdila potřebu propojit fyzikální a chemické znalosti, které právě v oblasti konduktometrie jsou nezbytné. Sestavený experiment a doprovodný text je možno využít ve výuce na VŠ nebo SŠ, kde se toto téma probírá.

Seznam použitých pramenů

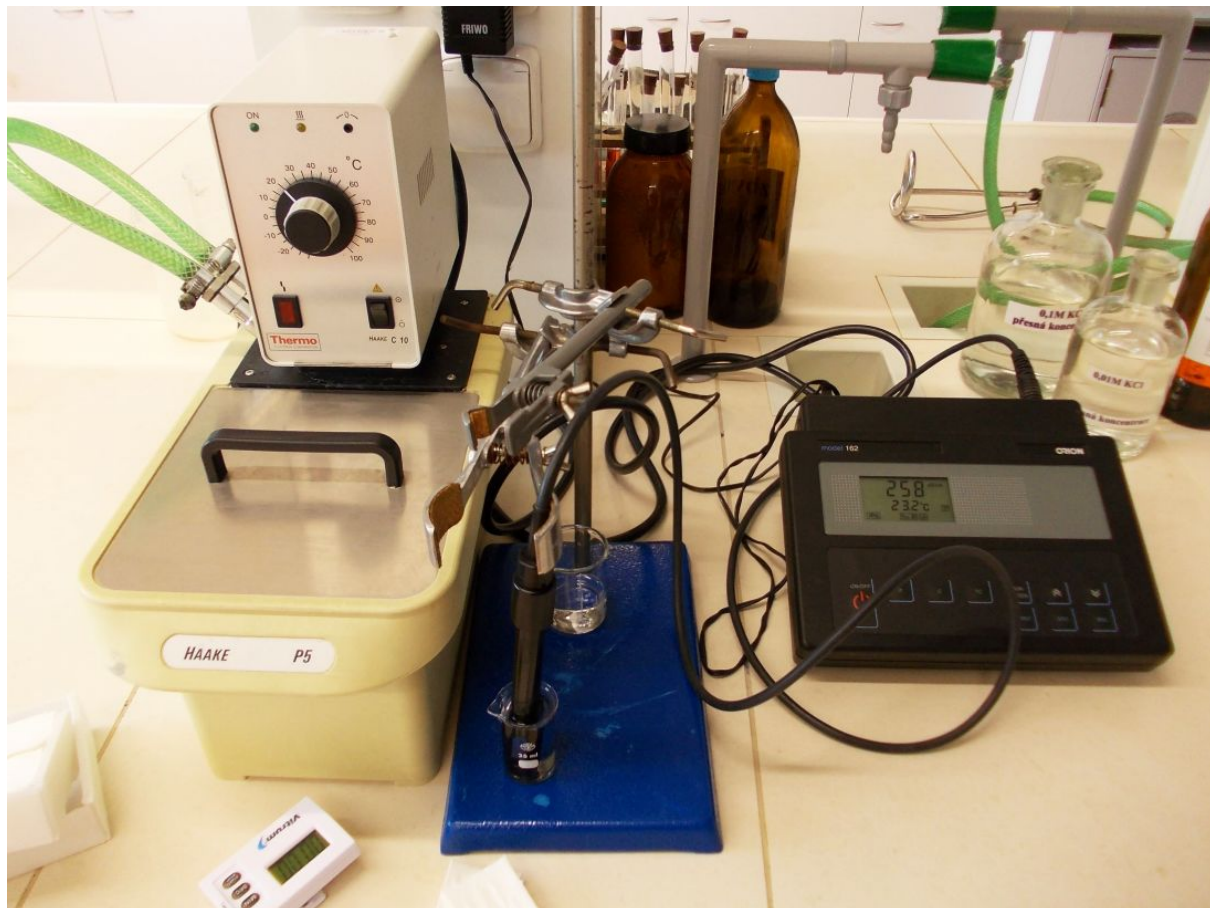
1. BARTUŠEK, Miloš. Úvod do elektroanalytických metod. Praha: Státní pedagogické nakladatelství, n. p., Praha 1, 1984. ISBN 17-383-84
2. KLIKORKA, Jiří, Bohumil HÁJEK a Jiří VOTINSKÝ. Obecná a anorganická chemie. 2.vyd. Praha: SNTL - Nakladatelství technické literatury, 1989.
3. BAREK, Jiří, František OPEKAR a Karel ŠTULÍK. Elektroanalytická chemie. 1. vyd. Praha: Karolinum, 2005, 188 s. ISBN 80-246-1146-5.
4. NEVĚČNÁ, Taťjana. Cvičení z fyzikální chemie I. Olomouc: UP, 1996.
5. MOORE, Walter John. Physical Chemistry. 2. vyd. New York: Prentice-Hall, 1955, 633 s.
6. VOHLÍDAL, Jiří, Alois JULÁK, Karel ŠTULÍK. Chemické a analytické tabulky. 1. vyd. Praha: Grada, 1999, 647 s. ISBN 80-716-9855-5.
7. Chromspec spol. s.r.o. - Přístrojová technika pro laboratoře. [online]. [cit. 2013-04-20]. Dostupné z: <http://www.chromspec.cz/produkty/images/konduk.jpg>
8. Proinex Instruments. [online]. [cit. 2013-04-20]. Dostupné z: http://www.proinex.cz/components/com_virtuemart/shop_image/product/konduktometr-y-wtw-cond-330i.jpg
9. Biography of Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch. [online]. [cit. 2013-05-04]. Dostupné z: <http://nitum.wordpress.com/2012/09/28/biography-of-friedrich-wilhelm-georg-kohlrausch/>
10. Svante Arrhenius - Biography. In: [online]. [cit. 2013-05-04]. Dostupné z: http://www.nobelprize.org/nobel_prizes/chemistry/laureates/1903/arrhenius.html

11. KLOUDA, Pavel. *Moderní analytické metody*. 2., upr. a dopl. vyd. Ostrava: Pavel Klouda, 2003, 132 s. ISBN 80-863-6907-2.

12. KLOUDA, Pavel. *Fyzikální chemie: studijní text pro SPŠCH*. 2., upr. a dopl. vyd. Ostrava: Pavel Klouda, 2002, 139 s. ISBN 80-863-6906-4.

Přílohy

1. Fotografie z měření



Sestavená aparatura se zapojeným konduktometrem, ponořenou vodivostní nádobkou a vodní lázni



Detail vodivostní nádoby



Konduktometr s vodivostní nádobkou



Vodivostní nádobka ponořená v roztoku

2. Dotazníkový průzkum o znalostech studentů fyziky v oblasti vedení elektrického proudu v elektrolytech

I. Vzorový test

1. Vyberte špatný výrok pro vedení elektrického proudu látkou:
 - A) Vodivost v kovových vodičích je způsobena pohybem volných elektronů
 - B) Vodivost elektrolytů je vyvolána pohybem kladných iontů ke katodě a záporných iontů a elektronů k anodě
 - C) V polovodičích je vodivost zajištěna kladnými dírami a zápornými elektrony
 - D) V plynech je samostatné vedení proudu zajištěno „nárazovou ionizací“
2. Pro vodiče II. třídy platí, že:
 - A) se při vedení el. proudu chemicky nemění
 - B) jejich elektrický odpor s teplotou roste
 - C) vedou el. proud prostřednictvím částic těžších než elektrony
 - D) jsou lepší vodiče než vodiče I. třídy
3. Mezi elektrolyty nepatří:
 - A) Minerální voda Mattoni
 - B) Mozkomíšní mok
 - C) Kyselina sírová o koncentraci 100%
 - D) Voda z vodovodního řadu
4. Při disociaci dochází
 - A) k rozdělení neutrální molekuly na dva kladné ionty
 - B) v roztoku k oddělení jednoho či více volných elektronů z neutrální molekuly
 - C) k rozdělení neutrálního atomu na kladný a záporný iont
 - D) k vytvoření kladného a záporného iontu z původně neutrální molekuly
5. Při vedení elektrického proudu ve vodném roztoku kuchyňské soli se sodík:
 - A) vylučuje na záporné elektrodě
 - B) vylučuje na kladné elektrodě
 - C) nevylučuje se
 - D) slučuje se s chlórem
6. Volnými nosiči náboje v elektrolytu jsou:
 - A) elektrony
 - B) kladné a záporné ionty
 - C) elektrony a díry
 - D) pouze kladné ionty

7. Disociace kyselin, zásad a solí ve vodných roztocích nastává v důsledku:

- A) působení elektrického pole mezi anodou a katodou
- B) průchodu elektrického proudu elektrolytem
- C) působení molekul vody
- D) zahřívání elektrolytu

8. Jak se změní hmotnost mědi vyloučené na katodě za 1 sekundu, jestliže zaměníme vodný roztok CuSO_4 vodným roztokem CuCl a proud zmenšíme na polovinu?

- A) nezmění se
- B) zvětší se 2krát
- C) zvětší se 4krát
- D) zmenší se 4krát

9. Co se **neděje** při elektrolýze?

- A) Ionty odevzdávají svůj náboj elektrodě.
- B) Na anodě probíhá redukce (snižování oxidačního stavu iontu).
- C) Ionty reagují s materiálem elektrody.
- D) Dochází k vylučování kovu na povrchu elektrody.

10. Hmotnost látky vyloučené na elektrodách:

- A) je přímo úměrná procházejícímu náboji
- B) je nepřímo úměrná procházejícímu náboji
- C) nezávisí na náboji
- D) je určena látkovým množstvím

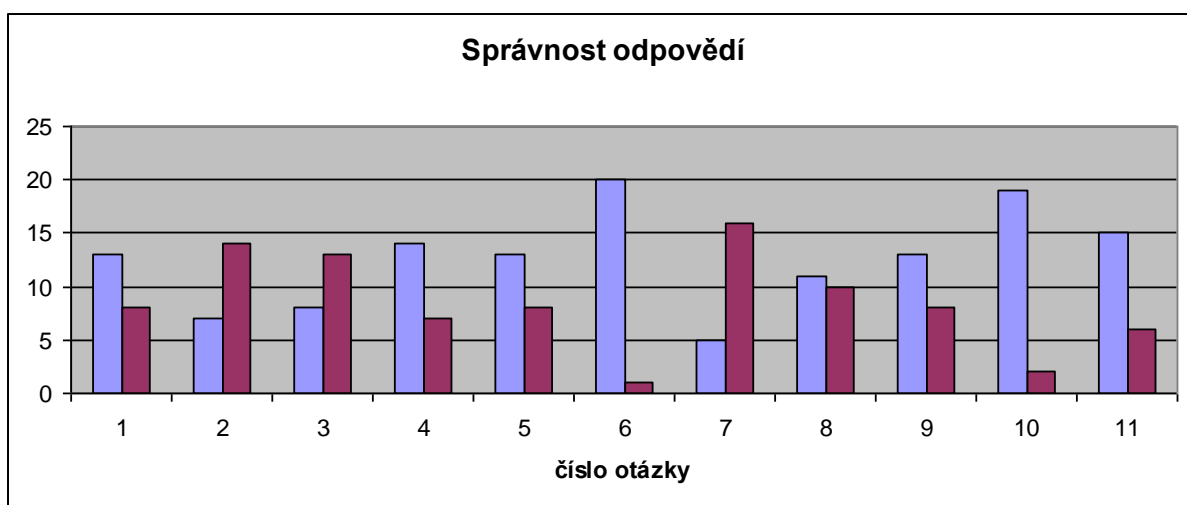
11. Vodivost elektrolytu je nezávislá na:

- A) množství a pohyblivosti iontů
- B) teplotě roztoku
- C) čase
- D) rozměrech elektrod a koncentraci látky

II. Vyhodnocení

Z grafického porovnání počtu správných a špatných odpovědí u jednotlivých otázek je zřejmé, že nejlépe se studenti vypořádali s určením volných nosičů náboje v elektrolytu a také s otázkami, v nichž bylo vyžadováno porozumění vztahům mezi veličinami. Naproti tomu nejvíce špatných odpovědí bylo uvedeno u otázek týkajících se základních definic a určení vlivu rozpouštědla na disociaci elektrolytu.

Graf 4: Porovnání počtu správných a špatných odpovědí (modrou barvou jsou znázorněny odpovědi správné, červenou špatné)



3. Významné osobnosti

Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch (14.10. 1840 – 17.1. 1910)



Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch byl německý fyzikální chemik a také učitel fyziky na mnohých školách.

V oblasti fyzikální chemie se zaměřoval především na teplotní, elektrické a magnetické vlastnosti elektrolytů – látek, které vedou elektrický proud v roztocích prostřednictvím přenosu iontů. Byl první, kdo prokázal, že elektrolyty mají konstantní elektrický odpor a skrze pozorování závislosti vodivosti na zředění roztoku určil rychlosti přenášených iontů pro konkrétní elektrolyty. Jeho výzkumná činnost zahrnovala také oblast pružnosti, teplotní pružnosti a tepelné vodivosti.

Jeho přínos spočíval také ve zdokonalení a zpřesnění měřicích technik, neboť se mu podařilo eliminovat rušivé vlivy při měření.

Svante August Arrhenius (19.2. 1859 – 2.10. 1927)



Svante August Arrhenius již od dětství projevoval velké nadání pro matematiku a fyziku. V roce 1876 šel studovat matematiku, fyziku a chemii na univerzitu v Uppsale. Zde se začal hlouběji zajímat o oblast galvanické vodivosti elektrolytů, o které napsal svou práci *Recherches sur la conductibilité galvanique des électrolytes* (1884). Ze svých výsledků došel k závěru, že elektrolyty rozpuštěné ve vodných roztocích se liší mírou disociace a že se štěpí na elektricky opačně nabitě ionty. Stupeň jejich disociace přitom dle jeho pozorování závisí na vlastnostech každé látky a její koncentraci v roztoku. Vzněl také předpoklad, že stupeň disociace se zvyšuje společně se zředěním roztoku. Podle Arrhenia jsou ionty nositeli elektrického proudu (např. v elektrolýze), ale také chemické aktivity.

V roce 1887 spolupracoval v Grazu s Boltzmannem a v roce 1888 s van't Hoffem v Amsterdamu. Během těchto let prokázal vliv elektrolytické disociace na osmotický tlak, snížení bodu tuhnutí a zvýšení bodu varu elektrolytických roztoků. Později se zabýval souvislostí těchto faktorů s biologickými problémy jako např. vztah mezi jedy a protijedy, séroterapií apod. Celoživotně se také zajímal o mnohá odvětví fyziky.

V roce 1903 obdržel Nobelovu cenu za velký přínos pro chemii ve své teorii elektrolytické disociace, a to v oblasti fyzikální chemie a chemické kinetiky.