

Odměrná analýza – acidobazická titrace

Martin Krejčí

Výstup RVP: experiment umožňuje žákům pochopit problematiku vodivosti vodných roztoků slabých elektrolytů, seznámí se s konduktometrií jako instrumentální technikou, kterou lze použít k detekci bodu ekvivalence při odměrné analýze; žáci jsou obeznámeni se základními principy výpočtů vodivosti (konduktance) či měrné vodivosti (konduktivity); dle použitého elektrolytu titrační křivka variuje a při interpretaci si žák osvojuje podstatná fakta o chování slabých elektrolytů (kyselinách a zásadách) a jejich vlastnostech; žák se seznámí s aparaturou pro titraci a principem titrační techniky jako metody odměrné analýzy

Klíčová slova: konduktometrie, silná kyselina, silná zásada, konduktance, konduktivita, molární iontová vodivost, bod ekvivalence, titrační křivka

Laboratorní práce

Doba na přípravu:

20 min

Doba na realizaci:

30–35 min

Doba na zprac. dat:

30–35 min

Obtížnost:

střední

Alkalimetrická titrace slabé jednosytné kyseliny silnou zásadou s konduktometrickou detekcí bodu ekvivalence

Úkol Konduktometrické stanovení kyseliny octové CH_3COOH odměrným roztokem hydroxidu sodného NaOH .

- Cíl**
- Pomocí odměrné analytické metody s instrumentální detekcí bodu ekvivalence stanovit molární koncentraci vodného roztoku kyseliny octové (CH_3COOH).
 - Z naměřených měnicích se hodnot G (konduktance) respektive σ (konduktivity) v závislosti na objemu přidaného odměrného roztoku silné zásady hydroxidu sodného (NaOH) sestavit titrační křivku zobrazující průběh titrace.
 - Povědět si tvaru a interpretovat rozdíly mezi titračními křivkami při stejném typu titrace (slabá kyselina titrovaná silnou zásadou), s jinými koncentracemi jak kyseliny octové (CH_3COOH), tak i případně s rozdílnou koncentrací odměrného roztoku hydroxidu sodného (NaOH).
 - Grafické zpracování a analýza titračních křivek (detekce bodu ekvivalence).
 - Výpočet přesné molární koncentrace kyseliny octové na základě objemu přidaného odměrného roztoku NaOH zjištěného při titraci.
 - Seznámit se s aparaturou pro provádění odměrné analýzy titrační technikou.

Pomůcky **Přístrojové vybavení:** datalogger LABQUEST, počítač s nainstalovaným programem Logger Pro, konduktometrická cela Vernier, magnetická míchačka + magnetické míchadlo

Laboratorní technika: laboratorní stojan, držák na byrety, byreta ($V = 50 \text{ ml}$), odměrná pipeta ($V = 1 \text{ ml}$, 10 ml , 50 ml), titrační baňka ($V=250 \text{ ml}$), odměrná baňka ($V=100 \text{ ml}$, $V=250 \text{ ml}$), držák konduktometrické cely (není podmínkou), stříčka, pipetovací balonek

Chemikálie: roztok kyseliny octové $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ $c \approx 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, odměrný roztok hydroxidu sodného $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ $c = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$

pozn.: Pro dosažení vyšší přesnosti stanovení je nezbytností standardizace odměrného roztoku NaOH .

Informace o nebezpečnosti použitých chemikálií

CH_3COOH : **H-věty** **H314** Způsobuje těžké poleptání kůže a poškození očí.
H226 Hořlavá kapalina a páry.
R-věty **R10** Hořlavý.
R35 Způsobuje těžké poleptání.



Odměrná analýza – acidobazická titrace

S-věty **S1/2** Uchovávejte uzamčené a mimo dosah dětí.

S23 Nevdechujte plyny/dýmy/páry/aerosoly (příslušný výraz specifikuje výrobce).

S26 Při zasažení očí okamžitě důkladně vypláchněte vodou a vyhledejte lékařskou pomoc.

S45 V případě nehody nebo necítíte-li se dobře, okamžitě vyhledejte lékařskou pomoc (je-li možno, ukažte toto označení).

NaOH: **H-věty** **H314** Způsobuje těžké poleptání kůže a poškození očí.

R-věty **R35** Způsobuje těžké poleptání.



S-věty **S1/2** Uchovávejte uzamčené a mimo dosah dětí.

S26 Při zasažení očí okamžitě důkladně vypláchněte vodou a vyhledejte lékařskou pomoc.

S37/39 Používejte vhodné ochranné rukavice a ochranné brýle nebo obličejový štít.

S45 V případě nehody nebo necítíte-li se dobře, okamžitě vyhledejte lékařskou pomoc, je-li možno, ukažte toto označení.

Teoretický úvod Použitá instrumentální technika detekce bodu ekvivalence je využitelná tam, kde sledované látky ovlivňují vodivost roztoku. Vzhledem k tomu, že na vodivosti roztoků či tavenin se podílejí ionty, základní podmínkou je disociovatelnost studovaných sloučenin. Elektrická vodivost je ovlivněna koncentrací přítomných iontů v roztoku nebo v tavenině, velikostí jejich elektrického náboje a pohyblivostí iontů, což je individuální vlastnost každého iontu. Na elektrodách, na které je vkládáno vnější napětí, vzniká polarizační napětí. To by stanovení zkreslovalo, a proto se při konduktometrii jako instrumentální technice užívá střídavého napětí.

Podle pracovní frekvence rozlišujeme dvě kategorie:

nízkofrekvenční konduktometrie: používaná pracovní frekvence se pohybuje v intervalu 50–10⁴ Hz.

vysokofrekvenční konduktometrie: používaná pracovní frekvence je v řádech 10⁶ Hz.

Konduktometrii lze využít k přímému proměření vodivosti roztoků elektrolytů. Z naměřených hodnot lze následně vypočítat molární koncentraci látky A v roztoku nebo lze ze škály roztoků různých koncentrací téže látky sestavit kalibrační křivku a z grafu závislosti $G(\sigma) = f(c_{(A)})$ následně odečíst molární koncentraci roztoku látky A o neznámé koncentraci. Velmi dobře lze konduktometrii využít i k indikaci bodu ekvivalence v odměrné analýze při titracích s konduktometrickou detekcí bodu ekvivalence. Konduktance (vodivost) G je převrácenou hodnotou elektrického odporu.

$$G = \frac{1}{R} = \frac{S}{l} \cdot \sigma$$

G = konduktance (vodivost)

R = elektrický odpor

S = plocha elektrod

l = vzdálenost mezi elektrodami

σ = konduktivita (měrná vodivost)

Je vidět, že vodivost roztoků závisí přímo úměrně na ploše elektrod a nepřímo úměrně na jejich vzdálenosti. Ve vztahu se setkáváme i s důležitým členem měrné vodivosti (konduktivita), která (při konstantních parametrech konduktometrické cely) přímo určuje míru vodivosti roztoku.

Při konduktometrickém měření povětšinou pracujeme s konduktometrickými celami (nádobkami), kde jsou S a l konstantní a jejich poměr označujeme jako konstanta cely k .

$$k = \frac{l}{S} \text{ [cm}^{-1}\text{]}$$

Lze říci, že u roztoků čistých látek při měření konduktometrickou celou o $k = 1 \text{ cm}^{-1}$ je jejich vodivost úměrná měrné vodivosti σ . Měrná vodivost je definována následujícím způsobem:

Odměrná analýza – acidobazická titrace

$$\sigma = \sum [K^+] \cdot \lambda_{K^+} + \sum [A^-] \cdot \lambda_{A^-}$$

$[K^+][A^-]$ = molární koncentrace všech kationtů i aniontů v roztoku (jednotka: $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$)

λ = molární iontová vodivost každého iontu v roztoku (jednotka: $\text{S} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$).

U iontů, které nesou nejednotkový elektrický náboj, je nutné tento promítnout do hodnoty měrné vodivosti. Hovoříme o tzv. ekvivalentové vodivosti.

$$I_{\text{ekv.}} = \frac{I_{\text{mol.}}}{|z|}$$

Následující rovnice tedy zohledňuje i hodnotu elektrického náboje iontů:

$$\sigma = \sum [K^+] \cdot |z| \cdot \lambda_{K^+} + \sum [A^-] \cdot |z| \cdot \lambda_{A^-}$$

Ke zvláštnímu jevu dochází v roztocích elektrolytů, jejichž molární koncentrace dosahuje vyšších hodnot. U silných, tedy téměř úplně disociujících elektrolytů, dochází k silné solvataci rozpouštědlem a efektem je vzájemné ovlivňování iontů. Jde o vzájemné brzdění iontů, tzv. elektroforetický efekt. Je tedy lepší pracovat se zředěnějšími roztoky, poněvadž se vzrůstající koncentrací se tento efekt zesiluje a výsledky jsou potom zkreslenější – vodivost v takových roztocích klesá. Ve zředěnějších roztocích molární iontová vodivost, v tom důsledku i měrná vodivost, s klesající koncentrací roste, což odporuje definičnímu vztahu! V neposlední řadě je třeba připomenout, že molární iontová vodivost se mění i s teplotou. Se vzrůstající teplotou, tedy i s rostoucí energií iontů, molární iontová vodivost roste. U slabých elektrolytů je jejich vodivost dána jejich omezenou disociační schopností, která se stupněm zředění roste. Vodivost se tedy s mírou zředění také zvyšuje.

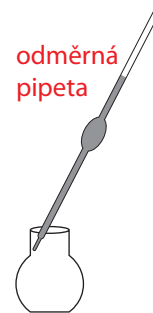
Stojí za to zmínit ještě výrazně vyšší molární iontovou vodivost iontů, které ovlivňují hodnotu pH vodných roztoků, tedy iontů $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ a $(\text{OH})^-_{(\text{aq})}$. Tato skutečnost souvisí se způsobem, jakým se v roztoku „pohybují“. Tyto ionty fyzicky nemigrují, ale přenášejí se mezi molekulami H_2O . V podstatě dochází k předávání iontu H^+ mezi molekulami H_2O , a to při přenosu iontů $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ i iontů $(\text{OH})^-_{(\text{aq})}$. Ionty $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ či $(\text{OH})^-_{(\text{aq})}$ vznikají na koncích řetězců molekul H_2O , které jsou vzájemně poutány H-můstky, velice rychle, a tím lze vysvětlit výrazně vyšší hodnoty molárních iontových vodivostí těchto iontů.

Vzhledem k následným výpočtům jsou na závěr uvedeny molární iontové vodivosti některých běžnějších iontů (**viz. tab.**)

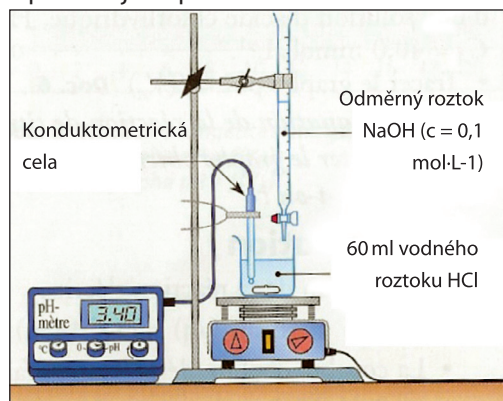
kation (K^+)	λ [$\cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$]	anion (A^-)	λ [$\cdot 10^{-4} \text{ S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$]
$(\text{H}_3\text{O})^+$	349,82	$(\text{OH})^-$	198,60
Li^+	38,68	F^-	55,40
Na^+	50,11	Cl^-	76,35
K^+	73,52	Br^-	78,14
$(\text{NH}_4)^+$	73,60	I^-	76,80
$\frac{1}{2}\text{Zn}^{2+}$	54,00	$(\text{SCN})^-$	66,00
$\frac{1}{2}\text{Fe}^{2+}$	53,50	$(\text{ClO}_3)^-$	64,60
$\frac{1}{3}\text{Fe}^{3+}$	68,00	$(\text{NO}_2)^-$	71,40
Ag^+	61,90	$(\text{NO}_3)^-$	71,44
$\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}$	59,50	CH_3COO^-	40,90
$\frac{1}{2}\text{Mg}^{2+}$	53,06	$(\text{ClO}_4)^-$	67,36
$\frac{1}{3}\text{La}^{3+}$	69,60	$\frac{1}{2}(\text{SO}_4)^{2-}$	80,00

Odměrná analýza – acidobazická titrace

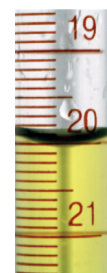
- Postup práce**
- Do čisté titrační baňky (250 ml) odpipetujeme (**obr. 1**) odměrnou pipetou 10 ml roztoku kyseliny octové $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ o přibližné koncentraci $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Následně přidáme 50 ml destilované vody, aby bylo zajištěno ponoření měřící části konduktometrické cely.
 - Sestavíme aparaturu pro titraci (**obr. 2**).
 - Přes nálevku naplníme byretu odměrným roztokem $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Před vlastním plněním byretu pečlivě propláchneme destilovanou vodou a následně zbytek vody spláchneme malým množstvím připraveného odměrného roztoku. Důvodem je minimalizace chyby stanovení způsobené pozměněním koncentrace odměrného roztoku destilovanou vodou pocházející z počátečního výplachu byrety.
 - Meniskus, vytvořený hladinou odměrného roztoku, nastavíme na nulovou hodnotu odpuštěním přebytečného množství odměrného roztoku (**obr. 3**).
 - Do titrační baňky s analyzovaným roztokem kyseliny octové vložíme magnetické míchadlo.
 - Nyní do stanovovaného roztoku ponoříme konduktometrickou celu. Dbáme na to, aby byla měřící část celá ponořena do stanovovaného roztoku. Dáváme pozor, aby míchadlo nenaráželo do měřící části konduktometrické cely.
 - Konduktometrickou celu je nezbytné před experimentem kalibrovat. Kalibraci provádíme jednobodově za pomoci roztoků o definované měrné vodivosti.
 - Nyní nastavíme datalogger Vernier nebo program LoggerPro pro sběr dat. Na obrázcích je naznačeno nastavení dataloggeru. Po zapnutí přístroje se objeví základní obrazovka (**obr. 4**). V pravé části displeje, pod ikonami grafu a tabulek, je pole pro nastavení režimu měření. Klikem na toto pole se objeví dialogové okno pro nastavení (**obr. 5**). V horní části dialogového okna je rozbalovací seznam **Režim**, kde je třeba nastavit možnost **Události + hodnoty (Události se vstupy)** (**obr. 6**). Po navolení režimu měření se objeví dialogové okno, v kterém je třeba doplnit informace o veličině, kterou budeme během stanovení manuálně zadávat (**obr. 7 a 8**). Potvrzením **OK** se vrátíme k úvodní obrazovce přístroje. Ještě před měřením lze nastavit parametry grafu; není to však nezbytné, úpravy grafu lze provádět i po ukončení měření.



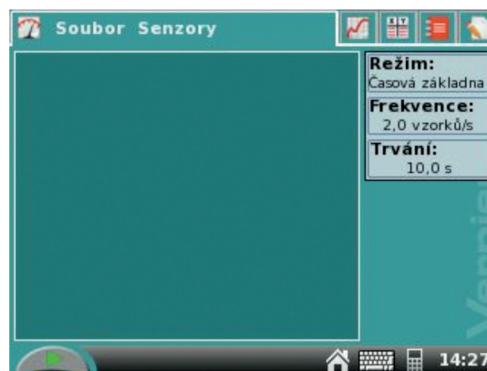
obr. 1



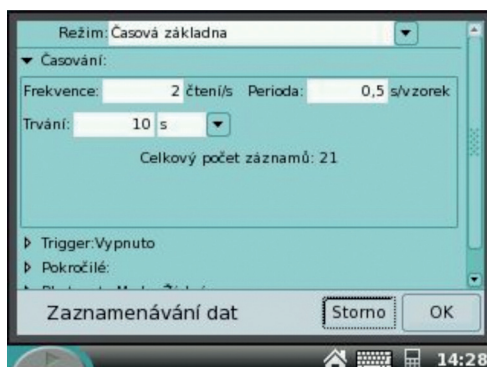
obr. 2



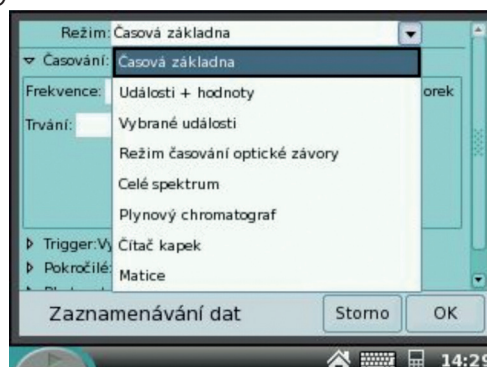
obr. 3



obr. 4



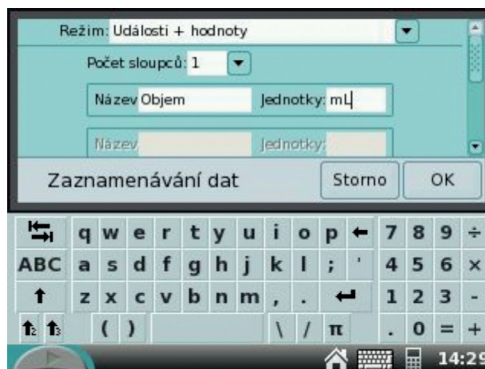
obr. 5



obr. 6



obr. 7

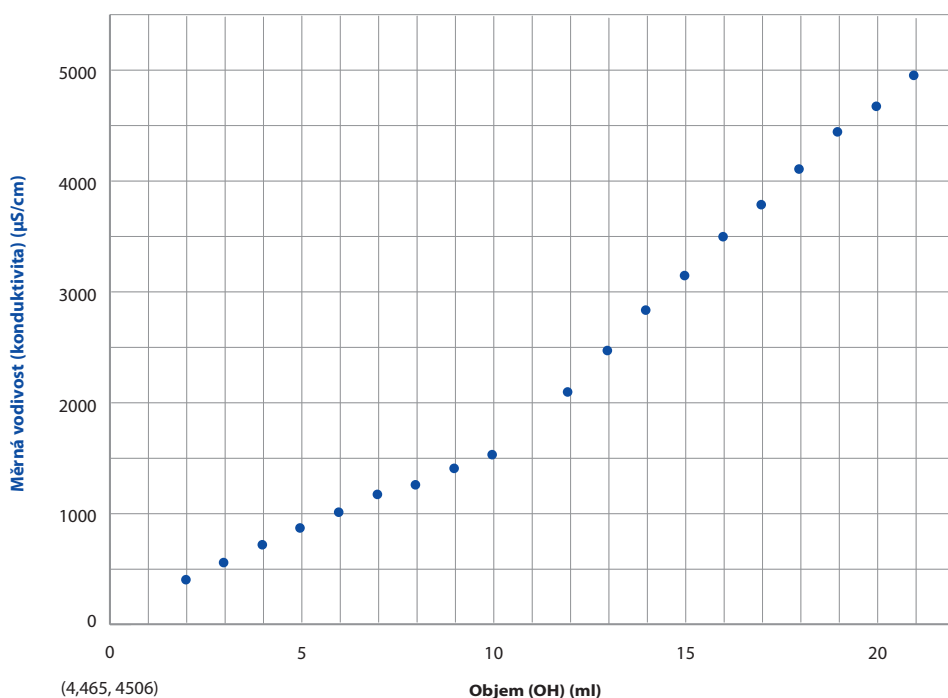


obr. 8

- 9 Nyní začneme vlastní titraci. Otáčky magnetické míchačky nastavíme tak, aby se analyzovaný roztok nerozstříkaval po stěnách titrační baňky, zabráníme tak nežádoucímu zkreslení výsledků měření. Klikem na ikonu **Sběr dat** (zelená šipka na monitoru dataloggeru) zahájíme měření. Současně se zahájením sběru dat se vedle zelené šipky objeví symbol kroužku, příkaz **Zachovat**, který se využívá k manuálnímu zadávání přidaného objemu odměrného roztoku. Během titrace volíme objem přidávaného odměrného roztoku v intervalu 1 – 2 ml. Po každém přidavku je nutné počkat, až se nová hodnota změněného pH ustálí. Klikem na příkaz **Zachovat** se dostaneme do dialogového okna, kde ručně zadáme objem přidávaného odměrného roztoku. Zadanou hodnotu potvrdíme tlačítkem **OK**. Celou operaci opakujeme tak dlouho, až získáme dostatek hodnot pro vykreslení titrační křivky, a to jak před bodem ekvivalence, tak i za ním, aby výsledná titrační křivka byla úplná, s dobře detekovatelným bodem ekvivalence.
- 10 Po naměření dostatečného počtu hodnot ukončíme sběr dat klikem na tlačítko **Ukončit**. Tím je experimentální část měření hotova. Následuje analytická část, v které je třeba zpracovat naměřená data.

Zpracování dat

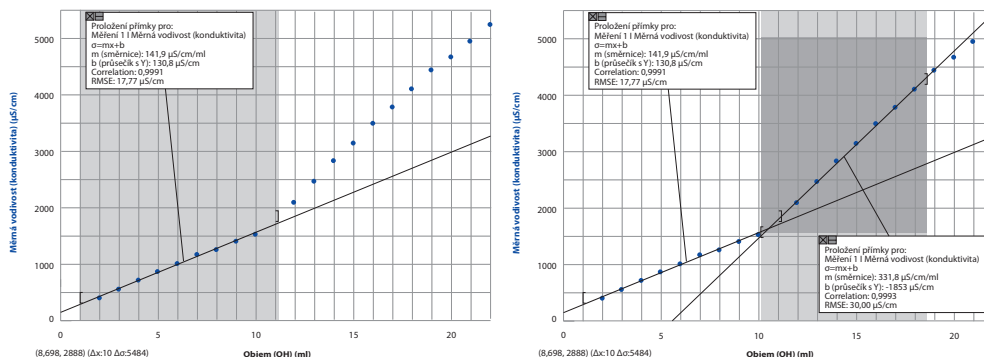
Data je možno zpracovávat s použitím dataloggeru, ale uživatelsky vstřícnější je analýza pomocí programu Logger Pro v počítači. V programu Logger Pro zvolíme **Soubor**→**Prohlížeč souborů v LabQuestu**→**Otevřít**.



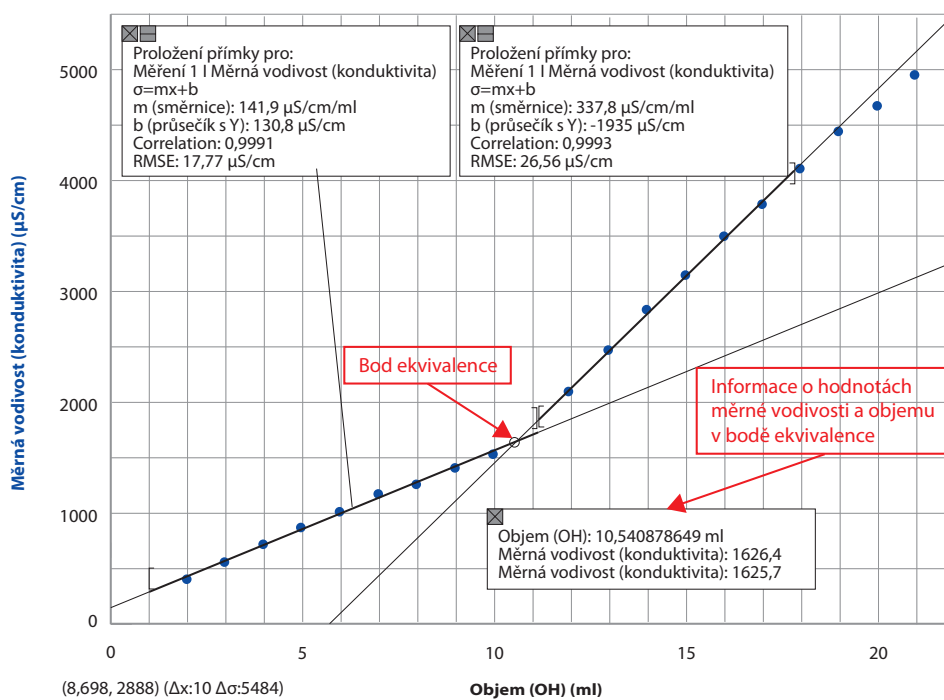
Na předchozím obrázku je zobrazen výsledek sběru dat pomocí dataloggeru LABQUEST ve spolupráci s programem LoggerPro. Z takto naměřených hodnot již lze zjistit $V_{(OH)^-}$ v bodě ekvivalence.

Odměrná analýza – acidobazická titrace

Nejprve je třeba proložit dvěma úseky titrační křivky přímkou v úsecích, kde je závislost změny konduktivity na koncentraci přímo úměrná. Zde je třeba dát si záležet, aby výsledný objem odpovídal co nejvíce realitě. Je dobré využít mezních zarážek [], jejichž tažením lze měnit množství hodnot zahrnutých do výběru (**obr. 1 + obr. 2**).

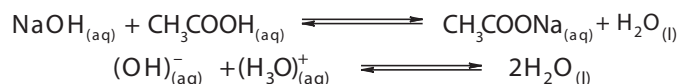


Následně klikneme na tlačítko **Odečet hodnot** na základní liště a v rozbalovacím seznamu **Analyzá** zatrhneme nabídku **Interpolace**, která nám zajistí dopočítávání hodnot i mezi naměřenými hodnotami. Následně pohodlně odečteme $V_{(\text{OH})^-}$ v bodě ekvivalence (**obr. 3**). Z grafu odečtený objem $V_{(\text{OH})^-}$ i měrná vodivost $\sigma_{(\text{aq})}$ v bodě ekvivalence: **$V_{(\text{OH})^-} = 10,541 \text{ ml}$** , **$\sigma = 1625,7 - 1626,4 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$**



Výpočty 1. Přesná koncentrace $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$

Chemická reakce probíhá při jednotkových stechiometrických koeficientech.



V bodě ekvivalence se rovnají látková množství $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})}$ (titrovaný roztok) a $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ (odměrný roztok). Platí tedy následující relace

$$\begin{aligned} n_{(\text{H}_3\text{O}^+)} &= n_{(\text{OH}^-)} \\ c_{(\text{OH}^-)} \cdot V_{(\text{OH}^-)} &= c_{(\text{H}_3\text{O}^+)} \cdot V_{(\text{H}_3\text{O}^+)} \end{aligned}$$

Při znalosti $V(\text{CH}_3\text{COOH})$, který byl titrován, a při známých charakteristikách odměrného roztoku NaOH (molární koncentrace $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a objem $V_{(\text{OH})^- \text{ekv.}}$ odečtený z grafu v bodě ekvivalence) lze snadno určit přesnou koncentraci oxoniového kationu $(\text{H}_3\text{O}^+)_{(\text{aq})}$.

$$c_{(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{c_{(\text{OH}^-)} \cdot V_{(\text{OH}^-)}}{V_{(\text{H}_3\text{O}^+)}}$$

Po dosazení dostaneme hodnotu rovnovážné koncentrace $[(\text{H}_3\text{O}^+)]$:

$$[(\text{H}_3\text{O}^+)] = \frac{0,1 \cdot 10,541}{10} = \underline{\underline{0,1054 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$

Při titraci, v bodě ekvivalence, musí platit, že zreagoval i poslední oxoniový kation $(\text{H}_3\text{O}^+)_{(\text{aq})}$ pocházející z disociace kyseliny octové CH_3COOH . Musí tedy platit následující relace

$$[(\text{H}_3\text{O}^+)] = c_{(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Pro výpočet počáteční koncentrace CH_3COOH lze využít i hodnoty **konduktivity** σ (měrné vodivosti) v bodě ekvivalence.

$$\sigma = \sum [K^+] \cdot |z| \cdot \lambda_{K^+} + \sum [A^-] \cdot |z| \cdot \lambda_{A^-}$$

Pro náš experiment bude tedy platit následující podoba výše uvedeného vztahu

$$\begin{aligned} \sigma &= [(\text{CH}_3\text{COOH})^-] \cdot \lambda_{(\text{CH}_3\text{COOH})^-} + [(\text{Na}^+)] \cdot \lambda_{\text{Na}^+} \\ [(\text{CH}_3\text{COOH})^-] &= \frac{\sigma}{(\lambda_{(\text{CH}_3\text{COOH})^-} + \lambda_{\text{Na}^+})} \end{aligned}$$

Po dosazení:

$$[(\text{CH}_3\text{COOH})^-] = \frac{1626,4 \cdot 10^{-4}}{(40,9 \cdot 10^{-4} + 50,11 \cdot 10^{-4})} = 17,871 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 1,787 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Pro počáteční koncentraci vodného roztoku kyseliny octové platí

$$c_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{[(\text{CH}_3\text{COOH})^-] \cdot V_f}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = \frac{1,787 \cdot 10^{-2} \cdot 70,54 \cdot 10^{-3}}{10 \cdot 10^{-3}} = \underline{\underline{0,126 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$

Odměrná analýza – acidobazická titrace
2. Příprava roztoků pro realizaci experimentu

Výpočet navážky $\text{NaOH}_{(s)}$ pro přípravu odměrného roztoku $\text{NaOH}_{(aq)}$ o molární koncentraci $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a objemu 250 ml.

$$m_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}}$$

Po dosazení:

$$m_{\text{NaOH}} = 0,1 \cdot 0,25 \cdot 40 = 1 \text{ g}$$

(pozn: Vzhledem k nežádoucím reakcím NaOH se vzdušným CO_2 je doporučeno před stanovením standardizovat odměrný roztok.)

Výpočet $V(\text{CH}_3\text{COOH})$, který je třeba odpipetovat pro přípravu roztoku o přibližné koncentraci $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ a objemu 100 ml.

$$V_{(\text{CH}_3\text{COOH})_{99\%}} = \frac{c_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot V_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot M_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{w_{(\text{CH}_3\text{COOH})_{99\%}} \cdot \rho_{(\text{CH}_3\text{COOH})_{99\%}}}$$

Po dosazení:

$$V_{(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{0,1 \cdot 0,1 \cdot 60,05}{0,99 \cdot 1,07} = \underline{\underline{0,57 \text{ mL} \approx 0,6 \text{ mL}}}$$

**Interpretace
titrační
křivky**

Titrační křivka titrace slabé kyseliny octové silnou zásadou má charakteristický tvar. Bod ekvivalence je výrazně méně patrný než u titrace silné kyseliny silnou zásadou. Je jasné patrné, že měrná vodivost (konduktivita) roste jak před, tak i po dosažení bodu ekvivalence. Růst konduktivity před bodem ekvivalence je způsoben dvěma hlavními faktory. Jednak je to nízká míra disociace kyseliny octové a z toho plynoucí nižší koncentrace oxoniového kationu, jehož molární iontová vodivost je v porovnání s jinými ionty výrazně vyšší a také hodnoty vodivosti roztoků jsou v tom důsledku výrazně vyšší. Druhým faktorem je mírně vyšší molární iontová vodivost iontu Na^+ než iontu CH_3COO^- . S průběhem titrace narůstá koncentrace Na^+ iontu a důsledkem je vyšší příspěvek k výsledné vodivosti titrovaného roztoku. Zatímco koncentrace oxoniového kationu víceméně v počátku titrace stagnuje, koncentrace iontů CH_3COO^- a Na^+ s každým přidavkem narůstá a výsledkem je pozvolné zvyšování konduktivity před bodem ekvivalence. Za bodem ekvivalence, s každým dalším přidavkem odměrného roztoku, roste koncentrace hydroxidového anionu. Ten patří taktéž k iontům s nebyvale vysokou hodnotou molární iontové vodivosti. Důsledkem je strmější progresse vodivosti titrovaného roztoku.

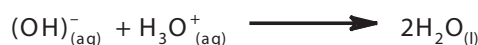
Interpretace jednotlivých úseků titrační křivky:
– t = 0 s

V titrační baňce se nachází pouze vodný roztok kyseliny octové CH_3COOH . Při nízké disociaci této kyseliny se na výsledné vodivosti podílejí pouze ionty $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ a $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$, vzniklé disociací kyseliny octové

$$\sigma = [(\text{H}_3\text{O}^+)] \cdot (\lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + \lambda_{\text{CH}_3\text{COO}^-})$$

– t = před bodem ekvivalence

Se začátkem titrace, tedy s prvním přidavkem odměrného roztoku NaOH z byrety, se spustí neutralizační reakce, která povede ke spotřebě oxoniových iontů (H_3O^+) uvolněných do roztoku disociací kyseliny octové CH_3COOH . Ty reagují s ionty hydroxidovými (OH^-) pocházejícími z odměrného roztoku NaOH .



Oba ionty mají výrazně vyšší hodnoty molární iontové vodivosti než zbývající ionty. Zatímco ionty hydroxidové reagují s ionty oxoniovými pocházejícími z disociace kyseliny octové,

disociací v té chvíli ještě nerozložených molekul kyseliny se generují další oxoniové ionty do titrovaného roztoku. Z odměrného roztoku pocházejí též ionty sodné, jejichž koncentrace tedy roste. S další disociací molekul kyseliny octové také roste koncentrace octanového aniontu CH_3COO^- . Všechny přítomné ionty přispívají k mírnému růstu vodivosti roztoku před bodem ekvivalence.

– t = bod ekvivalence

V okamžiku dosažení bodu ekvivalence dochází ke zreagování i posledního oxoniového kationu v důsledku právě stechiometrického množství přidaných hydroxidových aniontů z byrety. V tom důsledku se v bodě ekvivalence na vodivosti budou podílet octanové anionty a sodné kationty. Nesmíme však zapomenout na hydrolyzu octanového aniontu. Ten pochází ze slabé kyseliny, a bude tedy hydrolyzovat. To znamená, že bude reagovat s molekulami vody za vzniku hydroxidových aniontů $(\text{OH})^-_{(\text{aq})}$, které se tudíž dostávají do roztoku, a budou tedy ovlivňovat výslednou vodivost roztoku v bodu ekvivalence.



– t = za bodem ekvivalence

Vzhledem ke skutečnosti, kdy molární iontová vodivost hydroxidového anionu je výrazně vyšší než běžných iontů, dojde za bodem ekvivalence k výraznějšímu nárůstu hodnot vodivosti, což se projeví výraznějším zlomem v grafu znázorňujícím závislost $\sigma = f(V_{(\text{OH})^-})$. Mohlo by se zdát, že závislost za bodem ekvivalence bude přímo úměrná. Při konstantních přídavcích odměrného roztoku by to bylo i logické. Ta ale platí jen pro nízké molární koncentrace iontů promlouvajících do vodivosti daného roztoku. Postupně se tedy, se zvyšující molární koncentrací iontů v roztoku, od přímé úměrnosti odklání i závislost $\sigma = f(V_{(\text{OH})^-})$.