



Ćwiczenie nr 32

MIARECZKOWANIE KONDUKTOMETRYCZNE

I. Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie przebiegu krzywych miareczkowania konduktometrycznego dla różnych typów układów i analiza ilościowa otrzymanych próbek.

II. Zagadnienia wprowadzające

1. Przewodność elektrolityczna właściwa i molowa elektrolitów, zależność od stężenia.
2. Metody wyznaczania przewodności.
3. Zastosowanie pomiarów przewodności roztworów elektrolitów do wyznaczania wielkości fizykochemicznych.
4. Miareczkowanie konduktometryczne:
 - mocny kwas – mocna zasada,
 - słaby kwas – mocna zasada,
 - słaby kwas – słaba zasada,
 - słaby kwas + mocny kwas – mocna zasada.

Literatura obowiązuja:

1. Praca zbiorowa, *Chemia fizyczna*, PWN, 2001.
2. K. Pigoń i Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna*, PWN, 1993.
3. E. Szyszko, *Instrumentalne metody optyczne*, PZWL, 1982.
4. E. Szymański, *Ćwiczenia laboratoryjne z chemii fizycznej, cz.1*, Wyd. UMCS Lublin, 1991.
5. H.-D. Försterling, H. Kuhn, *Eksperymentalna chemia fizyczna*, PWN, 1976.

III. Część teoretyczna

Zdolność jonów roztworu elektrolitu do przewodzenia prądu możemy określać poprzez **przewodność elektrolityczną**, **przewodność elektrolityczną właściwą** lub **przewodność elektrolityczną molową**.

Przewodność elektrolityczna G elektrolitu jest odwrotnością oporu elektrycznego (R) danego roztworu:

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

Jednostką SI przewodności jest simens [S]; simens jest przewodnością elektryczną próbki o oporze 1Ω ; $S = \Omega^{-1}$.

Przewodność elektrolityczną właściwą κ roztworu elektrolitu definiuje się jako odwrotność oporu właściwego ρ ($\rho = (R \cdot S) / l$) próbki elektrolitu o przekroju S i długości l za pomocą relacji:

$$\kappa = \frac{l}{R \cdot S} \quad (2)$$

Jednostką SI przewodności właściwej jest simens na metr [S/m].

Przewodność elektrolityczna właściwa jest związana z oporem poprzez stosunek $k = l/S$, który jest wielkością stałą zwaną stałą naczynka lub pojemnością oporową:

$$\kappa = \frac{k}{R} = k \cdot G \quad (3)$$

Pomiary przewodności i przewodności właściwej przeprowadza się w specjalnie skonstruowanych naczynkach z dwiema wbudowanymi elektrodami o powierzchni S , umieszczonymi w stałej odległości l . Wyznaczenie przewodności lub przewodności właściwej elektrolitów sprowadza się więc do pomiaru oporu danej próbki po uprzednim określeniu charakterystyki naczynka. Stała naczynka, równa stosunkowi odległości pomiędzy elektrodami do ich powierzchni, charakteryzuje wymiary słupa roztworu elektrolitu pomiędzy dwiema elektrodami. Wyznacza się ją mierząc opór naczynka napełnionego elektrolitem wzorcowym, którego przewodność właściwa została wyznaczona drogą pomiarów bezpośrednich:

$$k = \kappa \cdot R \quad (4)$$

Przewodność elektrolityczną właściwą κ dla badanego elektrolitu można następnie obliczyć z zależności:



$$\kappa = \frac{k}{R} \quad (5)$$

wykorzystując wyznaczoną wartość stałej naczynka k i zmierzone wartości oporu R .

Osobnym typem naczynek są sondy konduktometryczne współpracujące z konduktometrami nowego typu. Mają ściśle określoną, podaną przez producenta, wartość pojemności oporowej. Pomiar z użyciem sondy przeprowadza się zanurzając ją w roztworze elektrolitu.

W przypadku elektrolitów do pomiarów oporu w zasadzie nie można stosować prądu stałego, gdyż powoduje to zmiany składu elektrolitu i zmiany powierzchni elektrod (polaryzacja elektrod). Przy zastosowaniu prądu zmiennego należy wyeliminować opory pozorne w obwodzie prądu.

Przewodność elektrolityczna właściwa jest zależna zarówno od stężenia jonów jak i od prędkości ich poruszania się w polu elektrycznym. Uwzględniając istnienie w roztworze elektrolitu zarówno jonów dodatnich jak i ujemnych możemy wyrazić przewodność właściwą za pomocą następującej relacji (zobacz także ćw. nr 30):

$$\kappa = F \cdot (c_+ \cdot z_+ \cdot u_+ + c_- \cdot |z_-| \cdot u_-) = F \cdot c \cdot (\alpha_+ \cdot z_+ \cdot u_+ + \alpha_- \cdot |z_-| \cdot u_-) \quad (6)$$

gdzie: F – stała Faradaya, c – stężenie molowe elektrolitu, c_+ i c_- – stężenia kationu i anionu, $c_+ = \alpha_+ \cdot c$, $c_- = \alpha_- \cdot c$, z_+ i z_- – wartościowości kationu i anionu, u_+ i u_- – ruchliwości kationu i anionu [$\text{m}^2/(\text{V s})$], α – stopień dysocjacji.

Z warunku elektrobojętności:

$$\alpha_+ \cdot z_+ = \alpha_- \cdot |z_-|$$

$$\kappa = F \cdot c \cdot \alpha_+ \cdot z_+ \cdot (u_+ + u_-) = F \cdot c \cdot \alpha_- \cdot |z_-| \cdot (u_+ + u_-) \quad (7)$$

gdzie: c_+ i c_- – stężenia kationu i anionu, $c_+ = \alpha_+ \cdot c$, $c_- = \alpha_- \cdot c$.

Uwaga: w przypadku jonów ujemnych nie uwzględnia się ich znaków.

Wyznaczenie przewodności właściwej elektrolitów sprowadza się do pomiaru oporu właściwego danej próbki przy zastosowaniu wykalibrowanych naczynek. Dla danego naczynka stosunek l/S jest wielkością stałą zwaną stałą naczynka lub pojemnością oporową. Wyznacza się ją mierząc opór naczynka napełnionego elektrolitem wzorcowym, którego przewodność właściwa została wyznaczona drogą pomiarów bezpośrednich. W przypadku elektrolitów do pomiarów oporu w zasadzie nie można stosować prądu stałego, gdyż powoduje to zmiany składu elektrolitu i powierzchni elektrod (polaryzacja elektrod). Przy zastosowaniu prądu zmiennego należy wyeliminować opory pozorne w obwodzie prądu.

Krzywe zależności przewodności właściwej od stężenia elektrolitu mają charakterystyczny przebieg. W obszarze niskich stężeń obserwuje się wzrost przewodności właściwej związany z przyrostem liczby jonów w jednostce objętości roztworu wraz ze wzrostem stężenia. W obszarze wyższych stężeń wzrost oddziaływań między jonami, zmniejszający ich ruchliwość, oraz zmniejszenie stopnia



dysocjacji prowadzi do obniżenia wzrostu lub nawet do spadku przewodności właściwej.

Do analizy właściwości przewodników elektrolitycznych stosuje się też pojęcie **przewodności molowej**:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c} \quad (8)$$

którą definiuje się jako przewodność elektrolitu umieszczonego pomiędzy dwiema elektrodami odległymi o 1m o powierzchni przekroju S takiej, by zmieściła się pomiędzy nimi objętość roztworu zawierającego 1 mol elektrolitu. Jednostką SI przewodności molowej jest $[S \cdot m^2 / mol]$. Przewodność molowa charakteryzuje, więc zdolność 1 mola elektrolitu do przewodzenia prądu elektrycznego.

Przewodność molowa przy danym stężeniu jest proporcjonalna do stopnia dysocjacji i odpowiadającej temu stężeniu sumy ruchliwości jonowych:

$$\Lambda_m = F \cdot \alpha_- \cdot |z_-| (u_+ \cdot u_-) = F \cdot \alpha_+ \cdot z_+ (u_+ \cdot u_-) \quad (9)$$

$$\Lambda_m = \alpha_- \cdot |z_-| \lambda_- + \alpha_+ \cdot z_+ \cdot \lambda_+ \quad (10)$$

gdzie: $\lambda_+ = F \cdot u_+$ i $\lambda_- = F \cdot u_-$ – molowe przewodności anionu i kationu.

Wielkości te zależą od stężenia roztworu i w pewnym stopniu od rodzaju drugiego jonu. Wielkości przewodności molowych jonów są na ogół zbliżone, co świadczy o podobieństwie ich ruchliwości, niezależnie od budowy i wartościowości. Znacznie większą przewodność wykazują jony H^+ i OH^- , co jest związane z innym mechanizmem ich poruszania się w roztworze.

Krzywe zależności przewodności molowej od stężenia wykazują odmienny przebieg dla elektrolitów mocnych i słabych. W obszarze niskich stężeń dla obu grup elektrolitów obserwuje się monotoniczny spadek przewodności molowej ze stężeniem, jednak jest on znacznie szybszy dla elektrolitów słabych. W przypadku tych elektrolitów wartość przewodności spada do niskich wartości już w roztworach średnio stężonych. Tłumaczy się to zmniejszaniem stopnia dysocjacji ze wzrostem stężenia. Wpływ wzrostu stężenia roztworów silnych elektrolitów na spadek wartości przewodności jest znacznie słabszy. W obszarze wysokich stężeń wartość przewodności dla tego typu elektrolitów pozostaje na znaczącym poziomie, ze względu na to, że mocne elektrolity są w roztworze praktycznie całkowicie zdysocjowane.

Pomiary przewodnictwa roztworów elektrolitów są stosowane do wyznaczania różnych wielkości fizykochemicznych oraz do celów analitycznych.



III. 1. Wyznaczanie stopnia i stałej równowagi reakcji dysocjacji

Według Arrheniusa stopień dysocjacji elektrolitu zgodnie z prawem działania mas zmniejsza się wraz ze wzrostem stężenia roztworu. Zakładał on, że zależność przewodności od stężenia wywołana jest jedynie zmianą stopnia dysocjacji i zaproponował metodę wyznaczania stopnia dysocjacji opartą o następującą zależność pomiędzy przewodnością molową w roztworze o danym stężeniu (Λ_m) i w roztworze nieskończenie rozcieńczonym (Λ_m^0) a stopniem dysocjacji (α):

$$\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda_m^0} \quad (11)$$

Zależność tę oparto na założeniu, że ruchliwości jonów są niezależne od stężenia.

Stosując prawo działania mas do reakcji dysocjacji słabego kwasu $HA \leftrightarrow H^+ + A^-$ Ostwald zdefiniował stałą równowagi K , którą można zapisać następująco:

$$K = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha} \quad (12)$$

Przyjmując postulat Arrheniusa otrzymamy **prawo rozcieńczeń Ostwalda**:

$$K = \frac{\Lambda_m^2 c}{\Lambda_m^0 (\Lambda_m^0 - \Lambda_m)} \quad (13)$$

Równanie (12) często jest również znane jako prawo rozcieńczeń Ostwalda. Zależność (13) to najprostsza doświadczalna metoda wyznaczania stałych równowagi reakcji dysocjacji. Pozwala ona na sprawdzenie słuszności założeń klasycznej teorii dysocjacji elektrolitycznej. Według tej teorii wyrażenie (13) powinno być niezależne od stężenia. U podstaw prawa rozcieńczeń Ostwalda leży założenie o niezależności ruchliwości jonów od stężenia oraz założenie o słuszności opisu równowag jonowych za pomocą prawa działania mas.

III. 2. Wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności

Prawo iloczynu rozpuszczalności mówi o stałości iloczynu stężeń jonów w roztworze nasyconym soli trudno rozpuszczalnej. Dla soli jednowartościowych dysocjujących całkowicie, możemy napisać:

$$[M^+][X^-] = L_{MX} = \text{const} \cong c_r^2 \quad (14)$$

gdzie c_r – stężenie roztworu nasyconego.



Stężenie roztworu nasyconego można wyznaczyć z pomiarów przewodności właściwej. Przewodność właściwą nasyconego roztworu soli trudno rozpuszczalnej, ze względu na niskie stężenie, możemy wyrazić następującą zależnością:

$$\kappa = c_r \cdot (\lambda_+^0 + \lambda_-^0) \quad (15)$$

Stąd:

$$L = \left(\frac{\kappa}{\lambda_+^0 + \lambda_-^0} \right)^2 \quad (16)$$

Wartość przewodności właściwej w równaniach (15) i (16) to wartość przewodności właściwej nasyconego roztworu soli w wodzie (κ_{MX}) pomniejszona o wartość przewodności właściwej wody użytej do rozpuszczenia soli (κ_{H_2O}):

$$\kappa = \kappa_{MX} - \kappa_{H_2O} \quad (17)$$

Metodę tę można zastosować do wyznaczania iloczynu rozpuszczalności soli niezbyt trudnorozpuszczalnych, gdyż przy małych wartościach różnicy ($\kappa_{MX} - \kappa_{H_2O}$) błąd oznaczenia staje się zbyt duży.

III.3. Wyznaczanie iloczynu jonowego wody

Iloczyn jonowy wody można wyznaczyć również przez pomiar jej przewodności właściwej:

$$K_w = a_{H_3O^+} a_{OH^-} = c_{H_3O^+} c_{OH^-} \cdot \gamma^2 \cong c_{H_3O^+}^2 \cong \left(\frac{\kappa_{H_2O}}{\lambda_{H_3O^+}^0 + \lambda_{OH^-}^0} \right)^2 \quad (18)$$

gdzie $a_{H_3O^+}$, a_{OH^-} – aktywności jonu hydroniowego i hydroksylowego.

Do pomiarów iloczynu jonowego wody należy używać wody o bardzo wysokim stopniu czystości, gdyż obecność innych jonów zmienia znacząco wartość przewodności.

III. 4. Miareczkowanie konduktometryczne

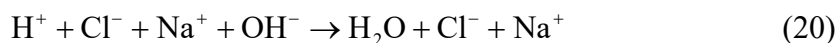
Miareczkowanie konduktometryczne jest metodą analityczną opartą na badaniu zmian przewodności elektrolitu w miarę dodawania odczynnika miareczkującego do wyznaczania punktu równoważnikowego. Zmiany przewodności elektrolitu związane są ze zmianami stężenia jonów w roztworze lub zastępowaniem ich jonami o innej ruchliwości.



Rozważmy proces miareczkowania roztworu mocnego kwasu (HCl o stężeniu c_{HCl}) za pomocą mocnej zasady (NaOH o stężeniu c_{NaOH}). Przewodność właściwa wyjściowego roztworu HCl wynosi:

$$\kappa_0 = F \cdot c_{\text{HCl}} (u_{\text{H}^+} + u_{\text{Cl}^-}) \quad (19)$$

Po dodaniu NaOH w roztworze przebiega reakcja zastępowania jonów H^+ jonami Na^+ :



co powoduje zmianę przewodności właściwej roztworu:

$$\kappa = F \cdot u_{\text{Cl}^-} \cdot c_{\text{HCl}} + F \cdot u_{\text{H}^+} \left(c_{\text{HCl}} - \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} \right) + F \cdot u_{\text{Na}^+} \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} \quad (21)$$

gdzie: V_{HCl} – objętość wyjściowego roztworu kwasu, V_{NaOH} – objętość dodanego roztworu zasady.

Z równań (19) i (21) otrzymamy:

$$\kappa = \kappa_0 + F \cdot (u_{\text{Na}^+} - u_{\text{H}^+}) \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} \quad (22)$$

Powyższe zależności pozostają słuszne, gdy objętość roztworu nie zmienia się znacząco w trakcie miareczkowania. W praktyce można to zrealizować stosując znacznie wyższe stężenia titranta aniżeli roztworu miareczkowanego.

Z zależności (22) można wnioskować, że przewodność właściwa roztworu mocnego kwasu miareczkowanego silną zasadą zmienia się liniowo w miarę dodawania kolejnych porcji titranta. Spadek przewodności w analizowanym układzie wynika z mniejszej ruchliwości jonów Na^+ w porównaniu z jonami H^+ . Po osiągnięciu punktu równoważnikowego przewodność zaczyna liniowo rosnąć, ale wzrost ten jest słabszy, aniżeli spadek w pierwszym etapie miareczkowania. O przewodności analizowanego roztworu elektrolitu decyduje teraz obecność jonów Na^+ , Cl^- i OH^- . Możemy, więc zapisać:

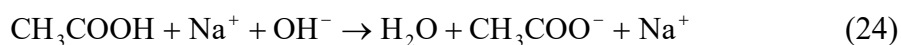
$$\begin{aligned} \kappa &= F \cdot u_{\text{Cl}^-} \cdot c_{\text{HCl}} + F \cdot u_{\text{OH}^-} \left(\frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} - c_{\text{HCl}} \right) + F \cdot u_{\text{Na}^+} \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} = \\ &= F(u_{\text{Cl}^-} - u_{\text{OH}^-}) \cdot c_{\text{HCl}} + F(u_{\text{Na}^+} + u_{\text{OH}^-}) \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}} c_{\text{NaOH}} \end{aligned} \quad (23)$$

Przewodność właściwa roztworu jest dalej liniową funkcją objętości dodawanego roztworu titrantu, ale współczynnik kierunkowy prostej jest inny, gdyż $(u_{\text{H}^+} - u_{\text{Na}^+}) > (u_{\text{Na}^+} + u_{\text{OH}^-})$.

W przypadku miareczkowania roztworu słabego kwasu (CH_3COOH o stężeniu $c_{\text{CH}_3\text{COOH}}$) za pomocą mocnej zasady (NaOH o stężeniu c_{NaOH}) początkowo



obserwuje się niewielką przewodność właściwą roztworu wyjściowego CH_3COOH , ze względu na niski stopień jego dysocjacji. Po dodaniu NaOH w roztworze pojawia się równoważna liczba jonów octanowych:



O wielkości przewodnictwa decyduje teraz stężenie jonów Na^+ i CH_3COO^- :

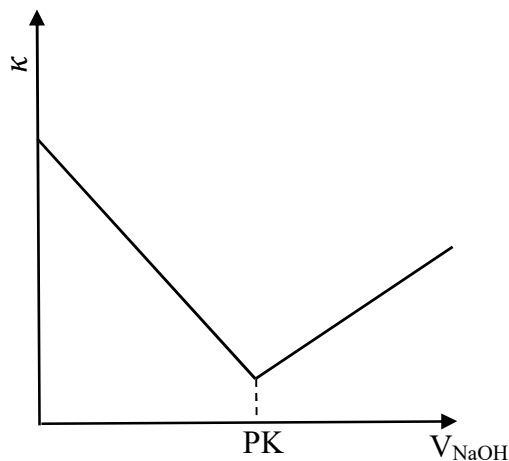
$$\kappa = F \cdot (u_{\text{Na}^+} + u_{\text{CH}_3\text{COO}^-}) \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} c_{\text{NaOH}} \quad (25)$$

Przewodność roztworu jest wprost proporcjonalna do objętości dodanego titrantu.

Po osiągnięciu punktu równoważnikowego przewodność dalej rośnie liniowo, ale wzrost ten jest silniejszy, aniżeli obserwowany w pierwszym etapie miareczkowania. O przewodności analizowanego roztworu elektrolitu decyduje teraz obecność jonów Na^+ , CH_3COO^- i OH^- . Możemy, więc zapisać:

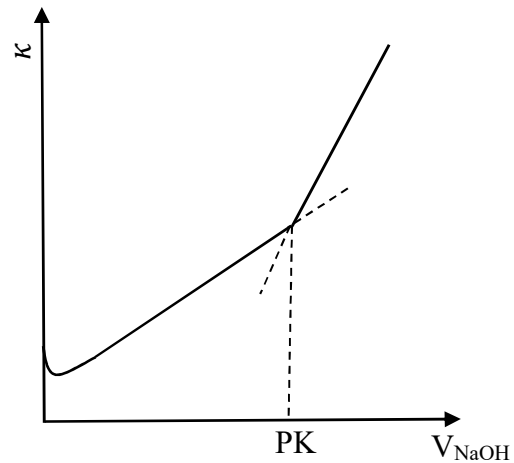
$$\kappa = F \cdot c_{\text{CH}_3\text{COOH}} (u_{\text{CH}_3\text{COO}^-} - u_{\text{OH}^-}) + F(u_{\text{Na}^+} + u_{\text{OH}^-}) \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{CH}_3\text{COOH}}} c_{\text{NaOH}} \quad (26)$$

Szybszy wzrost przewodności wraz z ilością dodawanego titrantu po przekroczeniu punktu równoważnikowego jest wynikiem pojawienia się w roztworze jonów OH^- , które mają większą ruchliwość, aniżeli jony CH_3COO^- .

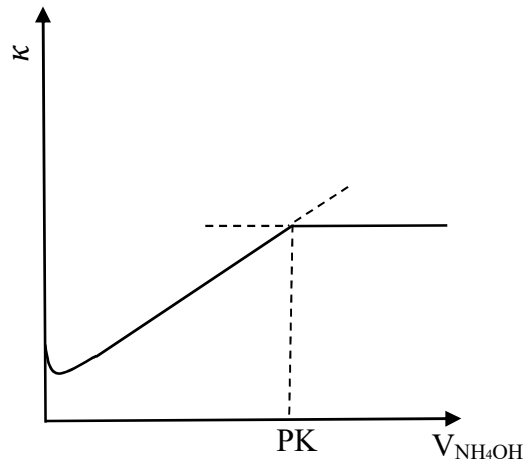


Rys. 1. Krzywa miareczkowania konduktometrycznego HCl za pomocą NaOH .

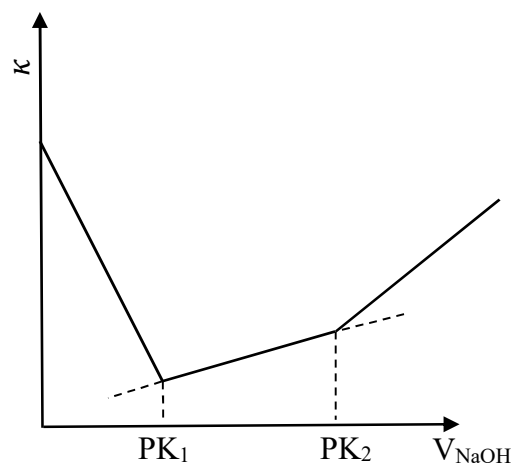




Rys. 2. Krzywa miareczkowania konduktometrycznego CH_3COOH za pomocą NaOH .



Rys. 3. Krzywa miareczkowania konduktometrycznego CH_3COOH za pomocą NH_4OH .



Rys. 4. Krzywa miareczkowania konduktometrycznego mieszaniny kwasów (HCl i CH_3COOH) za pomocą NaOH .



IV Część doświadczalna

A. Aparatura i odczynniki

1. Aparatura:

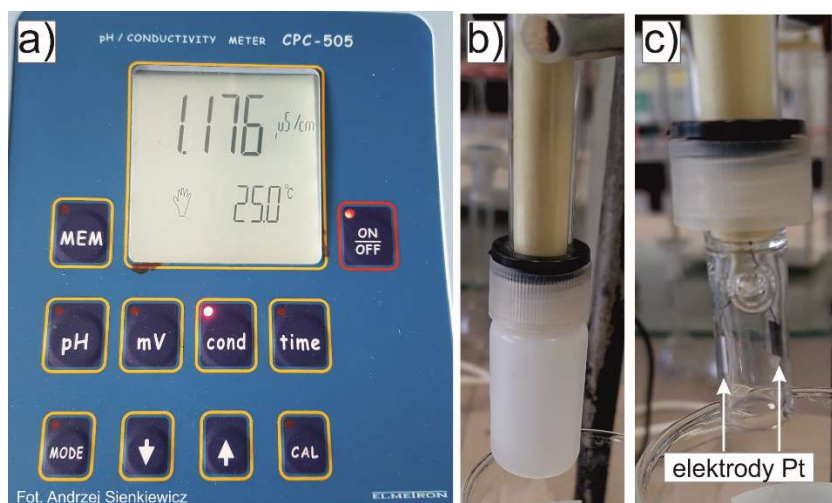
- konduktometr cyfrowy CPC-505,
- sonda pomiarowa,
- mieszadło magnetyczne,
- biureta 50 cm³,
- kolba miarowa 50 cm³
- pipety miarowe 25 cm³,
- pipety miarowe 10 cm³,
- zlewka o poj. 100 cm³,
- tryskawka.

2. Odczynniki:

- roztwór NaOH o stężeniu 0,1 mol/ dm³ (0,1 M NaOH),
- roztwór HCl o stężeniu 0,1 mol/ dm³ (0,1 M HCl),
- roztwór CH₃COOH o stężeniu 0,1 mol/ dm³ (0,1 M CH₃COOH),
- roztwór NH₄OH o stężeniu 0,1 mol/ dm³ (0,1 M NH₄OH),
- roztwór C₂O₄H₂ o stężeniu 0,1 mol/ dm³ (0,1 M C₂O₄H₂).

B. Przygotowanie zestawu pomiarowego

Podłączyć konduktometr i mieszadło magnetyczne do sieci. Włączyć konduktometr przyciskiem ON/OFF (obok wyświetlacza – rys. 5a).

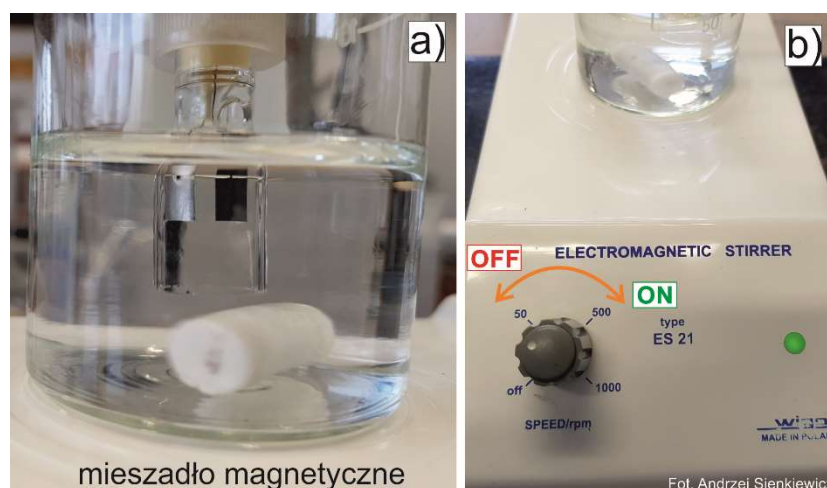


Rys. 5. Zdjęcie panelu przedniego konduktometru (a) oraz elektrody konduktometrycznej (b i c). Jeżeli do konduktometru nie jest podłączona termopara, wyświetlacz nie wskazuje temperatury układu pomiarowego.



Ostrożnie odkręcić białe naczynko, w którym przechowywana jest elektroda konduktometryczna (rys. 5b). Opłukać wodą destylowaną z tryskawki elektrody platynowe konduktometru i osuszyć ręcznikiem papierowym elektrodę poprzez przyłożenie ręcznika do zewnętrznej szklanej części elektrody. Nie należy ręcznika papierowego wciskać w środek elektrody, pomiędzy blaszki platynowe. Mieszadełko (tzw. dipol) opłukać wodą destylowaną, osuszyć ręcznikiem papierowym i umieścić w naczynku do miareczkowania. Napełnić biuretę odpowiednim roztworem miareczkującym (tzw. titrantem, patrz tabela 1).

Próbkę roztworu do miareczkowania (patrz tabela 1) w ilości określonej przez osobę prowadzącą zajęcia (najczęściej od 10 ml do 30 ml) odmierzyć do naczynia, w którym będzie przeprowadzane miareczkowanie. Zanurzyć elektrodę konduktometru i czujnik temperatury w miareczkowanym roztworze. Ścianki elektrody nie mogą dotykać ścianek naczynia do miareczkowania. Objętość roztworu miareczkowanego powinna umożliwiać swobodne obroty mieszadełka z jednoczesnym pełnym zanurzeniem blaszek platynowych (jak na rys. 6a). Jeżeli odmierzona objętość roztworu nie pozwala na wyżej wskazane zanurzenie elektrod, należy skonsultować ten fakt z osobą prowadzącą zajęcia. Niedopuszczalne jest by mieszadełko podczas pracy uderzało w zanurzoną elektrodę!



Rys. 6. Zdjęcie przedstawiające prawidłowe przygotowanie zestawu do miareczkowania konduktometrycznego (a). Panel sterujący mieszadła magnetycznego (b).

Po upewnieniu się, że mieszadełko nie będzie uderzać w elektrodę, uruchomić mieszadło magnetyczne przekręcając zgodnie z ruchem wskazówek zegara pokrętko SPEED (rys. 6b). Wartość obrotów mieszadełka ustawić poniżej 500 rpm (korzystnie ~50 rpm). Przed dodaniem pierwszej porcji titranta z biurety należy odczekać kilka minut. Do badanego roztworu dodawać niewielkimi porcjami ($0,5 \text{ cm}^3$) roztwór miareczkujący. Po dodaniu każdej porcji odczekać chwilę do ustabilizowania się wyświetlanej wartości przewodności (rys. 5a). Odczytać i zanotować wartość przewodności roztworu. Wynik pomiaru stanowi konduktancję roztworu w jego



aktualnej temperaturze. Miareczkowanie należy zakończyć po uzyskaniu zmiany w przewodności odpowiadającej badanemu układowi (zgodnie z kształtem krzywych na rys. 1, 2, 3 lub 4). Najczęściej miareczkowanie kończy się po dodaniu od 10 ml do 40 ml titranta, oczywiście jego ilość zależy od objętości próbki zleconej do miareczkowania przez osobę prowadzącą ćwiczenia. Po zakończonym miareczkowaniu należy uzupełnić lub wymienić titrant w biurecie. Opłukać wodą destylowaną i osuszyć elektrodę konduktometryczną, mieszadełko i naczynie do miareczkowania. Odmierzyć kolejny roztwór do miareczkowania (tabela 1).

C. Miareczkowanie konduktometryczne badanych układów

Przeprowadzić miareczkowanie konduktometryczne układów wskazanych przez osobę prowadzącą zajęcia zgodnie z tabelą 1.

Tabela 1. Miareczkowanie konduktometryczne. Próbkę roztworu podaną przez osobę prowadzącą ćwiczenia rozcieńczyć wodą destylowaną do odpowiedniej objętości zależnej od pojemności naczynka.

Lp.	Roztwór miareczkowany	Roztwór miareczkujący (titrant)
1.	0,1 M HCl	0,1 M NaOH
2.	0,1 M CH ₃ COOH	0,1 M NaOH
3.	0,1 M CH ₃ COOH	0,1 M NH ₄ OH
4.	0,1 M C ₂ O ₄ H ₂	0,1 M NH ₄ OH
5.	mieszanina 0,1 M HCl i 0,1 M CH ₃ COOH	0,1 M NaOH

Po zakończeniu wszystkich pomiarów należy:

- 1) wyłączyć mieszadło magnetyczne przekręcając pokrętkę SPEED (rys. 6b) maksymalnie w lewo.
- 2) elektrodę konduktometryczną – opłukać obficie wodą destylowaną i zamknąć w naczynku z tworzywa sztucznego.
- 3) biuretę co najmniej dwukrotnie opłukać wodą destylowaną i napełnić ją wodą destylowaną powyżej skali (na biurecie)
- 4) mieszadełko i naczynko do pomiarów przepłukać wodą destylowaną i odstawić na bibułę lub ręcznik papierowy celem wyschnięcia.
- 5) konduktometr wyłączyć przyciskiem ON/OFF.



D. Przedstawienie wyników pomiarów

Wyniki pomiarów przedstawić w tabeli 2.

Tabela 2. Miareczkowanie konduktometryczne.

HCl / NaOH		CH ₃ COOH / NaOH		C ₂ O ₄ H ₂ / NH ₄ OH		HCl + CH ₃ COOH / NaOH	
<i>V</i> [cm ³]	<i>R</i> ⁻¹ [mS]	<i>V</i> [cm ³]	<i>R</i> ⁻¹ [mS]	<i>V</i> [cm ³]	<i>R</i> ⁻¹ [mS]	<i>V</i> [cm ³]	<i>R</i> ⁻¹ [mS]
0							
0,5							
1,0							
1,5							
2,0							
(...)							

E. Opracowanie wyników

1. Sporządzić wykres zależności przewodności od objętości dodawanego odczynnika miareczkującego $R^{-1} = f(V)$.
2. Wyznaczyć zawartość (liczbę moli oraz masę) substancji miareczkowanej biorąc za podstawę punkt równoważnikowy danego miareczkowania.

