

## Ćwiczenie nr 30

# LICZBY PRZENOSZENIA ELEKTROLITÓW

## I. Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie liczb przenoszenia dla jonów wodoru i jonów chlorkowych w roztworze HCl metodą Hittorfa.

## II. Zagadnienia wprowadzające

1. Przewodność elektrolityczna właściwa i molowa.
2. Liczby przenoszenia i ruchliwości jonów.
3. Zależność liczb przenoszenia od stężenia i temperatury.
4. Metody pomiaru liczb przenoszenia: metoda Hittorfa i metoda ruchomej granicy
5. Metody pomiaru ładunku elektrycznego przepływającego przez obwód podczas elektrolizy.

### Literatura obowiązuująca:

1. Praca zbiorowa, *Chemia fizyczna*, PWN, 2001.
2. K. Pigoń i Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna*, PWN, 1993.
3. P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, PWN, 2001.
4. P.W. Atkins, *Podstawy chemii fizycznej*, PWN, 1999.
5. P.W. Atkins, *Chemia. Przewodnik po chemii fizycznej*, PWN, 1997.
6. E. Szymański, *Ćwiczenia laboratoryjne z chemii fizycznej*, cz.1, Wyd. UMCS Lublin, 1997.

### III. Część teoretyczna

Przepływ prądu elektrycznego w środowisku materialnym polega na transporcie ładunku elektrycznego, którego nośnikami mogą być elektrony lub jony. Ze względu na mechanizm przewodzenia prądu przewodniki dzielimy na **przewodniki elektronowe** lub **metaliczne** (metale, półprzewodniki, nadprzewodniki) oraz **przewodniki jonowe** lub **elektrolityczne**. Typowymi przewodnikami jonowymi są roztwory soli, kwasów i zasad, sole w stanie stopionym lub stałym.

W przypadku przewodników elektrolitycznych przepływ prądu jest związany z ruchem jonów. Powoduje to zmiany chemiczne i zmiany stężeń elektrolitów przewodzących. Elektrolity są z reguły znacznie gorszymi przewodnikami elektryczności niż metale. Ich przewodność właściwa wykazuje wartości mniejsze niż 100 S/m, podczas gdy najlepsze przewodniki metaliczne charakteryzuje przewodność rzędu  $10^6 - 10^8$  S/m. Z wzrostem temperatury opór właściwy elektrolitów na ogół maleje. Wielkość przewodności roztworów elektrolitów zależy od ich stężenia, temperatury, charakteru chemicznego substancji rozpuszczonej (zdolności do dysocjacji na jony) i rodzaju rozpuszczalnika (zdolności do tworzenia solwatów z powstałymi jonami oraz wartości przenikalności elektrycznej).

Przepływowi prądu przez roztwór elektrolitu (przewodnik elektrolityczny) towarzyszą przemiany chemiczne zachodzące na powierzchniach styku dwu rodzajów przewodników (rozładowanie i wydzielanie jonów na elektrodach, reakcje wtórne z elektrodą lub rozpuszczalnikiem) oraz zmiany stężenia elektrolitu w przestrzeniach przyelektrodowych. Procesy chemiczne przebiegające w analizowanych układach zależą od właściwości chemicznych elektrod metalicznych, składników roztworu oraz różnicy potencjału między elektrodami.

Rozważmy roztwór elektrolitu umieszczonego w rurce o długości  $l$  i polu przekroju  $S$ , na końcach której umieszczono dwie elektrody i przyłożono do nich napięcie  $U$ . Jony roztworu będą się poruszać w wytworzonym polu elektrycznym o natężeniu  $E = U/l$  ruchem jednostajnym po ustaleniu się równowagi pomiędzy:

- **siłą oddziaływania pola elektrycznego**  $F_e$  na ładunek jonu ( $q = z \cdot e$ ):

$$F_e = z \cdot e \cdot E \quad (1)$$

gdzie:  $z$  – wartościowość jonu,  $e$  – elektryczny ładunek elementarny,

- oraz **siłą tarcia ośrodka**  $F_s$ , skierowaną przeciwnie (prawo Stokesa):

$$F_s = 6\pi \cdot \eta \cdot r \cdot v \quad (2)$$

gdzie:  $\eta$  – lepkość rozpuszczalnika,  $r$  – promień jonu traktowanego jako kula,  $v$  – prędkość poruszania się jonu.

W stanie równowagi  $F_e = F_s$  stąd:

$$v = \frac{z \cdot e \cdot E}{6\pi \cdot \eta \cdot r} = u \cdot E \quad (3)$$

Prędkość ( $v$ ) poruszania się jonu jest więc proporcjonalna do natężenia przyłożonego pola elektrycznego. Współczynnik proporcjonalności  $u$  [ $\text{m}^2/(\text{Vs})$ ], zwany ruchliwością jonu, zależy od rodzaju jonu i rozpuszczalnika. **Ruchliwość jonu** można zdefiniować jako prędkość jego poruszania się ( $v$  [ $\text{m/s}$ ]) w polu elektrycznym o natężeniu 1 V/m. Ze wzrostem temperatury ruchliwość jonu rośnie jako wynik zmniejszania się lepkości rozpuszczalnika.

Natężenie prądu ( $I$ ) przepływającego przez roztwór elektrolitu w wyniku wędrówki jonów o ładunku  $dQ$  w jednostce czasu  $dt$  wynosi:

$$I = \frac{dQ}{dt} \quad (4)$$

Przez jednostkę objętości  $Sdx$  naczynia o przekroju poprzecznym  $S$  w czasie  $dt$  przepłyną jony o ładunku  $dQ$ :

$$dQ = z \cdot e \cdot n \cdot Sdx = z \cdot e \cdot n \cdot S \cdot vdt = z \cdot e \cdot c \cdot \alpha \cdot N_a \cdot S \cdot vdt \quad (5)$$

gdzie:  $n = c \cdot \alpha \cdot N_a$  – liczba jonów w jednostce objętości roztworu,  $c$  – stężenie molowe,  $N_a$  – liczba Avogadra,  $\alpha$  – stopień dysocjacji,  $dx = vdt$ .

Stąd, natężenie prądu przepływającego przez naczynie o podanych wymiarach jest równe:

$$I = N_a \cdot e \cdot \alpha \cdot c \cdot z \cdot u \cdot \frac{S}{l} \cdot U = F \cdot c \cdot \alpha \cdot z \cdot u \cdot \frac{S}{l} \cdot U = \kappa \cdot \frac{S}{l} \cdot U = \kappa \cdot S \cdot E \quad (6)$$

gdzie:  $F$  – stała Faradaya,  $\kappa$  – przewodność elektrolityczna właściwa.

Natężenie prądu przepływającego w roztworze elektrolitu jest proporcjonalne do stężenia ładunku i ruchliwości jonów oraz zależne od wymiarów naczynia (jego długości i przekroju).

**Przewodność elektrolityczna właściwa**  $\kappa = F \cdot c \cdot \alpha \cdot z \cdot u$  roztworu elektrolitu jest miarą zdolności jego jonów do przewodzenia prądu elektrycznego. Jest ona zależna zarówno od stężenia jonów jak i od prędkości ich poruszania się w polu elektrycznym. Definiuje się ją jako odwrotność oporu właściwego próbki elektrolitu o przekroju  $S$  i długości  $l$  za pomocą relacji:

$$\kappa = \frac{l}{R \cdot S} \quad (7)$$

Jednostką SI przewodności właściwej jest simens na metr [ $\text{S/m}$ ], gdzie  $\text{S} = \Omega^{-1}$ .

Uwzględniając istnienie w roztworze elektrolitu zarówno jonów dodatnich jak i ujemnych rozszerzymy definicję przewodności właściwej:

$$\kappa = F \cdot (c_+ \cdot z_+ \cdot u_+ + c_- \cdot |z_-| \cdot u_-) = F \cdot c \cdot (\alpha_+ \cdot z_+ \cdot u_+ + \alpha_- \cdot |z_-| \cdot u_-) \quad (8)$$

Z warunku elektroobojętności:

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

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

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.

Oprócz pojęcia przewodności właściwej do analizy właściwości przewodników elektrolitycznych stosuje się pojęcie **przewodności molowej**:

$$\Lambda_m = \frac{\kappa}{c} \quad (10)$$

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  $[\text{Sm}^2/\text{mol}]$ . Przewodność molowa charakteryzuje zdolność 1 mola elektrolitu do przewodzenia prądu elektrycznego.

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

$$\Lambda_m = F \cdot \alpha_- \cdot |z_-| (u_+ + u_-) = F \cdot \alpha_+ \cdot z_+ (u_+ + u_-) \quad (11)$$

$$\Lambda_m = \alpha_- \cdot |z_-| \lambda_- + \alpha_+ \cdot z_+ \cdot \lambda_+ \quad (12)$$

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 (zobacz: P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*).

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 stężenia roztworów silnych elektrolitów na ich przewodność 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.

Wartość przewodności molowej  $\Lambda_m$  w rozcieńczeniu nieskończenie wielkim nosi nazwę **granicznej przewodności molowej**  $\Lambda_m^0$ . Graniczna przewodność molowa elektrolitu jest sumą udziałów wnoszonych przez poszczególne jony:

$$\begin{aligned}\Lambda_m^0 &= \lim_{c \rightarrow 0} \Lambda_m(c) \\ \Lambda_m^0 &= \nu_+ \lambda_+^0 + \nu_- \lambda_-^0\end{aligned}\quad (13)$$

gdzie  $\nu_+$ ,  $\nu_-$  – liczba kationów lub anionów powstała w wyniku dysocjacji jednej cząsteczki.

Zależność ta pokazująca, że graniczną przewodność molową danego elektrolitu można obliczyć przez zsumowanie stałych udziałów jonowych nosi nazwę **prawa niezależnego ruchu jonów Kohlrauscha**.

Graniczna przewodność molowa jonu jest stała w stałej temperaturze i charakteryzuje dany jon rozpuszczony w danym rozpuszczalniku.

Przewodność molowa elektrolitów mocnych zależy liniowo od pierwiastka kwadratowego ze stężenia. Prawidłowość tą, zwaną **prawem Kohlrauscha**, można wyrazić równaniem:

$$\Lambda_m = \Lambda_m^0 - a\sqrt{c}\quad (14)$$

gdzie  $a$  – stała empiryczna.

Zależność prostoliniowa Kohlrauscha umożliwia wyznaczanie granicznej przewodności molowej dla elektrolitów mocnych na drodze ekstrapolacji. W przypadku elektrolitów słabych zależność  $\Lambda_m = f(\sqrt{c})$  nie jest liniowa, wartość granicznej przewodności molowej można wtedy obliczyć z prawa niezależnego ruchu jonów Kohlrauscha.

Dla rozpuszczalników innych niż woda (np. organicznych) krzywe zależności przewodności od stężenia mają z reguły inny przebieg aniżeli dla roztworów wodnych.

Z przeprowadzonych rozważań wynika, że udział poszczególnych jonów w przenoszeniu ładunku nie jest jednakowy, ponieważ ich ruchliwości nie są równe. Stosunek ładunku elektrycznego przenieszonego przez dany rodzaj jonów do sumarycznego ładunku elektrycznego przepływającego przez obwód nazwany został przez Hittorfa liczbą przenoszenia kationu lub anionu.

**Liczby przenoszenia kationu i anionu** można zdefiniować następująco:

$$t_+ = \frac{q_+}{Q} \quad t_- = \frac{q_-}{Q} \quad (15)$$

gdzie  $Q$  – sumaryczny ładunek przenoszony przez wszystkie jony znajdujące się w roztworze.

Ponieważ  $Q = q_+ + q_-$  suma liczb przenoszenia kationów i anionów jest równa jedności  $t_+ + t_- = 1$ .

Liczby przenoszenia są bezpośrednio powiązane z ruchliwościami jonów:

$$t_+ = \frac{u_+}{u_+ + u_-} = \alpha_+ \frac{\lambda_+}{\Lambda_m} \quad t_- = \frac{u_-}{u_+ + u_-} = \alpha_- \frac{\lambda_-}{\Lambda_m} \quad (16)$$

gdzie  $\lambda_+, \lambda_-$  – molowe przewodności kationu i anionu.

Dla roztworu nieskończenie rozcieńczonego:

$$t_+^0 = \frac{\lambda_+^0}{\Lambda_m^0} \quad t_-^0 = \frac{\lambda_-^0}{\Lambda_m^0} \quad (17)$$

gdzie  $\lambda_+^0, \lambda_-^0$  – graniczne przewodności molowe kationu i anionu.

Równania te pozwalają na wyznaczenie przewodności jonowych oraz ruchliwości z doświadczalnie wyznaczonych przewodności molowych i liczb przenoszenia. Liczby przenoszenia jonów danego elektrolitu są funkcją stężenia roztworu oraz temperatury. Stąd, ważne znaczenie mają ich wartości dla roztworów nieskończenie rozcieńczonych.

Hittorf jako pierwszy wyznaczył liczby przenoszenia jonów przez pomiar zmian stężenia roztworu w pobliżu elektrody. Opracowana przez niego metoda, zwana metodą Hittorfa, polega na określeniu ładunku, który przepłynął przez elektrolit, oznaczeniu ilościowym zawartości elektrolitów w przestrzeniach katodowej i anodowej i obliczeniu liczb przenoszenia z bilansu masy.

Inną stosowaną obecnie metodą wyznaczania liczb przenoszenia jest metoda ruchomej granicy. W metodzie tej obserwuje się szybkość przesuwania się granicy zetknięcia roztworów dwu elektrolitów o jednym wspólnym jonie podczas przepływu prądu przez układ (zobacz: *Chemia fizyczna*, praca zbiorowa).

## IV. Część doświadczalna

### A. Aparatura i odczynniki

1. Aparatura:
  - naczynko Hittorfa,
  - zasilacz laboratoryjny prądu stałego,
  - miliamperomierz,
  - elektrody platynowe – 2 szt.,
  - pipeta miarowa 25 cm<sup>3</sup>,
  - pipeta miarowa 5 cm<sup>3</sup>,
  - cylindry miarowe o poj. 100 cm<sup>3</sup> – 2 szt.,
  - zlewka o poj. 100 cm<sup>3</sup>,
  - kolba miarowa o poj. 500 cm<sup>3</sup>,
  - biureta 25 cm<sup>3</sup>,
  - erlenmeyerki o poj. 25 cm<sup>3</sup> – 3 szt.,
  - tryskawka.
2. Odczynniki:
  - 0,5 M roztwór HCl,
  - 0,1 M roztwór NaOH,
  - fenoloftaleina.

### B. Przygotowanie roztworu HCl do elektrolizy

W kolbie miarowej o poj. 500 cm<sup>3</sup> przygotować roztwór HCl o stężeniu 0,1 M przez rozcieńczenie wyjściowego roztworu 0,5 M HCl.

### C. Przygotowanie naczynka Hittorfa

Sprawdzić czystość naczynka Hittorfa, a następnie przemyć je dokładnie roztworem HCl. Po przemyciu napełnić badanym roztworem 0,1 M HCl.

### D. Przygotowanie pomiaru

Połączyć elektrody platynowe z gniazdami zasilacza ([+], [-]) oraz miliamperomierza (wybrać zakres 100 mA). Wcisnąć przycisk **power** i ustawić za pomocą pokręteł **current** i **voltage** natężenie prądu 30 mA dobierając jednocześnie napięcie w ten sposób, aby przez cały czas trwania pomiaru paliła się lampka kontrolna **stabilizacja prądu** (ok. 30 V; paląca się lampka **stabilizacja napięcia** oznacza, że dobrano zbyt niskie napięcie, aby osiągnąć zadany prąd).

### E. Zakończenie pomiaru

Po zakończeniu elektrolizy wyłączyć prąd i kolejno opróżnić przez otwarcie kranów przestrzenie anodową i katodową, zbierając roztwory do cylindrów miarowych. Roztwór z przestrzeni środkowej zlać do zlewki. Określić objętości roztworów z przestrzeni katodowej i anodowej.

### F. Oznaczanie stężenia elektrolitu

Cylindry zamknąć korkami i starannie wymieszać zawartość. Następnie pobrać po 5 cm<sup>3</sup> roztworu katodowego i anodowego do erlenmajerek i zmiareczkować 0,1 M NaOH wobec fenoloftaleiny. Analogicznie zmiareczkować taką samą ilość wyjściowego roztworu HCl celem oznaczenia jego dokładnego stężenia. Każde miareczkowanie przeprowadzić dwukrotnie.

### G. Przedstawienie wyników pomiarów

Stężenie HCl – 0,1 mol/dm<sup>3</sup>

Temperatura pomiaru – ..... K

Czas trwania elektrolizy – 1 h

Natężenie prądu – ..... A

Objętości 0,1 M NaOH zużytego na miareczkowanie 5 cm<sup>3</sup> roztworów HCl przed elektrolizą i po elektrolizie:

roztwór wyjściowy  $V_1 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $V_2 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $\bar{V} = \dots\dots\dots \text{cm}^3$

roztwór katodowy  $V_1 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $V_2 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $\bar{V} = \dots\dots\dots \text{cm}^3$

roztwór anodowy  $V_1 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $V_2 = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
 $\bar{V} = \dots\dots\dots \text{cm}^3$

Objętości roztworów HCl z przestrzeni elektrodowych:

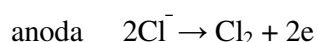
roztwór katodowy  $V_K = \dots\dots\dots \text{cm}^3$   
roztwór anodowy  $V_A = \dots\dots\dots \text{cm}^3$



## H. Opracowanie wyników

Liczby przenoszenia jonów mogą być wyznaczone doświadczalnie poprzez analizę zmiany stężenia elektrolitu będącego skutkiem przepływu prądu przez badany roztwór. Podczas przepływu prądu przez elektrolit następuje zmiana jego stężenia jako wynik reakcji zachodzących na elektrodach oraz migracji jonów. Analizując bilans masy elektrolitu w przestrzeniach elektrodowych można obliczyć wartości liczb przenoszenia dla poszczególnych jonów.

Rozważmy elektrolizę roztworu HCl jako elektrolitu typu 1:1; po przyłożeniu do elektrod platynowych napięcia rozpocznie się migracja jonów, a na elektrodach zaczną zachodzić reakcje elektrodowe:



Jeżeli przez elektrolit przepłynął ładunek  $Q$ , to bilans masy w przestrzeniach elektrodowych można zapisać następująco:

### Przestrzeń katodowa

Zmiana liczby moli jednowartościowych kationów w przestrzeni katodowej  $\Delta n_{+(K)}$  jako wynik reakcji elektrodowej oraz migracji kationów do przestrzeni katodowej:

$$\Delta n_{+(K)} = \frac{Q}{F} - \frac{Q_+}{F} = \frac{Q}{F}(1 - t_+) = \frac{Q}{F}t_- \quad (18)$$

gdzie:  $\frac{Q}{F}$  – liczba moli kationów wydzielonych na katodzie,  $\frac{Q_+}{F}$  – liczba moli kationów migrujących do przestrzeni katodowej,  $F$  – stała Faradaya.

Zmiana liczby moli anionów w przestrzeni katodowej  $\Delta n_{-(K)}$  jako wynik migracji z przestrzeni katodowej:

$$\Delta n_{-(K)} = \frac{Q}{F} = \frac{Q}{F}t_- \quad (19)$$

### Przestrzeń anodowa

Zmiana liczby moli anionów w przestrzeni anodowej  $\Delta n_{-(A)}$  jako wynik reakcji elektrodowej oraz migracji anionów do przestrzeni anodowej:

$$\Delta n_{-(A)} = \frac{Q}{F} - \frac{Q_-}{F} = \frac{Q}{F}(1 - t_-) = \frac{Q}{F}t_+ \quad (20)$$

gdzie:  $\frac{Q}{F}$  – liczba moli anionów wydzielonych na anodzie,  $\frac{Q_-}{F}$  – liczba moli anionów migrujących do przestrzeni anodowej.

Zmiana liczby moli kationów w przestrzeni anodowej  $\Delta n_{+(A)}$  jako wynik migracji z przestrzeni anodowej:

$$\Delta n_{+(A)} = \frac{Q_+}{F} = \frac{Q}{F} t_+ \quad (21)$$

W przestrzeni środkowej liczba jonów nie ulega zmianie. Łatwo sprawdzić, że  $\Delta n_{+(A)} = \Delta n_{-(A)} = \Delta n_{(A)}$  i  $\Delta n_{+(K)} = \Delta n_{-(K)} = \Delta n_{(K)}$  co oznacza, że zmiany liczby kationów i anionów są jednakowe w przestrzeniach elektrodowych. Różne są natomiast zmiany stężeń elektrolitu w przestrzeniach elektrodowych. Obliczając zmiany stężeń jonów w przestrzeniach elektrodowych oraz mierząc ładunek przepływający przez elektrolit można wyznaczyć liczby przenoszenia.

#### 1. Obliczenie całkowitego ładunku

Ze względu na zapewnienie stabilnych warunków prądowych w trakcie elektrolizy całkowity ładunek  $Q$  można wyznaczyć jako iloczyn czasu przepływu prądu i jego natężenia.

#### 2. Wyznaczenie zmian stężenia jonów

Z wyników miareczkowania obliczyć stężenia jonów przed i po elektrolizie dla przestrzeni katodowej i anodowej. Stąd wyznaczyć zmiany stężenia  $\Delta c$ .

#### 3. Wyznaczenie liczb przenoszenia

Liczby przenoszenia kationu i anionu wyznaczyć osobno dla przestrzeni katodowej i anodowej z zależności:

$$t_- = \frac{\Delta n_{(K)} F}{Q} = \frac{\Delta c_{(K)} V_{(K)} F}{Q} \quad (22)$$

$$t_+ = \frac{\Delta n_{(A)} F}{Q} = \frac{\Delta c_{(A)} V_{(A)} F}{Q} \quad (23)$$

#### 4. Wnioski

- przeanalizować różnice w wartościach liczb przenoszenia dla jonu wodorowego i chlorkowego,
- sprawdzić czy zachodzi równość  $t_+ + t_- = 1$ .