

1. Wodne roztwory elektrolitów

4.2.1.2. Elektrolity i nieelektrolity

Zmierzyć przewodność podanych poniżej roztworów. Przed przystąpieniem do pomiarów należy zapoznać się z instrukcją obsługi konduktometru. Pomiary przewodności należy wykonać w wysokiej zlewce o pojemności 50cm³. Do badań należy sporządzić roztwory wymienionych poniżej związków (w nawiasach, podano ilości substancji, jakie należy rozpuścić w wodzie destylowanej lub ilości i stężenia roztworów, które należy rozcieńczyć).

Zmierzyć przewodność:

- wody destylowanej i wody wodociągowej;
- roztworu sacharozy, C₆H₁₂O₆, (0,5g / 50cm³ wody);
- roztworu mocznika, CO(NH₂)₂, (0,5g / 50cm³ wody);
- kwas solny, HCl, (5 kropli, 2M / 50cm³ wody);
- wodorotlenek sodu, NaOH, (5 kropli, 2M / 50cm³ wody);
- chlorek sodu, NaCl, (0,5g / 50cm³ wody).

Wyjaśnić przyczynę różnicy przewodności badanych substancji. Napisać odpowiednie reakcje dysocjacji. Sformułować wnioski.

4.2.1.3. Elektrolity mocne i słabe w reakcjach zobojętnienia

Zmierzyć przewodność podanych poniżej roztworów:

- 0,1M NaCl; 0,1M KCl; 0,1M CH₃COOH; 0,1M NH₄OH; 0,1M HCl i 0,1M NaOH;
 - roztworu otrzymanego przez zmieszanie 25cm³ 0,1M NaCl z 25cm³ 0,1M KCl;
 - roztworu otrzymanego przez zmieszanie 25cm³ CH₃COOH z 25cm³ 0,1M NH₄OH;
 - roztworu otrzymanego przez zmieszanie 25cm³ NaOH z 25cm³ 0,1M HCl.
- (do odmierzania roztworów użyć cylindrów miarowych o pojemności 25÷50cm³).

Na jakie dwie grupy można podzielić wyjściowe elektrolity? W jakich przypadkach przewodność zmierzona po zmieszaniu roztworów jest podobna do przewodności wyjściowych roztworów, a w jakich przypadkach znacznie się różni i dlaczego? Napisać jonowo równania reakcji zachodzące w badanych układach.

4.2.1.4. Wpływ stężenia słabego elektrolitu na stopień dysocjacji

Zmierzyć, przy użyciu pehametru (przed przystąpieniem do pomiarów zapoznać się z instrukcją obsługi przyrządu), wartości pH roztworów słabego elektrolitu:

- 0,100M CH₃COOH;
- 0,010M CH₃COOH;
- 0,001M CH₃COOH.

Roztwór 0,01M CH₃COOH sporządzić z roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,1M w następujący sposób: za pomocą pipety pobrać (przy pomocy gumowej gruszki) 5cm³ roztworu kwasu i przenieść ilościowo do kolby miarowej o pojemności 50cm³ (należy przy tym pamiętać, że pipety są kalibrowane „na wylew”, co oznacza, że nie należy nigdy wydmuchiwać resztek roztworu z końcówki pipety), roztwór dopełnić wodą destylowaną do kreski znajdującej się na szyjce kolby i wymieszać. Podobnie postępować przy sporządzaniu roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,001M, dziesięciokrotnie rozcieńczając przygotowany wcześniej roztwór o stężeniu 0,01M.

Na podstawie uzyskanych wartości pH obliczyć stopień dysocjacji kwasu octowego w badanych roztworach. Obliczyć wartości pH kwasu solnego o identycznych stężeniach. Otrzymane wyniki zestawić w tabeli. Porównać zmierzone wartości pH roztworów kwasu octowego z obliczonymi dla kwasu solnego o identycznych stężeniach i sformułować wnioski. Jaki jest wpływ stężenia słabego elektrolitu, jakim jest kwas octowy, na stopień dysocjacji?

2. Hydroliza soli, roztwory buforowe, reakcje kwasowo-zasadowe

4.2.2.1. Badanie hydrolizy wybranych soli

W ośmiu próbkach przygotować po około 1 cm^3 roztworów następujących soli:

a) AlCl_3 ; b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; c) NH_4Cl ; d) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; e) CH_3COONa ; f) wodoroftalanu potasu; g) NaHCO_3 ; h) Na_2CO_3 .
Roztwory AlCl_3 i $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ sporządzić przez rozpuszczenie niewielkiej ilości stałej soli w wodzie destylowanej. W pozostałych przypadkach używać roztworów będących na wyposażeniu pracowni.

Do każdej próbki dodać po 2 krople roztworu błękitu bromotymolowego, jako wskaźnika pH i zaobserwować zabarwienie roztworów. Jako próbę porównawczą barwy roztworu o pH obojętnym należy użyć buforu fosforanowego z dodatkiem 2 kropli roztworu błękitu bromotymolowego.

Napisać reakcje hydrolizy. Jaki odczyn powinny wykazywać te sole? Wnioski porównać z wynikami uzyskanymi w doświadczeniu. Sformułować wnioski.

4.2.2.3. Wpływ temperatury i stężenia na hydrolizę

a) W próbce umieścić 10 kropli roztworu FeCl_3 o stężeniu 1M oraz 30 kropli roztworu CH_3COONa o stężeniu 1M. Zawartość próbki ogrzewać kilka minut na łaźni wodnej. Proces hydrolizy można odwrócić przez dodanie mocnego kwasu, np. 2M HCl . Zanotować wszystkie obserwacje.

b) W próbce umieścić 20 kropli roztworu CH_3COONa o stężeniu 1M oraz 5 kropli roztworu fenolofaleiny jako wskaźnika. Zanotować zabarwienie roztworu. Próbkę ogrzewać kilka minut na łaźni wodnej. Zaobserwować jak zmienia się zabarwienie roztworu po ogrzaniu, a następnie po ochłodzeniu próbki.

Napisać równania reakcji hydrolizy zachodzących w przeprowadzonych doświadczeniach. Jaki wpływ na proces hydrolizy ma stężenie soli? Jaki wpływ na proces hydrolizy ma temperatura?

4.2.3.1. Badanie właściwości roztworów buforowych

b) do dwóch próbek – **a** i **b** – wlać po około 2 cm^3 buforu fosforanowego o $\text{pH} = 7,0$ (zawierającego dwuwodorofosforan potasu o stężeniu $0,12\text{ M}$ i jednowodorofosforan sodu o stężeniu $0,08\text{ M}$), a do następnych dwóch – **c** i **d** – po około 2 cm^3 wody redestylowanej. Do każdej próbki dodać po 2 krople roztworu błękitu bromotymolowego (zakres pH zmiany barwy wskaźnika wynosi $6,0 \div 7,6$). Zanotować barwę otrzymanych roztworów i porównać z zakresem pH zmiany barwy wskaźnika. Do próbek **a** i **c** dodawać kroplami kwasu solnego o stężeniu 1 M , a do próbek **b** i **d** roztworu NaOH o stężeniu 1 M aż do uzyskania zmiany zabarwienia badanych roztworów. Zanotować liczbę dodanych kropli HCl i NaOH .

Uwaga

1. Jeśli nie używamy wody świeżo redestylowanej, wskaźnik w próbkach wody destylowanej może barwić się na żółtawy kolor, należy wtedy doprowadzić je do pH obojętnego, wkraplając ostrożnie kroplą po kropli rozcieńczony roztwór NaOH ($0,001\text{ M}$). Jako odnośnik użyć próbek buforu fosforanowego z dodanym wskaźnikiem. (Woda destylowana, szczególnie po pewnym czasie przechowywania, wykazuje lekko kwaśny odczyn – uniemożliwia to poprawną obserwację zjawisk).
2. Aby móc obserwować niewielkie zmiany w barwie roztworów, należy przygotować w 5-tej próbce odnośnik – bufor fosforanowy zabarwiony błękitem bromotymolowym, i do niego porównywać efekty dodawania każdej kropli roztworów $0,1\text{ M}$ kwasu i zasady.

*Porównać wyniki doświadczeń w próbkach **a** i **c** oraz **b** i **d**. Jaki wpływ na zmianę pH badanych roztworów, podczas dodawania kwasu solnego lub roztworu wodorotlenku sodu, ma obecność buforu?*

4.2.3.2. Wpływ rozcieńczania na pH buforu

Zmierzyć przy użyciu pehametru pH roztworów uzyskanych w wyniku rozcieńczania wodą buforu mrówczanowego o $\text{pH} = 3,3$. W tym celu do czterech zlewek o pojemności 25 cm^3 wlać następujące ilości roztworu buforowego i wody, odmierzone za pomocą cylindra miarowego lub pipetki:

Nr zlewki	Objętość buforu [cm ³]	Objętość wody [cm ³]	pH roztworu
1	10,0	10,0	
2	5,0	15,0	
3	2,0	18,0	
4	0,5	19,5	

Jak wpływa rozcieńczanie roztworu buforowego na wartość pH? Obliczyć jakie zmiany pH byłyby obserwowane w powyższym doświadczeniu, gdyby zamiast buforu mrówczanowego użyć do rozcieńczania kwasu solnego o stężeniu 0,1 M.

4.2.4 Wyznaczanie punktu zobojętnienia w reakcjach kwas-zasada

1. Wykalibrować elektrodę do pomiaru pH zgodnie z instrukcją.
2. Przygotować pipety jednomiarowe 25 ml : jedną przepłukać 2-krotnie porcjami ok. 5 ml roztworu 0,1M HCl, drugą, w ten sam sposób, roztworem 0,1M NaOH
3. Do czystej i suchej zlewki o pojemności 100-150 ml odmierzyć ilościowo 25 ml roztworu 0,1M kwasu solnego, dodać kilka kropli błękitu bromotymolowego, zlewkę ustawić na mieszadle magnetycznym.
4. Pobrać odpowiednią pipetą ilościowo 25 ml roztworu 0,1M NaOH, przenieść do zlewki z kwasem, jednocześnie mieszając roztwór.
5. Po wyłączeniu mieszadła zmierzyć wartość pH roztworu. Zaobserwować zmianę barwy wskaźnika.
6. Tę samą procedurę powtórzyć dla roztworu 0,1M kwasu octowego.
7. Wyjaśnić różnicę w wartościach pH punktu zobojętnienia na podstawie równań reakcji zobojętnienia i hydrolizy

3. Reakcje utlenienia-redukcji. Ogniwa galwaniczne

6.6.1. Wypieranie wodoru z kwasów za pomocą metali

Do probówek zawierających po 10 kropli 1M H₂SO₄ wrzucić kawałeczek cynku (próbka 1) lub magnezu (próbka 2). Zwrócić uwagę na wydzielanie gazu i intensywność reakcji.

Napisać równania przebiegającej reakcji w postaci jonowej i cząsteczkowej. Które z jonów uczestniczących w reakcji pełnią rolę utleniacza i reduktora?

6.6.2. Wypieranie wodoru z wody za pomocą magnezu

Kilka wiórków magnezu umieścić w probówce i wlać około 2cm³ wody destylowanej. Zawartość probówki lekko ogrzać na łaźni wodnej. Zaobserwować zachodzące zjawiska. Po ostudzeniu do probówki dodać 2 krople fenoloftaleiny.

O czym świadczy pojawiające się różowe zabarwienie roztworu? Napisać równania zachodzących reakcji w postaci jonowej i cząsteczkowej.

6.6.3. Porównanie zdolności utleniająco-redukcujących układów Meⁿ⁺/Me

Do sześciu zagłębień w płytce do reakcji kroplowych wlać po kilka kropli roztworów następujących związków: ZnSO₄, FeSO₄, Pb(NO₃)₂, CuSO₄, AgNO₃, HCl. Do każdego roztworu włożyć niewielkie kawałeczki cynku na około 5 minut. Zaobserwować zachodzące zjawiska.

Napisać jonowo przebiegające reakcje oraz wskazać utleniacz i reduktor.

Przy użyciu tych samych roztworów przeprowadzić analogiczne doświadczenia z żelazem, ołowiem oraz miedzią. Zanotować, w których przypadkach zachodzą reakcje. Napisać te reakcje w postaci jonowej, wskazać utleniacz i reduktor.

Wyniki wszystkich doświadczeń przedstawić w tabeli i przedyskutować je w oparciu o porównanie wartości potencjałów standardowych układów Me^{n+}/Me .

6.6.4. Wypieranie rtęci z roztworu jej soli za pomocą miedzi

Na blaszkę miedzianą oczyszczoną uprzednio papierem ściernym nanieść 1 kroplę wodnego roztworu azotanu(V) rtęci(II), $Hg(NO_3)_2$. Po kilku minutach blaszkę opłukać wodą bieżącą i wypolerować bibułą. Zanotować zmiany, jakie zaszły na powierzchni blaszki miedzianej.

Napisać jonowo przebiegającą reakcję oraz wskazać utleniacz i reduktor.

6.6.5. Roztworzenie miedzi w kwasie utleniającym

W próbówce umieścić kawałek blaszki miedzianej, dodać około 2 cm^3 roztworu 2M HNO_3 . Jeżeli reakcja nie zachodzi na zimno, próbkę ostrożnie ogrzać pod wyciągiem na łaźni wodnej. Obserwować zmiany zachodzące w próbówce (jony Cu^{2+} w roztworze mają niebieskie zabarwienie, a wydzielający się gazowy NO_2 – czerwono-brunatne). Reakcja przebiega dalej samorzutnie, zwłaszcza jeżeli dodatkowo dodać kilka kropli stężonego kwasu azotowego.

Napisać równanie zachodzącej reakcji w postaci jonowej i cząsteczkowej. Przy pisaniu reakcji należy wziąć pod uwagę fakt, że powstaje w rzeczywistości NO , który utlenia się dopiero tlenem powietrza do NO_2 . Wskazać utleniacz i reduktor.

6.6.6. Porównanie zdolności utleniająco-redukujących układów $X_2/2X^-$ fluorowców

W siedmiu próbkach przeprowadzić następujące reakcje używając po 2 cm^3 wodnego roztworu soli fluorowca: a) $KCl + Br_{2(aq)}$, b) $KCl + I_{2(aq)}$, c) $KBr + Cl_{2(aq)}$, d) $KBr + I_{2(aq)}$, e) $KI + Cl_{2(aq)}$, f) $KI + Br_{2(aq)}$. Przed rozpoczęciem wkraplania $Cl_{2(aq)}$, $Br_{2(aq)}$ oraz $I_{2(aq)}$ w próbkach umieścić po 10 kropli chloroformu (w celu lepszego zrozumienia obserwowanych zjawisk w dwóch dodatkowych próbkach umieścić po 2-3 krople chloroformu i dodać po 1 kropli $Br_{2(aq)}$ oraz $I_{2(aq)}$, żeby stwierdzić jaką barwę przyjmują chloroformowe roztwory bromu i jodu). Roztwory wodne fluorowców dodawać kroplami wstrząsając często zawartością próbki. Obserwować zabarwienie warstwy chloroformowej.

Jaka jest kolejność wzajemnego wypierania fluorowców z roztworów ich soli? Napisać jonowo odpowiednie reakcje. Przedyskutować osiągnięte wyniki w oparciu o porównanie standardowych potencjałów odpowiednich reakcji elektrodowych.

6.6.8. Wpływ odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Do trzech próbek dodać po około $0,5\text{ cm}^3$ roztworu 0,1M $KMnO_4$. Następnie do pierwszej próbki wlać około 1 cm^3 roztworu 1M H_2SO_4 , do drugiej – około 5 cm^3 wody destylowanej, a do trzeciej – około 1 cm^3 roztworu 2M $NaOH$. Do każdej próbki dodać po szczypce stałego azotanu(III) potasu (KNO_2) lub sodu ($NaNO_2$). Zawartość próbek wstrząsnąć. Szybkość reakcji można zwiększyć poprzez ogrzewanie próbek na łaźni wodnej.

W wyniku zachodzących reakcji następuje zmiana zabarwienia roztworów z fioletowego (barwa anionu MnO_4^-): na zielone (barwa anionu MnO_4^{2-}), brunatne (wytrącający się MnO_2) lub słabo różowe charakterystyczne dla kationu Mn^{2+} . Podczas reakcji anion NO_2^- utlenia się do anionu NO_3^- .

Na podstawie obserwacji zmian, jakie zaszły w poszczególnych próbkach zaproponować równania zachodzących reakcji i wyciągnąć wnioski.

6.6.10. Ogniwa galwaniczne

Z oczyszczonych papierem ściernym płytek: cynkowej (Zn), ołowianej (Pb) i miedzianej (Cu) oraz 1M roztworów $ZnSO_4$, $Pb(NO_3)_2$ oraz $CuSO_4$ sporządzić półogniwa typu Me/Me^{n+} . Półogniwa połączyć kluczem elektrolitycznym napełnionym roztworem 0,1M KCl , a elektrody metaliczne – z woltomierzem za pomocą przewodów elektrycznych.

Zmierzyć napięcie każdego z trzech możliwych do otrzymania ogniw i porównać z obliczoną wartością siły elektromotorycznej (SEM). Narysować schematy ogniw oraz zaznaczyć katodę(+) i anodę(-). Napisać reakcje zachodzące na elektrodach i sumaryczną reakcję przebiegającą w każdym ogniwie.

6.6.11. Ogniwo stężeniowe

Dwie elektrody miedziane zanurzyć w roztworach CuSO_4 – pierwszą w roztworze o stężeniu 1M, drugą w roztworze o stężeniu 0,01M. Roztwory połączyć kluczem elektrolitycznym wypełnionym roztworem 0,1M KCl, a elektrody – z woltomierzem.

Zmierzyć napięcie otrzymanego ogniwa i porównać z obliczoną wartością siły elektromotorycznej (SEM). Narysować schemat ogniwa, zaznaczyć katodę(+) i anodę(Napisać reakcje zachodzące na elektrodach. Jak długo takie ogniwo może pracować?

4. Iloczyn rozpuszczalności

5.4.1. Strącanie osadów trudno rozpuszczalnych

Biorąc po kilka kropli odpowiednich roztworów przeprowadzić w próbkówkach następujące reakcje:

- | | |
|---|--|
| a) 0,1M $\text{AgNO}_3 + 2\text{M HCl}$ | 1) 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{M HCl}$ |
| b) 0,1M $\text{AgNO}_3 + 0,1\text{M KI}$ | g) 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 0,5\text{M K}_2\text{CrO}_4$ |
| c) 0,1M $\text{AgNO}_3 + 0,5\text{M K}_2\text{CrO}_4$ | h) 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 0,1\text{M KI}$ |
| d) 0,3M $\text{BaCl}_2 + 1\text{M H}_2\text{SO}_4$ | i) 0,3M $\text{FeCl}_3 + 0,2\text{M NaOH}$ |
| e) 0,3M $\text{BaCl}_2 + 0,5\text{M K}_2\text{CrO}_4$ | j) 0,3M $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + 0,2\text{M NaOH}$ |

Zanotować obserwacje i wyciągnąć wnioski. Napisać równania zachodzących reakcji w postaci jonowej.

5.4.2. Zależność rozpuszczalności substancji od temperatury

A) W próbkówce umieścić po 5 kropli roztworów 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 2M HCl. Poczekać chwilę aż wytrącony chlorek ołowiu(II) osiądzie na dnie próbkówki i za pomocą pipetki oddzielić roztwór z nad osadu do czystej próbkówki (roztwór będzie potrzebny do wykonania ćwiczenia 5.4.3). W drugiej próbkówce wykonać reakcję pomiędzy 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 0,5M K_2CrO_4 , rozdzielając w analogiczny sposób osad chromianu(VI) ołowiu(II) od roztworu (roztwór będzie potrzebny do wykonania ćwiczenia 5.4.3).

Do próbkówek z osadami wlać znaczną ilość wody destylowanej i ogrzewać na łaźni wodnej, okresowo wstrząsając.

Podać wyniki obserwacji. Zapisać jonowo równania przebiegających reakcji. Co obserwuje się po oziębieniu roztworów?

5.4.3. Strącanie osadów z nasyconych roztworów trudno rozpuszczalnych soli

Do obu roztworów uzyskanych w ćwiczeniu 5.4.2.A dodać po kilka kropli roztworu 0,1M KI.

Zapisać obserwacje. W oparciu o definicję iloczynu rozpuszczalności, wartości iloczynów rozpuszczalności i rozpuszczalności PbCl_2 , PbCrO_4 i PbI_2 wyjaśnić przebiegające reakcje.

5.4.4. Badanie kolejności strącania osadów

W dużej próbkówce umieścić po 5 kropli roztworów 0,5M NaCl i 0,5M K_2CrO_4 . Dolać wody destylowanej do 2/3 objętości próbkówki i wymieszać. Dodawać kroplami roztwór 0,1M AgNO_3 .

Obserwować kolejność strącania osadów. W oparciu o definicję iloczynu rozpuszczalności, porównanie wartości iloczynów rozpuszczalności i rozpuszczalności AgCl i Ag_2CrO_4 wyjaśnić przebiegające zjawiska.

5.4.5. Strącanie osadów - zależność od stężenia

A) W trzech jednakowych próbkówkach umieścić po jednej kropli roztworu 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Do dwóch z nich dodać wody destylowanej - do połowy objętości i prawie do pełna. Następnie do każdej z próbkówek dodać po jednej kropli roztworu 0,1M KI i wymieszać zawartość. W której próbkówce wytrącił się osad i dlaczego?

B) Przeprowadzić analogiczne doświadczenie z roztworami 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 2M HCl.

5.4.6. Zmiana charakteru osadu

Do próbówki wprowadzić po 5 kropli roztworów 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i 2M HCl. Uzyskany osad oddzielić od roztworu przez dekantację. Przemyć osad wlewając do próbówki około 3 cm^3 wody. Odczekać aż osad osiadzie na dnie próbówki i ponownie zdekantować roztwór. Do osadu dodać kilka kropli roztworu 0,1M KI.

Zanotować obserwacje. Napisać równania zachodzących reakcji i podać wnioski.

5.4.7. Rozpuszczanie osadów przez zmianę stężenia jednego z reagentów

A) W dwóch próbówkach umieścić po 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Do obu próbówek dodać ostrożnie po 2 krople roztworu 2M NaOH, wytrącając w ten sposób osad $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Na zawartość jednej próbówki podzielać nadmiar roztworu NaOH, zaś do drugiej dodać roztworu 2M HNO_3 .

B) W dwóch próbówkach umieścić po 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Do obu próbówek dodać ostrożnie po 2 krople roztworu 2M NaOH, wytrącając w ten sposób osad $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Na zawartość jednej próbówki podzielać nadmiar roztworu NaOH, zaś do drugiej dodać roztworu 2M HNO_3 .

Opisać i wyjaśnić zjawiska obserwowane w obu doświadczeniach. Napisać odpowiednie równania zachodzących reakcji.

5. Reakcje kompleksowania

4.2.5.1. Otrzymywanie wybranych związków kompleksowych

a) otrzymywanie $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

W próbówce umieścić 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ i 2 krople roztworu 2M NaOH obserwując wytrącanie osadu $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Następnie do próbówki wkraplać stopniowo roztwór 2M NH_3 aż do całkowitego rozpuszczenia osadu (około 10 kropli). Otrzymany roztwór podzielić na dwie części i zachować do kolejnych doświadczeń.

b) otrzymywanie $[\text{Bi}_4]^-$, $[\text{Bi}_5]^{2-}$, $[\text{Bi}_6]^{3-}$

W próbówce umieścić 1 kroplę roztworu 0,3M $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ i stopniowo dodawać roztworu 0,3M KI (około 15 kropli). Zaobserwować początkowo wytrącanie osadu BiI_3 rozpuszczalnego w nadmiarze roztworu KI. Otrzymany roztwór zachować do kolejnych doświadczeń.

c) otrzymywanie $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

W próbówce umieścić 5 kropli roztworu 0,1M AgNO_3 i dwie krople 2M HCl obserwując wytrącanie białego osadu. Następnie stopniowo wkraplać do próbówki stężony roztwór $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (około 7 kropli) aż do całkowitego rozpuszczenia osadu. Otrzymany roztwór podzielić na dwie części i zachować do następnego doświadczenia.

d) otrzymywanie $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

W próbówce umieścić 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ i stopniowo dodawać roztworu 2M NaOH (około 10 kropli). Zaobserwować początkowo wytrącanie białego osadu rozpuszczalnego w nadmiarze NaOH. Roztwór zachować do wykonania następnego doświadczenia.

e) otrzymywanie $[\text{Co}(\text{SCN})_x]^{2-x}$

W próbówce umieścić 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ i stopniowo dodawać roztworu 2M KSCN (około 15 kropli). Zaobserwować zmianę zabarwienia roztworu spowodowaną powstawaniem mieszaniny jonów kompleksowych. Roztwór zachować do wykonania następnego doświadczenia.

f) otrzymywanie $[\text{HgI}_4]^{2-}$

W próbówce umieścić 5 kropli roztworu 0,3M $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ i stopniowo dodawać roztworu 0,3M KI (około 15 kropli). Zaobserwować początkowo wytrącanie ceglasto- pomarańczowego osadu, rozpuszczalnego w nadmiarze KI wskutek powstawania anionu kompleksowego. Roztwór zachować do wykonania następnego doświadczenia.

Napisać reakcje syntezy powyższych jonów (związków) kompleksowych. Dla każdego jonu kompleksowego podać reakcje dysocjacji wtórnej oraz napisać wyrażenia na stałe trwałości tych jonów.

4.2.5.2. Badanie trwałości związków kompleksowych

a) Rozkład kompleksów przez rozcieńczanie

Roztwory otrzymane w poprzednim ćwiczeniu, zawierające jony kompleksowe $[\text{Bi}_4]^-$ ÷ $[\text{Bi}_6]^{3-}$ oraz $[\text{Co}(\text{SCN})_x]^{2-x}$ rozcieńczać stopniowo wodą redestylowaną z tryskawki do momentu pojawienia się w odpowiednich próbówkach zmian (pojawienie się osadu lub zmiany zabarwienia).

b) Rozkład kompleksów w wyniku reakcji zobojętnienia

Do roztworów związków kompleksowych zawierających jony $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ dodawać kroplami roztworu 1M H_2SO_4 obserwując w odpowiednich próbkach pojawianie się osadów. Proszę zauważyć, że osady te rozpuszczają się w nadmiarze kwasu (dlaczego?).

c) Rozkład kompleksów przez reakcję strącania

Do roztworów związku kompleksowego zawierającego jony $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ dodawać kroplami roztworu 0,3M KI, a do roztworu zawierającego jony $[\text{HgI}_4]^{2-}$ – 0,3M Na_2S Zaobserwować zachodzące zmiany w roztworach.

Wyjaśnić zmiany jakie zaszły w obu doświadczeniach. Napisać równania zachodzących reakcji chemicznych. Wyciągnąć wnioski.

4.2.5.3. Porównanie stałych trwałości kompleksów

a) porównanie trwałości $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ i $[\text{Cu}(\text{EDTA})]^{2-}$

Do roztworu związku kompleksowego zawierającego jon kompleksowy $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ dodawać kroplami roztworu 0,2M EDTA (skrót od angielskiej nazwy popularnie używanego w chemii odczynnika kompleksującego, którego polska nazwa brzmi — sól disodowa kwasu etylenodiaminotetraoctowego; skrótem EDTA oznacza się zarówno sól sodową, sam kwas jak i anion kwasu). Obserwować zmianę zabarwienia roztworu.

b) porównanie trwałości $[\text{Fe}(\text{SCN})_x]^{3-x}$, $[\text{Fe}(\text{F})_x]^{3-x}$ oraz $[\text{Fe}(\text{EDTA})_x]^-$

W dużej próbówce umieścić 2 krople roztworu 0,3M FeCl_3 dodać około 5 cm^3 wody redestylowanej, a następnie 1 kroplę roztworu 2M KSCN. Zapisać zaobserwowane zmiany. Następnie do roztworu dodawać, aż do całkowitego odbarwienia, roztwór 0,3M NaF (około 10 kropli). Do otrzymanego roztworu dodawać następnie roztwór 0,2M EDTA (około 10 kropli) obserwując zmianę zabarwienia na charakterystyczną dla powstających jonów kompleksowych.

Wyjaśnić zmiany, jakie zaszły w próbkach w oparciu o porównanie wartości stałych trwałości kompleksów. Napisać równania reakcji chemicznych w formie jonowej ilustrujące przebieg doświadczeń.

4.2.5.3c. Badanie równowagi kompleksowania jonów srebra

Przedmiotem ćwiczenia jest porównanie zdolności kompleksujących wybranych ligandów – NH_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, – w stosunku do kationu Ag^+ .

Do zlewki o pojemności 150 cm^3 wlać przy użyciu pipety 5 cm^3 roztworu 0,1M AgNO_3 a następnie 45 cm^3 roztworu podstawowego NaNO_3 Całość dokładnie wymieszać. W roztworze umieścić elektrodę srebrową i kalomelową pamiętając o tym, że elektrody muszą być przed pomiarem dokładnie umyte wodą redestylowaną przy użyciu tryskawki. Po ustaleniu wskazań miliwoltomierza (około 1 min.) odczytać wartość różnicy potencjałów elektrycznych ogniwa. Następnie pomiary wykonać po dodaniu roztworu 2M $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ – pierwszego czynnika kompleksującego. Kolejne porcje roztworu odmierzają za pomocą biurety, pipety jednomiarowej lub cylindra miarowego(wg przygotowanego wyposażenia), pamiętając o dokładnym wymieszaniu roztworów i odczekaniu około 1 minuty przed odczytem z miliwoltomierza. Poniżej podano objętości roztworów, jakie należy kolejno dodawać:

Roztwór czynnika kompleksującego	Objętości kolejnych porcji roztworów [cm^3]				Całkowita objętość roztworów [cm^3]
	1	2	3	4	
2M $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$	0,0	10,0	10,0	10,0	30
2M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	0,0	10,0	10,0	10,0	30

Po dodaniu całej wymaganej ilości amoniaku należy przygotować nowy roztwór AgNO_3 w roztworze podstawowym i wykonać następną serię pomiarów z roztworem tiosiarczanu(VI) sodu

Na podstawie otrzymanych wyników narysować wykres zależności różnicy potencjałów elektrycznych ogniwa E w funkcji stężenia ligandu i porównać zdolność kompleksującą badanych czynników kompleksujących względem jonów Ag^+ . Zakładając, że potencjał dyfuzyjny jest równy zero, oszacować aktywność jonów Ag^+ w roztworze podstawowym bez czynnika kompleksującego i po dodaniu całej jego ilości. W obliczeniach przyjąć, że w

temperaturze 25 °C potencjał standardowy elektrody srebrowej $E^{\circ} = +799\text{mV}$, a potencjał nasyconej elektrody kalomelowej $E_{\text{kal}} = +277\text{mV}$.

6. Reakcje charakterystyczne wybranych kationów i anionów.

6.1

Przeprowadzić indywidualnie reakcje opisane w załączonych tabelach KATIONY i ANIONY, w kolejności od odczynników „grupowych” (kwasy, NaOH, NH₃) do reakcji uzupełniających, własne obserwacje zanotować i zachować do następnego zadania. Pogrupować jony wg zaobserwowanych efektów reakcji (strącanie lub brak efektów po dodaniu odczynnika strącającego). Będzie to pomocne w następnym zadaniu.

6.2

Wykonać oznaczenie jakościowe 6 próbek roztworowych (3 kationy i 3 aniony), wyniki z uzasadnieniem przedstawić do oceny.

UWAGA! Reakcje charakterystyczne (ostatnia kolumna) są przydatne dla upewnienia się co do oznaczenia jonu lub w celu eliminacji spośród małej grupy wytypowanych jonów, nie zastępują całego ciągu postępowania.

Następnie przeprowadzić oznaczenie jakościowe 2 próbek stałych soli, podając dla każdej rodzaj kationu i anionu. Wyniki przedstawić do oceny.