

**Ćwiczenia laboratoryjne z przedmiotu nauczania:
„Chemia Ogólna i Nieorganiczna”
dla studentów I roku Kierunku Analityka Medyczna**

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 4:
Kwasy i zasady c.d.
Hydroliza soli i roztwory buforowe*

*Opracowanie:
dr n. farm. Andrzej Łazarek*

*Aktualizacja:
Mgr inż. Monika Kawka-Człapińska*

Łódź 2024

Podstawy teoretyczne

Hydroliza jest procesem zachodzącym w trakcie rozpuszczania w wodzie soli mających w swoim składzie kation pochodzący od słabej zasady i/lub anion pochodzący od słabego kwasu. Słabe kwasy i zasady hydrolizie nie ulegają. W przypadku hydrolizy kationu słabej zasady mamy do czynienia z *hydrolizą kationową*, natomiast w przypadku hydrolizy anionu słabego kwasu – *hydrolizą anionową*. Skutkiem hydrolizy jest odpowiednio kwasowe lub zasadowe pH roztworu wodnego. W przypadku hydrolizy soli składającej się z kationu i anionu równie słabego kwasu i zasady (przykładowo, kation amonowy i anion octanowy pochodzą od równie słabych kwasu i zasady, a ich stałe dysocjacji są równe – ($K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = K_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$) odczyn roztworu takiej soli będzie obojętny.



$$K_h = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

STAŁA HYDROLIZY
Przemnożenie
licznika i mnożnika

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

przez:
[OH⁻] [H₃O⁺]

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$K_h = \frac{1}{K_z} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_z}$$

$$K_{\text{kw}} \cdot K_z = K_w = K_{\text{dys}} \cdot K_h$$

$$K_h = \frac{1}{K_{\text{kw}}} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_{\text{kw}}}$$

$$[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = X$$

OBLICZENIE pH ROZTWORU SOLI

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-] = X$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_h \cdot c_{\text{soli}}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_h = K_w : K_{\text{dys}} = K_w : K$$

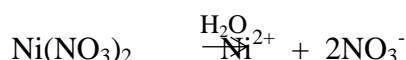
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot c_{\text{soli}}}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

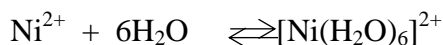
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

Jeżeli sól zawiera kation metalu pochodzący od słabej zasady – najpierw zajdzie *proces akwakompleksowania* – nastąpi połączenie kationu metalu najczęściej z 6 cząsteczkami wody jako ligandami, dopiero akwakompleks będzie ulegał reakcjom hydrolizy:

DYSOCJACJA SOLI:



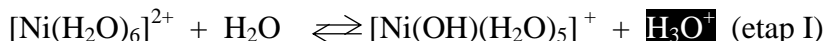
TWORZENIE AKWAKOMPLEKSU:



Teoria Lewisa:

Kwas Zasada Addukt

HYDROLIZA AKWAKOMPLEKSU:

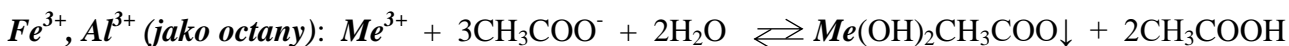


Teoria Brønsteda i Lowry'ego:

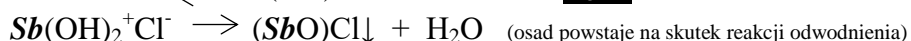
Kwas 1 Zasada 2 Zasada 1 Kwas 2

Podobnie do dysocjacji, I etap hydrolizy jest zdecydowanie przeważający nad każdym kolejnym i głównie to on decyduje o odczynie i pH roztworów po hydrolizie.

W przypadku kationów ulegających *złożonym przebiegom hydrolitycznym* z wytworzeniem osadów (np. Fe^{3+} , Al^{3+} , Sb^{3+}) w celu ułatwienia pojmowania procesu hydrolizy etap akwakompleksowania można pominąć:



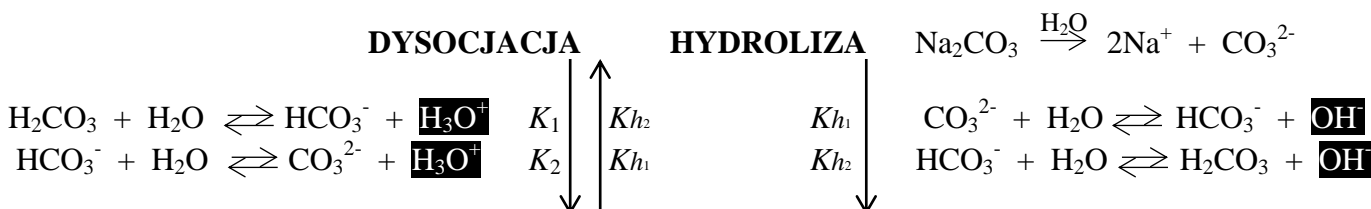
Hydroliza SbCl_3 :



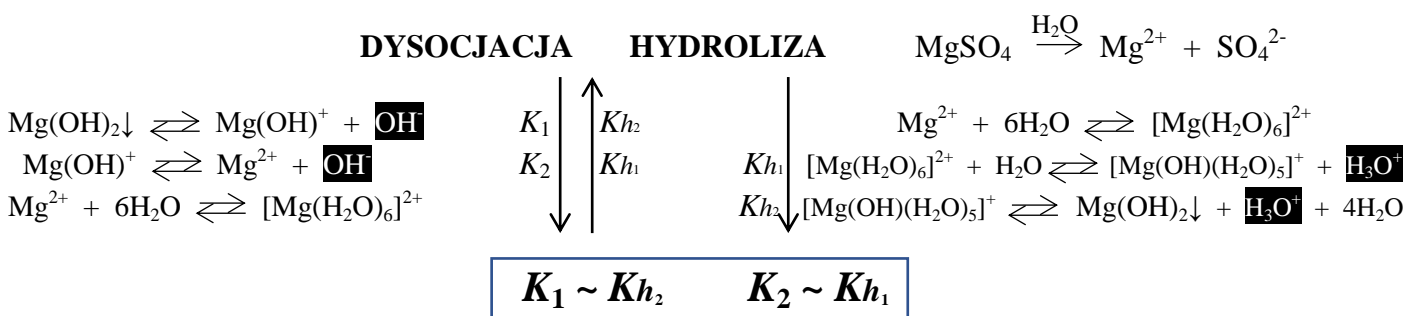
Należy pamiętać, że dysocjacja słabych kwasów i zasad, hydroliza i powstawanie kompleksów są procesami ODWRACALNYMI, zatem zawsze należy reakcje takie zapisywać w postaci równowagi chemicznej z zastosowaniem \rightleftharpoons . W przeciwnym przypadku, jeżeli reakcja przebiega jednokierunkowo, nie jest możliwym wyznaczenie jej stałej (dysocjacji i/lub hydrolizy). Sole z reguły są mocnymi elektrolitami, więc ich dysocjacja jest nieodwracalna.

Ze względu na to, że procesy hydrolizy soli są *de facto* przeciwstawne procesom dysocjacji odpowiednich kwasów i zasad, w przypadku wieloprotonowych kwasów i wielowodorotlenowych zasad zależność ta wygląda następująco:

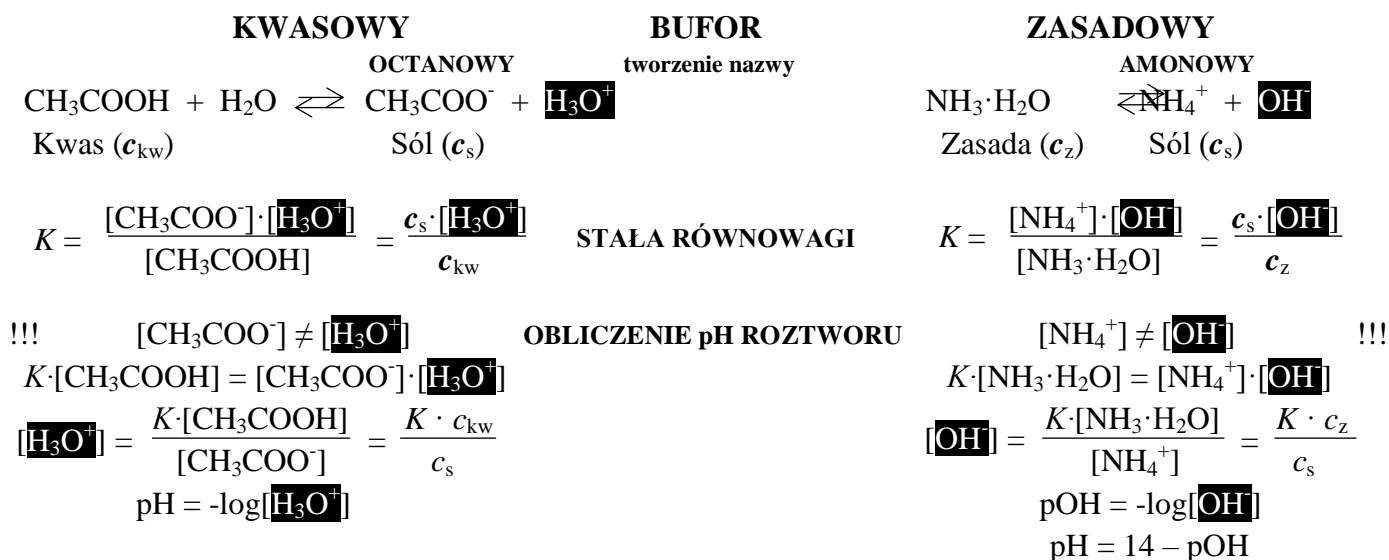
Dysocjacja słabych wieloprotonowych kwasów a hydroliza ich soli:



Dysocjacja słabych wielowodorotlenowych zasad, akwakompleksowanie oraz hydroliza ich soli:

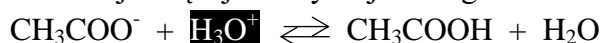


Roztwór buforowy najczęściej jest mieszaniną dwuskładnikową, mającą na celu niwelowanie zmian w odczynie roztworów, do których został dodany. Roztwory buforowe dzielimy na kwasowe i zasadowe. *Bufor kwasowy* składa się z mieszaniny roztworów słabego kwasu oraz jego soli z kationem mocnej zasady, natomiast *bufor zasadowy* zawiera w swoim składzie słabą zasadę oraz jej sól z anionem mocnego kwasu. Oba składniki buforu znajdują się w równowadze pomiędzy sobą, wyglądającej następująco:



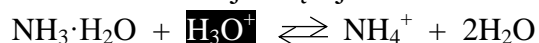
DODANIE DO BUFORU 0,01 mol/l MOCNEGO KWASU H_xA

Powstaje więcej niezdisocjowanego kwasu:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K \cdot (c_{\text{kw}} + x \cdot 0,01 \text{ mol/l})}{c_s - x \cdot 0,01 \text{ mol/l}}$$

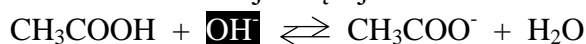
Powstaje więcej soli:



$$[\text{OH}^-] = \frac{K \cdot (c_z - x \cdot 0,01 \text{ mol/l})}{c_s + x \cdot 0,01 \text{ mol/l}}$$

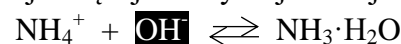
DODANIE DO BUFORU 0,02 mol/l MOCNEJ ZASADY Me(OH)_y

Powstaje więcej soli:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K \cdot (c_{\text{kw}} - y \cdot 0,02 \text{ mol/l})}{c_s + x \cdot 0,02 \text{ mol/l}}$$

Powstaje więcej niezdisocjowanej zasady:



$$[\text{OH}^-] = \frac{K \cdot (c_z + y \cdot 0,02 \text{ mol/l})}{c_s - y \cdot 0,02 \text{ mol/l}}$$

Pomimo wprowadzenia do roztworów buforowych jonów H_3O^+ i/lub OH^- z użyciem mocnych kwasów lub zasad w wyniku przeciwdziałania zmianom pH przez bufor (jak pokazano powyżej za pomocą przedstawionych równań reakcji) powstaje woda, a zmiany pH są bardzo niewielkie, wynikające tak naprawdę z rozcieńczenia roztworu buforowego tworzącą się wodą, a więc spadkiem stężeń zawartych w nim składników. Umownie się przyjmuje, że bufor traci szybciej swoje właściwości dopiero po przekroczeniu tzw. *pojemności buforowej* – liczby moli mocnego kwasu lub mocnej zasady, po dodaniu których do 1 litra roztworu zawierającego bufor nastąpi zmiana pH o 1.

Kwasy i zasady c.d.

Przebieg ćwiczenia

1. Wpływ soli słabego kwasu i mocnej zasady na dysocjację słabego kwasu

Proces dysocjacji słabych kwasów jest procesem odwracalnym. Część otrzymanych jonów ponownie łączy się w cząsteczki. Ustala się stan równowagi, w którym tyle samo cząsteczek rozpada się w jednostce czasu na jony, ile ich powstaje w wyniku łączenia się jonów. Ćwiczenie ma na celu określenie wpływu soli słabego kwasu na przesunięcie równowagi procesu dysocjacji tegoż kwasu.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Stały octan sodu (CH_3COONa)
- ✓ Roztwór oranżu metylowego
- ✓ Probówka (2 sztuki)
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 15 kropli roztworu kwasu octowego (CH_3COOH) o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do każdej probówki dodać 1 kroplę roztworu oranżu metylowego i wymieszać.
- Na podstawie barwy roztworu określić przybliżone pH roztworu (Tabela z barwami wskaźników znajduje się na stole – jedna dla całego stołu)
- Następnie do probówki 2 dodać kilka kryształków octanu sodu (CH_3COONa) i wymieszać roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli. Porównać zabarwienie wskaźnika w obu przypadkach.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 1 zanotować wykonywane czynności, obserwacje i przybliżoną wartość pH. Napisać równanie reakcji dysocjacji, octanu sodu, kwasu octowego i wyrażenie na jego stałą dysocjacji.
- **Sformułuj wniosek: Jak przesuwają się równowaga reakcji dysocjacji kwasu octowego po dodaniu octanu sodu? Jak i dlaczego zmienia się pH roztworu po dodaniu octanu sodu?**

Probówka	Barwa oranżu metylowego	Dodany odczynnik	Przybliżone pH	Barwa oranżu metylowego
1		-		
2		CH_3COONa		

Tabela 1: Wpływ soli słabego kwasu i mocnej zasady na dysocjację słabego kwasu

2. Wpływ soli słabej zasady i mocnego kwasu na dysocjację słabej zasady

Proces dysocjacji słabych zasad jest procesem odwracalnym. Część otrzymanych jonów ponownie łączy się w cząsteczki. Ustala się stan równowagi, w którym tyle samo cząsteczek rozpada się w jednostce czasu na jony, ile ich powstaje w wyniku łączenia się jonów.

Ćwiczenie ma na celu określenie wpływu soli słabej zasady na przesunięcie równowagi procesu dysocjacji tejże zasady.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L wody amoniakalnej ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)
- ✓ Stały chlorek amonu (NH_4Cl)
- ✓ Roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Probówka (2 sztuki)
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 15 kropli roztworu amoniaku ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do każdej probówki dodać jedną kroplę roztworu fenoloftaleiny; zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Określić przybliżone pH roztworu na podstawie tabeli (Tabela z barwami wskaźników znajduje się na stole – jedna dla całego stołu)
- Następnie do probówki 2 dodać kilka kryształków chlorku amonu (NH_4Cl) i wymieszać roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli. Porównać zabarwienie wskaźnika w obu przypadkach.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 2 zanotować wykonywane czynności, obserwacje i przybliżoną wartość pH. Napisać równanie reakcji dysocjacji chlorku amonu oraz amoniaku i wyrażenie na jego stałą dysocjacji.
- **Sformułuj wniosek: Jak przesuwają się równowaga reakcji dysocjacji amoniaku po dodaniu chlorku amonu? Jak i dlaczego zmienia się pH roztworu po dodaniu chlorku amonu?**

Probówka	Barwa fenoloftaleiny	Dodany odczynnik	Przybliżone pH	Barwa fenoloftaleiny
1		-		
2		NH_4Cl		

Tabela 2: Wpływ soli słabej zasady i mocnego kwasu na dysocjację słabej zasady

Roztwory buforowe

3. Wpływ mocnego kwasu lub zasady na pH wody oraz roztworu buforowego

Dane doświadczenie ma na celu pokazanie jak na pH wody wpływa nawet jedna kropla mocnego kwasu lub zasady oraz ile należy użyć kwasu i zasady w celu osiągnięcia podobnego pH w roztworze buforu octanowego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L wodorotlenku sodu o pH = 13 (⊕ NaOH)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L kwasu solnego o pH = 1 (⊕ HCl)
- ✓ 0,2% roztwór etanolowy czerwieni alizarynowej S
- ✓ 0,1% roztwór etanolowy błękitu bromofenolowego
- ✓ Bufor octanowy
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Probówka duża, wysoka (2 sztuki)
- ✓ Probówka (3 sztuki)
- ✓ Plastikowe korki do dużych probówek (2 sztuki)
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Ponumerować probówki zgodnie z tabelą 3, a następnie odmierzyć pipetą automatyczną po 2 mL odpowiednio wody destylowanej lub buforu octanowego i dodać odpowiednie roztwory wskaźników (zgodnie z tabelą 3). Roztwory dokładnie wymieszać przy pomocy vortexu.
- Do probówek 1, 2, i 5 dodać odpowiednio 0,1 mol/L roztwory wodorotlenku sodu, kwasu solnego lub wodę destylowaną w ilościach zgodnie z tabelą 3, po czym zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- Do probówek 3 i 4 dodawać pipetą automatyczną, ciągle mieszając po 0,25 mL odpowiednio roztwór wodorotlenku sodu lub kwasu solnego, aż do momentu uzyskania: w probówce 3 barwy roztworu zbliżonej do barwy w probówce 1, a w probówce 4 barwy roztworu zbliżonej do barwy w probówce 2. (Intensywność barwy będzie mniejsza, ze względu na rozcieńczenie).

- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 3 zanotować ilość dodanych kropli oraz obserwacje zwracając uwagę na zmiany zabarwienia wszystkich roztworów. Napisać protolityczne równanie reakcji
- **Sformułuj wnioski:**
 - **Dlaczego barwa w probówce 5 nie uległa zmianie, a jedynie nieznacznie straciła intensywność?**
 - **W oparciu o pojęcie pojemności buforowej wytłumacz, dlaczego różnica w dodanych ilościach zasady i kwasu do wody i buforu jest taka duża?**

Nr	Typ probówki	Zawartość	Wprowadzony wskaźnik	Kolor wskaźnika	Dodany odczynnik	Kolor wskaźnika	Ilość odczynnika
1	Wirówkowa	Woda destylowana	Czerwień alizarynowa S		Wodorotlenek sodu		1 kropla
2	Wirówkowa	Woda destylowana	Błękit bromofenolowy		Kwas solny		1 kropla
3	Duża	Bufor octanowy	Czerwień alizarynowa S		Wodorotlenek sodu		
4	Duża	Bufor octanowy	Błękit bromofenolowy		Kwas solny		
5	Wirówkowa	Bufor octanowy	Błękit bromofenolowy		Woda destylowana		1 mL

Tabela 3: Porównanie zmiany pH w wodzie i buforze octanowym

UWAGA! Czerwień alizarynowa S działa w zakresie pH 3,7 – 5,2. Oznacza to, że po dodaniu nawet jednej kropli roztworu NaOH do 2 mL wody destylowanej pH roztworu będzie wyraźnie zasadowe, a zakres działania tego wskaźnika zostanie mocno przekroczony, aczkolwiek przy pH > 5,2 będzie on nadal posiadał zabarwienie fioletowe.

Hydroliza

4. Hydroliza kationowa i anionowa a odczyn roztworów wodnych soli

W trakcie niniejszego doświadczenia zostanie zbadany odczyn roztworów wodnych soli zawierających w składzie anion słabego kwasu lub/i kation słabej zasady, a także odczyn roztworów wodnych soli posiadających w składzie wyłącznie kationy pochodzące od mocnych zasad oraz aniony pochodzące od mocnych kwasów.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku sodu (☉ NaCl)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu amonu (☉ NH₄NO₃)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L węglanu sodu (☉ Na₂CO₃)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L wodorowęglanu sodu (☉ NaHCO₃)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (☉ CH₃COONa)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu amonu (☉ CH₃COONH₄)
- ✓ Roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Probówki
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do 7 probówek (zgodnie z tabelą 4) wprowadzić po 2 krople roztworu fenoloftaleiny oraz dodać po 10 kropli odpowiedniego roztworu soli. **Pamiętaj, żeby sprawdzić odczyn każdego z użytych roztworów soli za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego, na który należy przenieść 1 kroplę roztworu wodnego soli prosto z butelki bądź zakraplacza.**
- Zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu, a probówkę z octanem sodu dodatkowo po zanotowaniu obserwacji należy podgrzać w łaźni wodnej przez 5 minut.

- Zanotować kolor roztworu w probówkach po połączeniu i wymieszaniu ze sobą roztworu fenoloftaleiny oraz odpowiednich roztworów soli, a także zanotować odczyn roztworów wodnych soli zbadany na etapie 2) w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 4 zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów oraz papierków uniwersalnych, wraz z protolitycznymi równaniami reakcji (w przypadku zajścia hydrolizy). Dla anionów pochodzących od wieloprotonowych kwasów należy napisać wyłącznie pierwszy etap hydrolizy.
- **Sformułuj wnioski:**
 - W oparciu o wartości stałej dysocjacji uzasadnij obojętny odczyn roztworu octanu amonu. Jaki wpływ ma ogrzewanie roztworu na przebieg hydrolizy jonu octanowego?
 - W jaki sposób są powiązane ze sobą stała dysocjacji oraz stała hydrolizy?

Nr	Roztwór wodny	Kolor papierka	Kolor fenoloftaleiny	Odczyn	Równanie reakcji
1	chlorku sodu				
2	azotanu amonu				
3	węglanu sodu				
4	wodorowęglanu sodu				
5	octanu sodu*				
6	octanu amonu				

Tabela 4: Hydroliza kationowa i anionowa a odczyn wodnych roztworów soli

5. Hydroliza akwakompleksów

Ćwiczenie to ma na celu uświadomienie Studentom na podstawie przeprowadzonych doświadczeń, jakie wartości pH przyjmuje roztwór wodny soli zawierający w składzie kation metalu pochodzący od słabej zasady. Metale tworzące słabe zasady z reguły nie ulegają bezpośrednio hydrolizie kationowej, ponieważ najpierw powstają ich akwakompleksy.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu kobaltu(II) ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu glinu ($\text{Al}(\text{NO}_3)_3$)
- ✓ 0,1% roztwór oranżu metylowego
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do 3 probówek 1 – 3 wprowadzić po 2 krople roztworu oranżu metylowego oraz dodać po 10 kropli odpowiedniego roztworu soli. Pamiętaj, żeby sprawdzić odczyn każdego z użytych roztworów soli za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego. Zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 5 zanotować obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów oraz papierków uniwersalnych, określić odczyn roztworów soli (w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy) wraz z protolitycznymi równaniami reakcji pierwszego etapu hydrolizy akwakompleksów.
- **Sformułuj wnioski:**
 - **Dlaczego uniwersalny papierk wskaźnikowy w przypadku niektórych barwnych roztworów wodnych soli może posiadać niewłaściwe zabarwienie, a zatem wskazywać zły odczyn.**
 - **W oparciu o układ okresowy pierwiastków chemicznych należy wymienić, w których grupach znajdują się metale, kationy których *nie* ulegają hydrolizie. Jakie są wyjątki od tej reguły?**

Nr prob.	Roztwór	Kolor papierka	Kolor wskaźnika	Odczyn	Równanie reakcji
1	Azotan kobaltu (II)				
3	Azotan glinu				

Tabela 5: Numeracja probówek z roztworami soli

6. Wpływ rozcieńczania na reakcję hydrolizy

Większość reakcji hydrolizy przebiega niezauważalnie dla ludzkiego oka. Dane doświadczenie pomoże zrozumieć na przykładzie nietypowego przebiegu hydrolizy z wytrąceniem produktu, czy hydroliza zachodzi faktycznie i czy jest to proces odwracalny. Celem ćwiczenia jest sprawdzenie wpływu rozcieńczenia na reakcję hydrolizy niektórych związków.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku antymonu(III) (SbCl_3)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Probówka
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do probówki odmierzyć za pomocą pipety automatycznej 0,5 mL roztworu chlorku antymonu (III), po czym porcjami dodawać wodę destylowaną, aż do wyraźnego wytrącenia się osadu. Po każdej wprowadzonej porcji odczynnika należy zawartość probówki wymieszać przy pomocy vortexu.
- Do probówki wprowadzać po 0,5 mL roztworu chlorku antymonu (III), aż do całkowitego zaniku osadu. Po każdej wprowadzonej porcji odczynnika należy zawartość probówki wymieszać przy pomocy vortexu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 6 zanotować obserwacje, wraz z równaniem zachodzącej reakcji.
- **Sformułuj wnioski: Czy hydroliza jest procesem odwracalnym? Wytlumacz wpływ rozcieńczenia i zateżnienia roztworu na przebieg hydrolizy.**

Czynności	SbCl_3	Dodanie wody	Dodanie SbCl_3
Obserwacje			

Tabela 6: Wpływ rozcieńczania na reakcję hydrolizy

4. Wpływ mocy kwasów na hydrolizę ich soli

Intensywność zachodzących procesów hydrolizy nie jest jednakowa dla wszystkich soli. Zależy ona między innymi od mocy kwasów i zasad tworzących takie sole. Celem ćwiczenia jest porównanie mocy kwasów, tworzących dwie sole sodowe i ich wpływ na przebieg hydrolizy ich roztworów wodnych. Należy pamiętać, że identyczną zależność możemy zaobserwować w przypadku wpływu mocy zasad na hydrolizę ich soli.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L węglanu sodu (Na_2CO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L siarczynu sodu (Na_2SO_3)
- ✓ 0,1% roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do jednej probówki wprowadzić za pomocą pipety automatycznej 0,5 mL roztworu węglanu sodu, do drugiej – 0,5 mL roztworu siarczynu sodu. Następnie do obu probówek wprowadzić po 1 kropli roztworu fenoloftaleiny i zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 7 zanotować obserwacje zwracając uwagę na intensywność barwy wskaźnika w obu probówkach (dla ułatwienia obserwacji, probówki należy porównywać na tle białej kartki), wraz z protolitycznymi równaniami zachodzących reakcji. Na podstawie równań reakcji napisać wzory na stałe hydrolizy.
- **Sformułuj wnioski:**
 - W oparciu o wielkości stałych dysocjacji drugiego etapu dysocjacji obu kwasów ($K_{2,\text{H}_2\text{CO}_3} = 6,0 \cdot 10^{-11}$, $K_{2,\text{H}_2\text{SO}_3} = 6,0 \cdot 10^{-8}$) uzasadnij różnicę w odczynie roztworów wodnych tych soli o jednakowym stężeniu.
 - Dlaczego w danym przypadku należy porównywać drugi etap dysocjacji zamiast pierwszego?

Roztwór	Barwa fenoloftaleiny	Równanie reakcji	Wzór na stałą hydrolizy
Na_2CO_3			
Na_2SO_3			

Tabela 7: Wpływ mocy kwasów na hydrolizę ich soli