

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

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 4:
Hydroliza soli i roztwory buforowe*

*Opracowanie:
dr n. farm. Andrzej Łazarek*

*Aktualizacja:
Mgr inż. Monika Kawka-Człapińska*

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

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

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

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

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

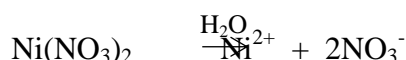
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot c_{\text{soli}}}$$

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

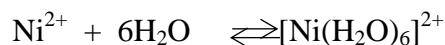
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

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:



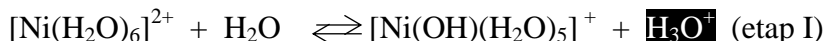
TWORZENIE AKWAKOMPLEKSU:



Teoria Lewisa:

Kwas Zasada Addukt

HYDROLIZA AKWAKOMPLEKSU:

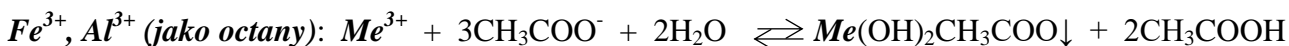


Teoria Brønsteda i Lowry'ego:

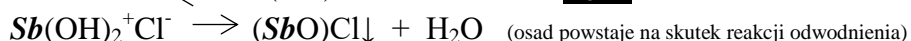
Kwas 1 Zasada 2 Zasada 1 Kwas 2

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:



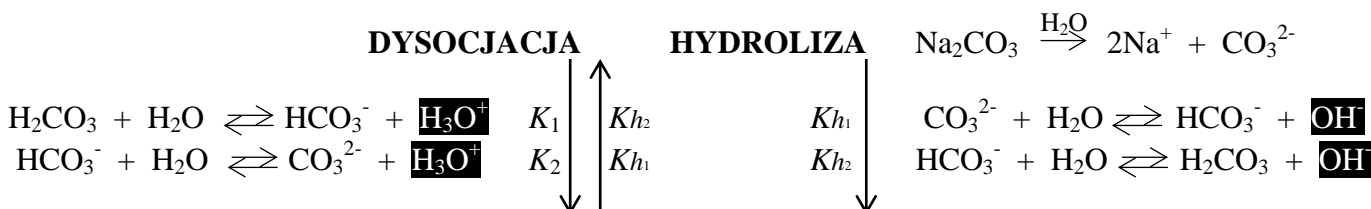
Hydroliza SbCl_3 :



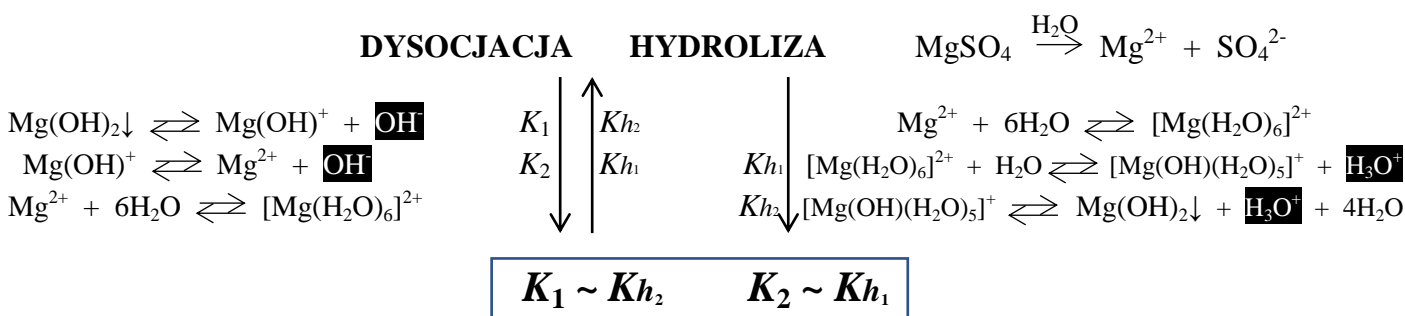
Należy pamiętać, że dysocjacja słabych kwasów i zasad, hydroliza i powstawanie kompleksów są procesami ODWRACALNYMI, zatem zawsze należy reakcje takie zapisywać w postaci równowagi chemicznej z zastosowaniem \rightleftharpoons . W przeciwnym przypadku, jeżeli reakcja przebiega jednokierunkowo, nie jest 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:

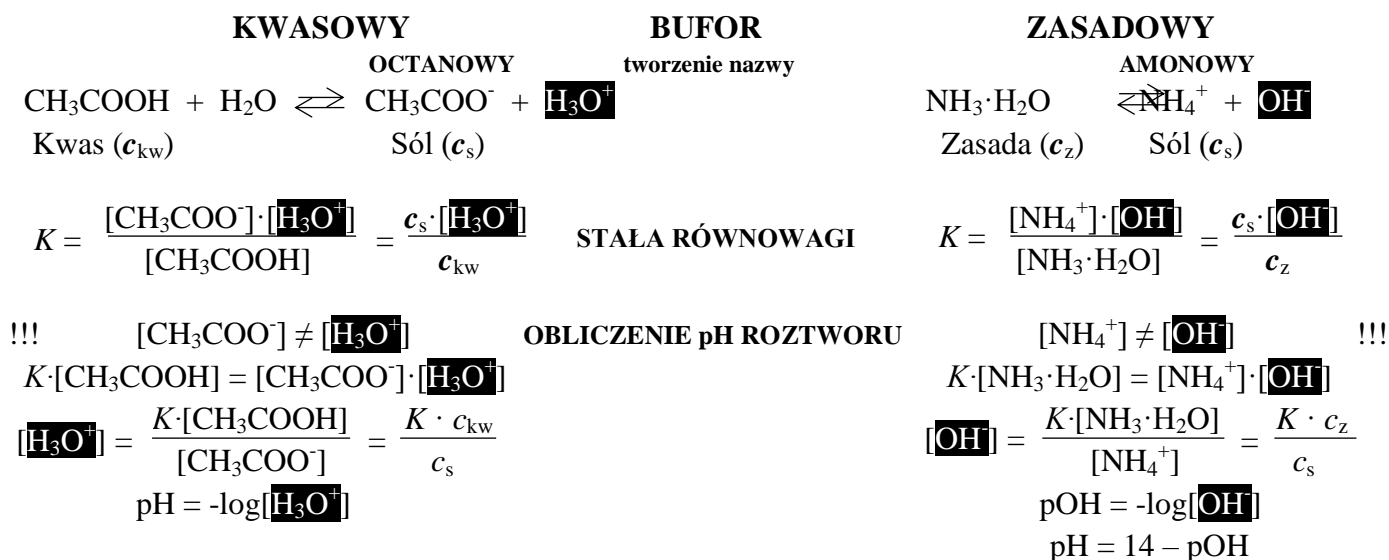
Dysocjacja słabych wieloprotonowych kwasów a hydroliza ich soli:



Dysocjacja słabych wielowodorotlenowych zasad, akwakompleksowanie oraz hydroliza ich soli:

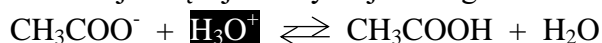


Roztwór buforowy najczęściej jest mieszaniną dwuskładnikową, mającą na celu niwelowanie zmian w odczynie roztworów, do których został dodany. Roztwory buforowe dzielimy na kwasowe i zasadowe. *Bufor kwasowy* składa się z mieszaniny roztworów słabego kwasu oraz jego soli z kationem mocnej zasady, natomiast *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:



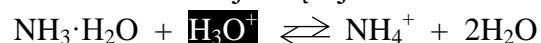
DODANIE DO BUFORU 0,01 mol/l MOCNEGO KWASU H_xA

Powstaje więcej niezdisocjowanego kwasu:



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

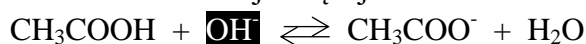
Powstaje więcej soli:



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

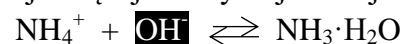
DODANIE DO BUFORU 0,02 mol/l MOCNEJ ZASADY Me(OH)_y

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:



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

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.

Przebieg ćwiczenia

1. 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 siarczanu potasu (K_2SO_4)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu amonu (NH_4NO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L węglanu sodu (Na_2CO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L wodorowęglanu sodu (NaHCO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (CH_3COONa)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu amonu ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$)
- ✓ Roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Probówki
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do 7 probówek (zgodnie z tabelą 1) 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.**
- 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 1 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	Równanie reakcji
1	chlorku sodu			
2	siarczanu potasu			
3	azotanu amonu			
4	węglanu sodu			
5	wodorowęglanu sodu			
6	octanu sodu*			
7	octanu amonu			

Tabela 1: Hydroliza kationowa i anionowa a odczyn wodnych roztworów soli

2. 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 cynku ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ 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 2 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 papierek 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 probówki	Roztwór	Kolor papierka	Kolor wskaźnika	Odczyn	Równanie reakcji
1	Azotan kobaltu(II)				
2	Azotan cynku				
3	Azotan glinu				

Tabela 2: Numeracja probówek z roztworami soli

3. Wpływ rozcieńczenia 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 3 zanotować obserwacje, wraz z równaniem zachodzącej reakcji (w oparciu o wstęp teoretyczny zamieszczony na początku instrukcji).
- **Sformułuj wnioski:**
 - **O czym świadczy pojawienie się białego osadu?**
 - **Czy hydroliza jest procesem odwracalnym? Wytlumacz wpływ rozcieńczenia i zateżnienia roztworu na przebieg hydrolizy.**

Czynności	SbCl_3	Dodanie wody	Dodanie SbCl_3
Obserwacje			

Tabela 3: Wpływ rozcieńczenia 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.

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 4 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 ($K_{2,H_2CO_3} = 6,0 \cdot 10^{-11}$, $K_{2,H_2SO_3} = 6,0 \cdot 10^{-8}$) 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 4: Wpływ mocy kwasów na hydrolizę ich soli

5. Wpływ mocy zasad na hydrolizę ich soli

Moc słabych zasad również ma wpływ na intensywność procesów hydrolizy zachodzących w roztworach wodnych ich soli. Celem ćwiczenia jest porównanie mocy dwóch soli pochodzących od mocnego kwasu (kwasu solnego) i słabej zasady, a także zbadanie wpływu kolejności wykonywanych czynności na odczyt pH za pomocą papierków wskaźnikowych.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku amonu (NH_4Cl)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku magnezu (MgCl_2)
- ✓ 0,5% roztwór lakmusu
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do jednej probówki wprowadzić pipetą automatyczną 0,5 mL roztworu chlorku amonu, a do drugiej – 0,5 mL roztworu chlorku magnezu.
- Z badać odczyn obu roztworów za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych (na które należy przenieść 1 kroplę roztworu wodnego soli) w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy.
- Następnie do obu probówek wprowadzić po 1 kropli roztworu lakmusu i zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- Z badać ponownie odczyn roztworów probówek za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 5 zanotować obserwacje zwracając uwagę na intensywność barwy wskaźnika w obu probówkach oraz kolory papierków wskaźnikowych. Napisać protolityczne równania zachodzących reakcji (w przypadku soli magnezu należy podać tylko równanie dla pierwszego etapu hydrolizy). Na ich podstawie napisać wzory na stałe hydrolizy.
- **Sformułuj wnioski:**
 - **Dlaczego zaobserwowano różnice w odczynie w obecności lakmusu i bez jego dodatku. W którym przypadku pomiar odczynu za pomocą papierków wskaźnikowych jest prawidłowy?**
 - **W oparciu o wielkości stałych dysocjacji obu zasad ($K_{2,Mg(OH)_2} = 2,5 \cdot 10^{-3}$, $K_{NH_3 \cdot H_2O} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) wytłumacz, który z roztworów wodnych ich soli o jednakowym stężeniu będzie miał odczyn bardziej kwasowy.**

Roztwór	pH wg papierka	Barwa lakmusu	pH wg papierka	Równanie reakcji	Wzór na stałą hydrolizy
NH ₄ Cl					
MgCl ₂					

Tabela 5: Wpływ mocy zasad na hydrolizę ich soli

6. Wpływ temperatury oraz stężenia na przebieg procesu hydrolizy

W danym doświadczeniu na podstawie otrzymanej mieszaniny reakcyjnej można będzie się przekonać, że intensywność hydrolizy można kontrolować zarówno za pomocą odpowiedniego stężenia substratów, jak i za pomocą temperatury. Celem ćwiczenia jest zbadanie wpływu temperatury i stężenia na proces hydrolizy.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku żelaza(III) (FeCl₃)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (Ⓢ CH₃COONa)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Drewniana łąpa
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówka duża, wysoka
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Pipetą automatyczną odmierzyć do podpisanej probówki 0,25 mL roztworu chlorku żelaza, po czym do probówki dodać 0,75 mL roztworu octanu sodu i wymieszać przy pomocy vortexu.
- Zawartość probówki uzupełnić wodą destylowaną co najmniej do $\frac{3}{4}$ objętości probówki i dokładnie wymieszać. Probówkę umieścić w łaźni wodnej na 10 minut.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 6 zanotować obserwacje zwracając uwagę na zmiany w wyglądzie roztworu, które zaszły po połączeniu odczynników oraz po ogrzaniu rozcieńczonego roztworu w łaźni wodnej. Napisać protolityczne równanie reakcji, pamiętając o nietypowym przebiegu procesu hydrolizy.
- **Sformułuj wnioski: Zaproponuj co najmniej 2 sposoby, dzięki którym można zapobiec hydrolizie roztworów wodnych soli.**

Dodany odczynnik	FeCl ₃	CH ₃ COONa	Woda	Temperatura
Obserwacje				

Tabela 6: Wpływ temperatury oraz stężenia na przebieg procesu hydrolizy

7. 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 7, a następnie odmierzyć pipetą automatyczną po 2 mL odpowiednio wody destylowanej lub buforu octanowego i dodać odpowiednie roztwory wskaźników (zgodnie z tabelą 7). 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 7, 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 7 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 7: 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.

8. Wpływ temperatury na przebieg procesu hydrolizy ĆWICZENIE DODATKOWE

Celem ćwiczenia jest zbadanie wpływu temperatury na przebieg reakcji hydrolizy. Pomimo braku wizualnej różnicy w przypadku zajścia lub braku typowej reakcji hydrolizy, oczywistym jest, że hydroliza roztworów wodnych soli powoduje zmianę ich odczynu. Za pomocą odpowiedniego wskaźnika zatem można pośrednio potwierdzić, czy reakcja hydrolizy zaszła.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (Ⓢ CH₃COONa)
- ✓ 0,1% roztwór fenoloftaleiny
- ✓ 0,2% roztwór etanolowy czerwieni alizarynowej S
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówka (4 sztuki)
- ✓ Łażnia wodna
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do czterech uprzednio ponumerowanych probówek po 2 mL roztworu octanu sodu, probówki ponumerować.
- Do dwóch pierwszych probówek (1 i 2) dodać po 2 krople roztworu fenoloftaleiny, a do dwóch kolejnych (3 i 4) dodać po 2 krople roztworu czerwieni alizarynowej S. Zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- Probówki 2 i 4 umieścić w łaźni wodnej na 3 minuty, następnie porównać kolory roztworów w probówkach z tym samym wskaźnikiem (1 i 2 oraz 3 i 4).
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 8 zanotować obserwacje zwracając uwagę na zmiany zabarwienia roztworów po dodaniu wskaźników oraz po ich podgrzaniu. Napisać protolityczne równanie reakcji hydrolizy dla octanu sodu oraz wzór na stałą hydrolizy.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Uzasadnij zmianę koloru roztworu lub jej brak w probówkach po ogrzaniu.
 - Korzystając z informacji podanych na oznaczeniu butelki z octanem sodu obliczyć stopień hydrolizy na podstawie wzoru ($K_{kw} = K_{CH_3COOH} = 1,7 \cdot 10^{-5}$):

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{c_{soli} \cdot K_{kw}}}$$

Nr probówki	Dodany wskaźnik	Kolor wskaźnika	Podgrzewanie	Kolor wskaźnika
1	Fenoloftaleina		Nie	
2	Fenoloftaleina		Tak	
3	Czerwień alizarynowa S		Nie	
4	Czerwień alizarynowa S		Tak	

Tabela 8: Wpływ temperatury na przebieg procesu hydrolizy