

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

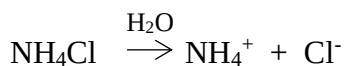
*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 4:
Hydroliza soli i roztwory buforowe*

Opracowanie:
dr n. farm. Andrzej Łazarek

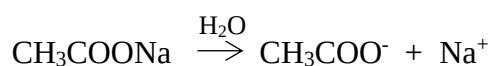
Łódź 2022

Podstawy teoretyczne

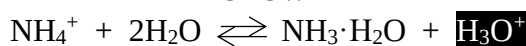
Hydroliza jest procesem zachodzącym w trakcie rozpuszczania w wodzie soli mających w swoim składzie kation pochodzący od słabej zasady i/lub anion pochodzący od słabego kwasu. Słabe kwasy i zasady hydrolizie nie ulegają. W przypadku hydrolizy kationu słabej zasady mamy do czynienia z *hydrolizą kationową*, natomiast w przypadku hydrolizy anionu słabego kwasu – *hydrolizą anionową*. Skutkiem hydrolizy jest odpowiednie 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.



DYSOCJACJA SOLI



KATIONOWA



HYDROLIZA JONU

ANIONOWA



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

STAŁA HYDROLIZY

Przemnożenie
licznika i mnożnika

przez:



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

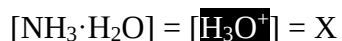
$$K_h = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$$

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

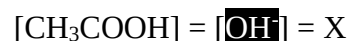
$$K_h = \frac{1}{K_z} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_z}$$

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

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



OBLICZENIE pH ROZTWORU SOLI



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

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

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

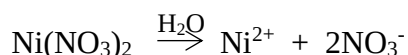
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h \cdot c_{\text{soli}}}$$

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

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

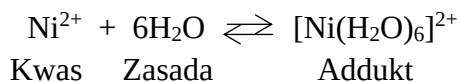
Jeżeli sól zawiera kation metalu pochodzący od słabej zasady – najpierw zajdzie *proces akwakompleksowania* – nastąpi połączenie kationu metalu najczęściej z 6 cząsteczkami wody jako ligandami, dopiero akwakompleks będzie ulegał reakcjom hydrolizy:

DYSOCJACJA SOLI:



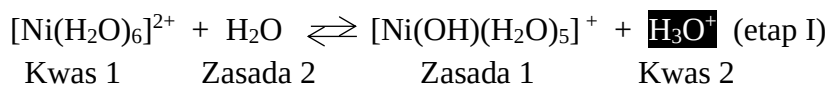
TWORZENIE AKWAKOMPLEKSU:

Teoria Lewisa:



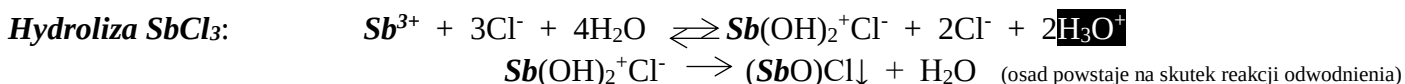
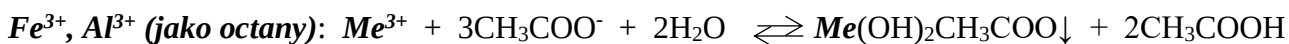
HYDROLIZA AKWAKOMPLEKSU:

Teoria Brønsteda i Lowry'ego:



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

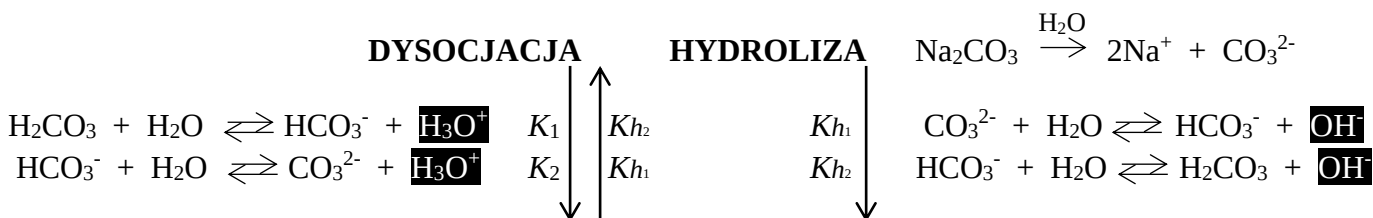
W przypadku kationów ulegających *złożonym przebiegom hydrolitycznym* z wytworzeniem osadów (np. Fe^{3+} , Al^{3+} , Sb^{3+}) w celu ułatwienia pojmowania procesu hydrolizy etap akwakompleksowania można pominąć:



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.

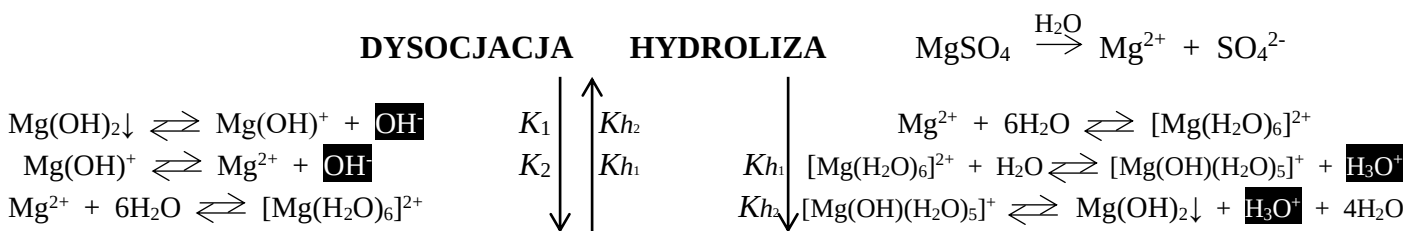
Ze względu na to, że procesy hydrolizy soli są *de facto* przeciwstawne procesom dysocjacji odpowiednich kwasów i zasad, w przypadku wieloprotonowych kwasów i wielowodorotlenowych zasad zależność ta wygląda następująco:

Dysocjacja słabych wieloprotonowych kwasów a hydroliza ich soli:



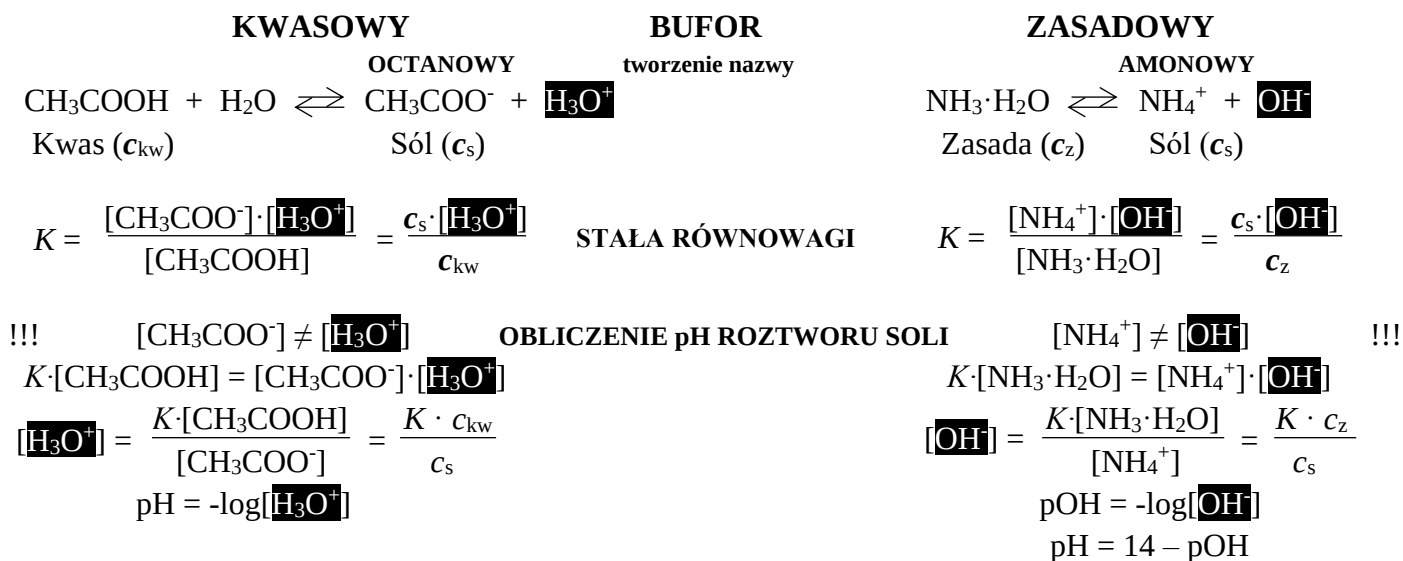
Zależność ta wygląda następująco:

Dysocjacja słabych wielowodorotlenowych zasad, akwakompleksowanie oraz hydroliza ich soli:



$K_1 \sim K_{h2} \quad K_2 \sim K_{h1}$

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:
 $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$

Powstaje więcej soli:
 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$

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

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

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

Powstaje więcej soli:
 $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

Powstaje więcej niezdisocjowanej zasady:
 $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

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

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

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 sobie anion słabego kwasu lub/i kation słabej zasady, a także odczyn roztworów wodnych soli posiadających w swoim składzie wyłącznie kationy pochodzące od mocnych zasad oraz aniony pochodzące od mocnych kwasów.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówki małe
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku sodu (NaCl)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L siarczanu potasu (K_2SO_4)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku amonu (NH_4Cl)
- ✓ 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 azotynu potasu (KNO_2)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L siarczynu sodu (Na_2SO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu amonu ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$)
- ✓ Roztwór etanolowy fenoloftaleiny (zmienia zabarwienie w zakresie pH 8,3 – 10,0 z bezbarwnego na malinowe/amarantowe z natężeniem intensywności barwy wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

Wykonanie doświadczenia

- Do 9 małych probówek (zgodnie z tabelą 1) wprowadzić po 2-3 krople roztworu wodnego fenoloftaleiny oraz odmierzyć pipetą automatyczną po 0,25 mL odpowiedniego roztworu soli, każdorazowo zmieniając końcówkę pipety. Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zbadać odczyn każdego z użytych roztworów soli za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego, na który należy przenieść 1 kroplę roztworu wodnego soli.
- 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 przypadku zajścia hydrolizy napisać odpowiednie protolityczne równania reakcji. Dla anionów pochodzących od wieloprotonowych kwasów należy napisać wyłącznie pierwszy właściwy etap hydrolizy. W oparciu o wartości stałej dysocjacji uzasadnić obojętny odczyn roztworu wodnego octanu amonu oraz wytłumaczyć w jaki sposób są powiązane ze sobą stała dysocjacji oraz stała hydrolizy. Dlaczego w tym doświadczeniu nie jest celowym sprawdzanie odczynu roztworów za pomocą oranżu metylowego (zakres jego działania opisano w doświadczeniu B)?
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

Nr	Roztwór wodny			
		5	węglanu sodu	
1	chlorku sodu	6	wodorowęglanu sodu	
2	siarczanu potasu	7	azotynu potasu	
3	chlorku amonu	8	siarczynu sodu	
4	azotanu amonu	9	octanu amonu	

Tabela 1: Numeracja probówek z roztworami soli

2. Hydroliza akwakompleksów

Ćwiczenie to ma na celu uświadomienie Studentom na podstawie przeprowadzonych doświadczeń, jakie wartości pH przyjmuje roztwór wodny soli zawierający w sobie 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

- ✓ Probówki małe
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu niklu(II) ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ 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 etanolowy fenoloftaleiny (zmienia zabarwienie w zakresie pH 8,3 – 10,0 z bezbarwnego na malinowe/amarantowe z natężeniem intensywności barwy wraz ze wzrostem pH)
- ✓ 0,1% roztwór wodny oranżu metylowego (zmienia zabarwienie w zakresie pH 3,1 – 4,4 z czerwonego na żółte wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek
- ✓ Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Wykonanie doświadczenia

- Do 4 małych probówek 100-013 (zgodnie z tabelą 2) wprowadzić po 2-3 krople roztworu fenoloftaleiny oraz odmierzyć pipetą automatyczną po 0,25 mL odpowiedniego roztworu soli, każdorazowo zmieniając końcówkę pipety. Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Do małych probówek 14 – 17 wprowadzić po 2-3 krople roztworu oranżu metylowego oraz odmierzyć pipetą automatyczną po 0,25 mL odpowiedniego roztworu soli, każdorazowo zmieniając końcówkę pipety. Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zbadać odczyn każdego z użytych roztworów soli za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego, na który należy przenieść 1 kroplę roztworu wodnego soli.
- Zanotować kolor roztworu w probówkach 10 – 17 po połączeniu i wymieszaniu ze sobą roztworów odpowiedniego wskaźnika oraz soli, a także zanotować odczyn roztworów wodnych soli zbadany w poprzednim etapie) w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy.
- W przypadku zajścia hydrolizy napisać pierwsze etapy protolitycznych równań hydrolizy akwakompleksów.
- W oparciu o zakres działania fenoloftaleiny i oranżu metylowego jako wskaźnika pH uzasadnić ich wpływ na barwę roztworów wodnych badanych soli.
- Wy tłumaczyć 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?
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

Nr	Roztwór wodny	Nr	Roztwór wodny
10	azotanu niklu (II)	14	azotanu niklu (II)
11	azotanu kobaltu (II)	15	azotanu kobaltu (II)
12	azotanu cynku	16	azotanu cynku
13	azotanu glinu	17	azotanu glinu

Tabela 2: Numeracja probówek z roztworami soli

3. 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.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

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

Wykonanie doświadczenia

- Do szerokiej 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 za pomocą vortexu.
- W oparciu o wstęp teoretyczny zamieszczony na początku niniejszego materiału napisać reakcje danego przebiegu hydrolizy i zanotować obserwacje towarzyszące tej reakcji chemicznej.
- Do probówki porcjami po 0,5 mL wprowadzać roztwór chlorku antymonu (III) aż do całkowitego zaniku osadu. Po każdej wprowadzonej porcji odczynnika należy zawartość probówki wymieszać za pomocą vortexu.
- Zanotować obserwację i wytłumaczyć jej przyczynę opierając się o informacje uzyskane w trakcie ćwiczenia. Wytłumaczyć wpływ rozcieńczania i zatężania roztworu na przebieg hydrolizy.
- Na podstawie poczynionych obserwacji odpowiedzieć na pytanie, czy hydroliza jest procesem odwracalnym.
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

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. W danym doświadczeniu zostanie porównana moc kwasów, tworzących dwie sole sodowe na przebieg hydrolizy ich roztworów wodnych.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówki małe
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L węglanu sodu (Na_2CO_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L siarczynu sodu (Na_2SO_3)
- ✓ 0,1% roztwór etanolowy fenoloftaleiny (zmienia zabarwienie w zakresie pH 8,3 – 10,0 z bezbarwnego na malinowe/amarantowe z natężeniem intensywności barwy wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

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 za pomocą vortexu.
- Zanotować intensywność barwy wskaźnika w obu probówkach. Dla ułatwienia obserwacji, probówki należy porównywać na tle białej kartki.
- Napisać protolityczne reakcje hydrolizy zachodzące w roztworach tych soli i podaj odpowiednie równania dla ich pierwszego etapu hydrolizy. Na podstawie równań odpowiednio napisać wzory na stałe hydrolizy.

- W oparciu o wielkości stałych dysocjacji drugiego etapu tych kwasów ($K_{2,\text{H}_2\text{CO}_3} = 6,0 \cdot 10^{-11}$, $K_{2,\text{H}_2\text{SO}_3} = 6,0 \cdot 10^{-8}$) uzasadnić różnicę w odczynie roztworów wodnych tych soli o jednakowym stężeniu. Dlaczego w danym przypadku należy porównywać drugi etap dysocjacji zamiast pierwszego?
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

5. Wpływ mocy zasad na hydrolizę ich soli

Podobnie do wpływu mocy kwasów na hydrolizę roztworów wodnych ich soli, moc słabych zasad również ma wpływ na intensywność procesów hydrolizy zachodzących w roztworach wodnych ich soli. W danym doświadczeniu zostaną porównane dwie sole kwasu solnego z kationami pochodzącymi od słabych zasad, a także zostanie zbadany wpływ kolejności wykonywanych czynności na odczyt pH za pomocą papierków wskaźnikowych.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówki małe
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku amonu (NH_4Cl)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku magnezu (MgCl_2)
- ✓ 0,5% roztwór lakmusu (zmienia zabarwienie w zakresie pH 5,0 – 8,0 z czerwonego na niebieskie wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

Wykonanie doświadczenia

- Do jednej probówki wprowadzić za pomocą pipety automatycznej 0,5 mL roztworu chlorku amonu, do drugiej – 0,5 mL roztworu chlorku magnezu. Następnie do obu probówek wprowadzić po 1 kropli roztworu lakmusu i zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zanotować intensywność barwy wskaźnika z obu probówek. Dla ułatwienia obserwacji, probówki należy porównywać na tle białej kartki.
- Zbadać odczyn roztworów z obu probówek za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy.
- Napisać protolityczne reakcje hydrolizy zachodzące w roztworach tych soli i podać odpowiednie równania hydrolizy (w przypadku soli magnezu należy podać tylko równanie dla pierwszego etapu hydrolizy). Na podstawie równań odpowiednio napisać wzory na stałe hydrolizy.
- Do jednej probówki wprowadzić za pomocą pipety automatycznej 0,5 mL roztworu chlorku amonu, do drugiej – 0,5 mL roztworu chlorku magnezu. Zbadać odczyn roztworów z obu probówek za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych w skali kwasowy – słabo kwasowy – bliski obojętnemu (kolor oliwkowy/żółtozielony) – słabo zasadowy – zasadowy.
- Zanotować zbadany odczyn za pomocą papierków wskaźnikowych i odpowiedzieć na pytanie, 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 tych zasad ($K_{2,\text{Mg}(\text{OH})_2} = 2,5 \cdot 10^{-3}$, $K_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$) wytłumaczyć, który z roztworów wodnych ich soli o jednakowym stężeniu będzie miał odczyn bardziej kwasowy.
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

6. Wpływ temperatury na przebieg procesu hydrolizy

W trakcie danego eksperymentu zostanie zbadany wpływ 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 hydroliza zaszła.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówka wirówkowa (4 sztuki)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (CH_3COONa)
- ✓ 0,1% roztwór etanolowy fenoloftaleiny (zmienia zabarwienie w zakresie pH 8,3 – 10,0 z bezbarwnego na malinowe/amarantowe z natężeniem intensywności barwy wraz ze wzrostem pH)
- ✓ 0,2% roztwór etanolowy czerwieni alizarynowej S (zmienia zabarwienie w zakresie pH 3,7 – 5,2 z żółtego na fioletowe wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do dwóch naszykowanych probówek po 2 mL roztworu octanu sodu, po czym do probówek wprowadzić po 2 krople etanolowego roztworu fenoloftaleiny. Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zanotować barwę roztworów w obu probówkach i odpowiedzieć na pytanie czy zawsze fenoloftaleina jest w stanie pośrednio udowodnić zajście procesów hydrolizy i dlaczego tak się dzieje.
- Jedną z naszykowanych probówek umieścić na łaźni wodnej na ok. 3 minuty, po czym porównać kolory roztworów obu probówek.
- Uzasadnić zmianę koloru roztworu w probówce po jej ogrzaniu oraz napisać równanie reakcji hydrolizy dla octanu sodu oraz stałą hydrolizy na podstawie równania reakcji.
- Korzystając z informacji podanych na oznaczeniu butelki z octanem sodu obliczyć stopień hydrolizy na podstawie wzoru ($K_{\text{kw}} = K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$):

$$h = \sqrt{\frac{K_{\text{w}}}{C_{\text{sol}} \cdot K_{\text{kw}}}}$$

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do dwóch naszykowanych probówek po 2 mL roztworu octanu sodu, po czym do probówek wprowadzić po 2 krople roztworu czerwieni alizarynowej S. Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zanotować barwę roztworów w obu probówkach.
- Jedną z naszykowanych probówek umieścić na łaźni wodnej na ok. 3 minuty, po czym porównać kolory roztworów obu probówek.
- Uzasadnić zmianę koloru roztworu lub jej brak w probówce po jej ogrzaniu.
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

7. Wpływ temperatury oraz stężenia na przebieg procesu hydrolizy

W danym doświadczeniu na podstawie precyzyjnie spreparowanej mieszaniny reakcyjnej można będzie się przekonać, że intensywność hydrolizy można kontrolować zarówno za pomocą odpowiedniego stężenia substratów, jak i za pomocą temperatury.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówka duża, wysoka
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku żelaza(III) (FeCl_3)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (CH_3COONa)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Drewniana łąpa
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą pipety automatycznej odmierzyć do naszykowanej probówki 0,25 mL roztworu chlorku żelaza, po czym do probówki wprowadzić 0,75 mL roztworu octanu sodu.
- Zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zawartość probówki uzupełnić wodą destylowaną co najmniej do 75% objętości probówki. Probówkę umieścić na łaźni wodnej na ok. 10 minut. Po upływie odmierzonego czasu probówkę za pomocą drewnianej łapy zabrać z łaźni wodnej.
- Zanotować zmiany w probówce, które zaszły po połączeniu odczynników oraz po ogrzaniu rozcieńczonego roztworu na łaźni wodnej.
- Napisać odpowiednie równanie reakcji, pamiętając o nietypowym przebiegu procesu hydrolizy.
- Zaproponować co najmniej 2 sposoby, dzięki którym można zapobiec hydrolizie roztworów wodnych soli.
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

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

Dane doświadczenie ma na celu pokazanie jak bardzo wpływa na pH wody dodatek nawet jednej kropli mocnego kwasu lub zasady oraz ile by należało zużyć kwasu i zasady na osiągnięcie podobnego pH w roztworze buforu octanowego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówka duża, wysoka (2 sztuki)
- ✓ Probówka (3 sztuki) (wirówkowa)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L wodorotlenku sodu o $\text{pH} = 13$ (NaOH)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L kwasu solnego o $\text{pH} = 1$ (HCl)
- ✓ 0,2% roztwór etanolowy czerwieni alizarynowej S (zmienia zabarwienie w zakresie pH 3,7 – 5,2 z żółtego na fioletowe wraz ze wzrostem pH)
- ✓ 0,1% roztwór etanolowy błękitu bromofenolowego (zmienia zabarwienie w zakresie pH 3,0 – 4,6 z żółtego na fioletowe wraz ze wzrostem pH)
- ✓ Bufor octanowy
- ✓ Woda destylowana
- ✓ 2 plastikowe korki do dużych probówek
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex do mieszania zawartości probówek

Wykonanie doświadczenia

- Ponumerować próbówki zgodnie z tabelą 3, a następnie wprowadzić do nich za pomocą pipety automatycznej po 2 mL odpowiednio wody destylowanej lub buforu octanowego. Do próbek 1 i 3 wprowadzić po 1 kropli roztworu czerwieni alizarynowej S, a do próbek 2, 4 i 5 – po 2 krople błękitu bromofenolowego. Zawartość próbek wymieszać za pomocą vortexu.
- Zanotować barwy we wszystkich 5 próbkach po wprowadzeniu roztworów wskaźnikowych.
- Do próbek 1, 2, i 5 dodać odpowiednio 0,1 mol/L roztwory wodorotlenku sodu, kwasu solnego lub wodę destylowaną w ilościach zgodnie z tabelą 4, po czym zawartość próbek wymieszać za pomocą vortexu.
- Do próbek 3 i 4 dodawać pipetą automatyczną po 0,25 mL ciągle mieszając odpowiednio roztwór wodorotlenku sodu lub kwasu solnego aż do momentu uzyskania barwy w próbce 3 jak w próbce 1, a w próbce 4 barwy zbliżonej do próbki 2.
- Zanotować barwy we wszystkich 5 próbkach po wprowadzeniu odpowiednich ilości odczynników. Dlaczego barwa w próbce 5 nie uległa zmianie, a jedynie nieznacznie straciła intensywność? Zanotować ilości dodanych roztworów wodnych wodorotlenku sodu i kwasu solnego, potrzebnych do osiągnięcia pH jak w próbkach 1 i 2 odpowiednio.
- Czy zmiana zabarwienia w buforze nastąpiła gwałtownie jak w wodzie destylowanej czy powoli? Zakładając, że 1 mL buforu zawiera 20 kropli, obliczyć, ile razy więcej zasady i kwasu należało dodać do buforu, aby osiągnąć pH porównywalne jak w próbkach 1 i 2. Dlaczego różnica jest taka duża?
- W oparciu o pojęcie pojemności buforowej wytłumaczyć, dlaczego różnica w dodanych ilościach zasady i kwasu do wody i buforu jest taka duża?
- Wszystkie wymagane równania reakcji oraz odpowiedzi na polecenia zawrzeć w zeszycie laboratoryjnym.

Nr	Typ próbki	Zawiera	Wprowadzony wskaźnik
1	Wirówkowa	Wodę destylowaną	Czerwień alizarynowa S
2	Wirówkowa	Wodę destylowaną	Błękit bromofenolowy
3	Duża	Bufor octanowy	Czerwień alizarynowa S
4	Duża	Bufor octanowy	Błękit bromofenolowy
5	Wirówkowa	Bufor octanowy	Błękit bromofenolowy

Tabela 3: Numeracja próbek do doświadczenia porównującego zmiany pH w wodzie i buforze octanowym

Nr	Dodany odczynnik - roztwór	Ilość odczynnika
1	Wodorotlenek sodu	1 kropla
2	Kwas solny	1 kropla
3	Wodorotlenek sodu	Taka, aby osiągnąć zabarwienie jak w próbce 1
4	Kwas solny	Taka, aby osiągnąć zabarwienie jak w próbce 2
5	Woda destylowana	1 mL

Tabela 4: Numeracja próbek i dodawane odczynniki

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 $\text{pH} > 5,2$ będzie on nadal posiadał zabarwienie fioletowe. W roztworach buforowych zmiany pH następują bardzo powoli, więc celowym jest użycie właśnie tego wskaźnika, aby pokazać naocznie, jak się zmienia pH buforu octanowego (czyli buforu kwasowego). Zanim bufor octanowy przekroczy pojemność buforową i osiągnie odczyn zasadowy – niezbędny byłby dodatek tak dużej ilości 0,1 mol/L roztworu wodnego wodorotlenku sodu, że pojemność dużej próbki okazałaby się niewystarczająca, a czas potrzebny na osiągnięcie tych zmian poprzez dodawanie odczynnika porcjami po 0,25 mL będzie na tyle długi, że nie wnosi to sensu dydaktycznego w dane doświadczenie.