Projekt "Operacja - Integracja 3.0!" - III etap wdrażania Zintegrowanego Programu Uczelni jest współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach programu Fundusze Europejskie dla Rozwoju Społecznego 2021-2027 współfinansowanego ze środków Europejskiego Funduszu Społecznego Plus, umowa nr FERS.01.05-IP.08-0226/23-00

Materiały dydaktyczne (SKRYPT)

dla studentów kierunku

Farmacja

Do przedmiotu

Chemia ogólna i nieorganiczna

Autorzy:

Dr n. farm. Angelika Adamus-Grabicka
Dr n. farm. Małgorzata Fabijańska
Mgr inż. Monika Kawka-Człapińska
Dr n. farm. Andrzej Łazarenkow
Dr hab. n. med. Joanna Sikora, profesor UM
Dr n. farm. inż. Dominik Żyro

Łódź, 2026

Niniejszy materiał dydaktyczny (skrypt) powstał w ramach realizacji przez Uniwersytet Medyczny w Łodzi projektu pt.: "Operacja - Integracja 3.0!" - III etap wdrażania Zintegrowanego Programu Uczelni, który jest współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach programu Fundusze Europejskie dla Rozwoju Społecznego 2021-2027 współfinansowanego ze środków Europejskiego Funduszu Społecznego Plus, umowa nr FERS.01.05-IP.08-0226/23-00

Ćwiczenie nr 4
Hydroliza soli i roztwory buforowe

Wstęp teoretyczny

Hydroliza soli

Hydroliza (gr. ὑδρόλυσις, hydrolysis – rozkład przez wodę) w chemii nieorganicznej 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. **Kwasy i zasady nieorganiczne niezależnie od swojej mocy hydrolizie nie ulegają.**

Jakie kwasy nieorganiczne są mocne?

Kwasy tlenowe zgodnie z teorią Paulinga **dzielimy na 4 rodzaje: bardzo mocne** (zawierają w swoim składzie 3 atomy tlenu niezwiązane z wodorem, np. $HClO_4$), **mocne** (zawierają w swoim składzie 2 atomy tlenu niezwiązane z wodorem, np. $HClO_3$, HNO_3), **słabe** (zawierają w swoim składzie 1 atom tlenu niezwiązany z wodorem, np. $HClO_2$, H_2SO_3) oraz **bardzo słabe** (nie zawierają w swoim składzie atomów tlenu niezwiązanych z wodorem, np. HClO, H_3BO_3). **Kwasy beztlenowe w roztworach wodnych mocą rosną w dół układu okresowego** - w VII grupie tylko HF jest słaby, cała reszta jest kwasami mocnymi, podczas gdy **w stanie gazowym sytuacja jest odwrotna** – najmocniejszym halogenowodorem w stanie gazowym jest HF. W VI A (głównej) grupie wszystkie kwasy beztlenowe są kwasami bardzo słabymi. **Hydrolizie ulegają tylko aniony słabych lub bardzo słabych kwasów, wchodzące w skład soli.**

Jakie zasady nieorganiczne są mocne?

Litowce i wapniowce – kationy tych zasad hydrolizie NIE ULEGAJĄ. Kationy berylu i magnezu oraz wszystkich innych metali ulegają hydrolizie w roztworach wodnych soli.

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 – ($K_{CH_3COOH} = K_{NH_3 \cdot H_2O} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$) odczyn roztworu takiej soli będzie obojętny.

$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$ **DYSOCJACJA SOLI** $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$

DYSOCJACJA SOLI JEST PROCESEM NIEODWRACALNYM!!!
HYDROLIZA JONU JEST ODWRACALNA.

KATIONOWA **HYDROLIZA JONU** **ANIONOWA**

$NH_4^+ + 2H_2O \rightleftarrows NH_3 \cdot H_2O + H_3O^+$ $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

$K_h = \frac{[NH_3 \cdot H_2O] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$ **STAŁA HYDROLIZY** $K_h = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$

Przemnożenie licznika i mnożnika przez:

$K_h = \frac{[NH_3 \cdot H_2O] \cdot [H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}$ $[OH^-]$ $[H_3O^+]$ $K_h = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}$

$K_h = \frac{1}{K_z} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_z}$ $\boxed{K_{kw} \cdot K_z = K_w = K_{dys} \cdot K_h}$ $K_h = \frac{1}{K_{kw}} \cdot K_w = \frac{K_w}{K_{kw}}$

$[NH_3 \cdot H_2O] = [H_3O^+] = X$ **OBLICZENIE pH ROZTWORU SOLI** $[CH_3COOH] = [OH^-] = X$

$[H_3O^+] = \sqrt{K_h \cdot c_{soli}}$ $\boxed{K_h = K_w : K_{dys} = K_w : K}$ $[OH^-] = \sqrt{K_h \cdot c_{soli}}$

$pH = -\log[H_3O^+]$ $pOH = -\log[OH^-]$

$pH = 14 - pOH$

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: $Ni(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Ni^{2+} + 2NO_3^-$

TWORZENIE AKWAKOMPLEKSU: $Ni^{2+} + 6H_2O \rightleftarrows [Ni(H_2O)_6]^{2+}$

Teoria Lewisa: Kwas Zasada Addukt

TWORZENIE KOMPLEKSU I JEGO HYDROLIZA SĄ PROCESAMI ODWRACALNYMI!!!

HYDROLIZA AKWAKOMPLEKSU: $[Ni(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Ni(OH)(H_2O)_5]^+ + H_3O^+$ (etap I)

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. Dlatego pH rozcieńczonych roztworów wodnych kwasów i zasad oraz soli często oblicza się w sposób uproszczony na podstawie pierwszego etapu ich dysocjacji lub hydrolizy.

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:

Fe^{3+}, Al^{3+} (jako octany): $Me^{3+} + 3CH_3COO^- + 2H_2O \rightleftarrows Me(OH)_2CH_3COO\downarrow + 2CH_3COOH$

Hydroliza $SbCl_3$: $Sb^{3+} + 3Cl^- + 4H_2O \rightleftarrows Sb(OH)_2^+Cl^- + 2Cl^- + 2H_3O^+$

$Sb(OH)_2^+Cl^- \rightleftarrows (SbO)Cl\downarrow + H_2O$ (osad powstaje na skutek reakcji odwodnienia)

Należy pamiętać, że dysocjacja słabych kwasów i zasad, hydroliza soli i powstawanie kompleksów są procesami ODWRACALNYMI, zatem zawsze należy reakcje takie zapisywać w postaci równowagi chemicznej z zastosowaniem ⇄ . W przeciwnym przypadku, jeżeli reakcja przebiega jednokierunkowo ($\alpha = 100\%$), 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 **HYDROLIZA** $Na_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + CO_3^{2-}$

$H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + H_3O^+$ K_1 Kh_2 Kh_1 $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$

$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_3O^+$ K_2 Kh_1 Kh_2 $HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 + OH^-$

Dysocjacja słabych wielowodorotenowych zasad, akwakompleksowanie oraz hydroliza ich soli:

DYSOCJACJA **HYDROLIZA** $MgSO_4 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + SO_4^{2-}$

$Mg(OH)_2\downarrow \rightleftarrows Mg(OH)^+ + OH^-$ K_1 Kh_2 $Mg^{2+} + 6H_2O \rightleftarrows [Mg(H_2O)_6]^{2+}$

$Mg(OH)^+ \rightleftarrows Mg^{2+} + OH^-$ K_2 Kh_1 Kh_1 $[Mg(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Mg(OH)(H_2O)_5]^+ + H_3O^+$

$Mg^{2+} + 6H_2O \rightleftarrows [Mg(H_2O)_6]^{2+}$ Kh_2 $[Mg(OH)(H_2O)_5]^+ \rightleftarrows Mg(OH)_2\downarrow + H_3O^+ + 4H_2O$

$K_1 \sim Kh_2$ $K_2 \sim Kh_1$

Roztwory buforowe

Roztwór buforowy najczęściej jest mieszaniną 3-składnikową, 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 wodnych 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. Trzecim składnikiem jest woda, będąca podstawą zdecydowanej większości nieorganicznych roztworów buforowych. Oba składniki główne buforu znajdują się w równowadze pomiędzy sobą, wyglądającej następująco:

KWASOWY **BUFOR** **ZASADOWY**

tworzenie nazwy: OCTANOWY / AMONOWY

$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$

Kwas (c_{kw}) Sól (c_s)

$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

Zasada (c_z) Sól (c_s)

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\cdot[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{c_s\cdot[H_3O^+]}{c_{kw}}$$

STAŁA RÓWNOWAGI

$$K = \frac{[NH_4^+]\cdot[OH^-]}{[NH_3\cdot H_2O]} = \frac{c_s\cdot[OH^-]}{c_z}$$

!! $[CH_3COO^-] \neq [H_3O^+]$ **OBLICZENIE pH ROZTWORU** $[NH_4^+] \neq [OH^-]$!!!

$K\cdot[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]\cdot[H_3O^+]$

$$[H_3O^+] = \frac{K\cdot[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{K\cdot c_{kw}}{c_s}$$

$pH = -\log[H_3O^+]$

$K\cdot[NH_3\cdot H_2O] = [NH_4^+]\cdot[OH^-]$

$$[OH^-] = \frac{K\cdot[NH_3\cdot H_2O]}{[NH_4^+]} = \frac{K\cdot c_z}{c_s}$$

$pOH = -\log[OH^-]$

$pH = 14 - pOH$

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

Powstaje więcej niezdysocjowanego kwasu:

$CH_3COO^- + H_3O^+ \rightleftarrows CH_3COOH + H_2O$

$$[H_3O^+] = \frac{K\cdot(c_{kw} + x\cdot 0{,}01\ mol/l)}{c_s - x\cdot 0{,}01\ mol/l}$$

Powstaje więcej soli:

$NH_3\cdot H_2O + H_3O^+ \rightleftarrows NH_4^+ + 2H_2O$

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

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

Powstaje więcej soli:

$CH_3COOH + OH^- \rightleftarrows CH_3COO^- + H_2O$

$$[H_3O^+] = \frac{K\cdot(c_{kw} - y\cdot 0{,}02\ mol/l)}{c_s + x\cdot 0{,}02\ mol/l}$$

Powstaje więcej niezdysocjowanej zasady:

$NH_4^+ + OH^- \rightleftarrows NH_3\cdot H_2O$

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

Pomimo wprowadzenia do roztworów buforowych sporych ilości jonów H_3O^+ 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 i wynikają tak naprawdę z rozcieńczenia roztworu buforowego tworzącą się wodą, a więc nieznacznym 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 roztworu o 1.

W organizmach żywych bufory są bardzo szeroko rozpowszechnione, np. za transport tlenu przez krew odpowiada **bufor hemoglobinowy**, podczas gdy za wydalanie z organizmu CO_2 odpowiada **bufor wodorowęglanowy** we krwi, które z kolei **razem z buforem białczanowym zapobiegają zmianom pH krwi**, aby procesy fizjologiczne zachodziły poprawnie. W roztworach buforowych, ze względu na obecność w nich kwasów i zasad procesy hydrolizy są pomijalne. Wśród związków organicznych mogących ulegać hydrolizie można wymienić m. in. ATP (na skutek czego wydziela się energia, niezbędna do funkcjonowania komórek/organizmu). Procesy odbywające się z udziałem enzymów i prowadzące do hydrolizy enzymatycznej umożliwiają m.in. trawienie pokarmu do składników podstawowych, które organizm byłby w stanie przyswoić.

Przebieg ćwiczenia

1.Hydroliza kationowa i anionowa a odczyn roztworów wodnych soli

W trakcie niniejszego doświadczenia zostanie zbadany odczyn roztworów wodnych soli, stosowanych w lecznictwie lub farmacji, zawierających w składzie aniony i kationy pochodzące odpowiednio od różnej mocy kwasów i zasad

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku sodu (NaCl)
- ✓ 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 (CH_3COONH_4)
- ✓ Roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Probówki
- ✓ Mieszadło Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do 6 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 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 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	Odczyn	Równanie reakcji
1	chlorku sodu				
2	azotanu amonu				
3	węglanu sodu				
4	wodorowęglanu sodu				
5	octanu sodu*		Przed podgrzaniem Po podgrzaniu		
6	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 (energia hydratacji takich kationów jest niższa od energii solwatacji/rozpuszczania, przez co najpierw kation się „uwadnia" z utworzeniem związku koordynacyjnego).

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu kobaltu(II) ($Co(NO_3)_2$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu cynku ($Zn(NO_3)_2$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L azotanu glinu ($Al(NO_3)_3$)
- ✓ 0,1% roztwór oranżu metylowego
- ✓ Papierki wskaźnikowe uniwersalne
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Mieszadło 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 soli.

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:**
    - **Czym świadczy pojawienie się białego osadu?**
    - **Czy hydroliza jest procesem odwracalnym? Wytłumacz wpływ rozcieńczania i zatężania roztworu na przebieg hydrolizy.**

Czynności	**$SbCl_3$**	**Dodanie wody**	**Dodanie $SbCl_3$**
Obserwacje			

Tabela 3: 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. W wyniku połączenia ze sobą słabych kwasów i ich soli z mocnymi zasadami tworzą się roztwory buforowe, skutecznie stabilizujące pH leków w postaciach płynnych. Analogiczny jest wpływ słabych zasad na hydrolizę ich soli. Celem ćwiczenia jest porównanie mocy kwasu węglowego i siarczynowego oraz określenie intensywności przebiegu hydrolizy roztworów wodnych ich soli sodowych w oparciu o moc tych kwasów.

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
- ✓ 0,1% roztwór tymoloftaleiny
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Mieszadło Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić za pomocą pipety automatycznej 0,5 mL roztworu węglanu sodu, do kolejnych dwóch – 0,5 mL roztworu siarczynu sodu. Następnie do probówek z roztworem węglanu sodu oraz siarczynu sodu wprowadzić po 1 kropli roztworu fenoloftaleiny, a do dwóch kolejnych z węglanem oraz z siarczynem - roztwór tymoloftaleiny i zawartość probówek wymieszać przy pomocy vortexu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 4 zanotować obserwacje zwracając uwagę na intensywność barwy wskaźnika we wszystkich 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 = $6{,}0\cdot10^{-11}$, K_2,H_2SO_3 = $6{,}0\cdot10^{-8}$) uzasadnij różnicę w odczynie roztworów wodnych tych soli o jednakowym stężeniu.**
    - **Dlaczego w danym przypadku należy porównywać drugi etap dysocjacji zamiast pierwszego?**

Roztwór	Barwa wskaźnika		Równanie reakcji	Wzór na stałą hydrolizy
	Fenoloft.	Tymoloft.		
Na_2CO_3				
Na_2SO_3				

Tabela 4: Wpływ mocy kwasów na reakcję hydrolizy

5. Wpływ temperatury oraz stężenia na przebieg procesu hydrolizy

W danym doświadczeniu na podstawie otrzymanej mieszaniny reakcyjnej można będzie się przekonać, że intensywność hydrolizy w roztworach wodnych można kontrolować zarówno za pomocą odpowiedniego stężenia substratów, jak i za pomocą temperatury, co jest uwzględniane przy opracowywaniu i produkcji preparatów leczniczych. Celem ćwiczenia jest zbadanie wpływu temperatury i stężenia roztworów wodnych soli na intensywność procesów hydrolizy.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L chlorku żelaza(III) ($FeCl_3$)
- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (CH_3COONa)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Drewniana łapa
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówka duża, wysoka

- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Mieszadło Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do wysokiej probówki wprowadzić 2 krople 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 ¾ 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_3COONa**	**Woda**	**Podgrzanie do 90°C**
Obserwacje (barwa, osad)				

Tabela 6: Wpływ temperatury oraz stężenia na przebieg procesu hydrolizy

6. Wpływ temperatury na przebieg procesu hydrolizy

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 intensywniej po podwyższeniu temperatury.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,5 mol/L octanu sodu (☠ CH_3COONa)
- ✓ 0,1% roztwór fenoloftaleiny
- ✓ 0,2% roztwór etanolowy czerwieni alizarynowej S
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówka (4 sztuki)
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Mieszadło 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 ($K_{kw} = K_{CH3COOH} = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$):**

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

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

7.Zbadanie zmian pH zachodzących w buforze octanowym w odniesieniu do wody destylowanej, spowodowanych dodaniem mocnego kwasu lub zasady

Dane doświadczenie ma na celu pokazanie jak na pH wody wpływa nawet jedna kropla mocnego kwasu lub zasady oraz ile należy użyć mocnego 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
- ✓ Bufor octanowy 2 (bufor o dwukrotnie większym stężeniu składników ale o takim samym pH)
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Probówka duża, wysoka (4 sztuki)
- ✓ Probówka (3 sztuki)
- ✓ Plastikowe korki do dużych probówek (2 sztuki)
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Mieszadło Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Ponumerować probówki zgodnie z tabelą 7, a następnie odmierzyć pipetą automatyczną po 2 mL odpowiednio wody destylowanej lub buforów octanowych i dodać odpowiednie roztwory wskaźników (po 2 krople zgodnie z tabelą 7). Roztwory dokładnie wymieszać przy pomocy vortexu.
- Do probówek 1, 2, i 7 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 dużych probówek 3, 5 oraz 4, 6 dodawać pipetą automatyczną, ciągle mieszając po 1 mL odpowiednio roztwór wodorotlenku sodu lub kwasu solnego, aż do momentu uzyskania: w probówce 3 i 5 barwy roztworu zbliżonej do barwy w probówce 1, a w probówce 4 i 6 barwy roztworu zbliżonej do barwy w probówce 2 (intensywność barwy będzie mniejsza, ze względu na rozcieńczenie, kolor roztworu należy porównywać patrząc z góry, trzymając podstawę probówki na białym tle).
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 7 zanotować ilość dodanych kropli (w przeliczeniu 1 mL= 20 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? Jaka jest zależność pomiędzy pojemnością buforową a stężeniem buforu?**

Nr	Typ probówki	Zawartość	Wprowadzony wskaźnik	Kolor wskaźnika	Dodany odczynnik	Kolor wskaźnika	Ilość odczynnika
1	Mała	Woda destylowana	Czerwień alizarynowa S		Wodorotlenek sodu		1 kropla
2	Mała	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	Duża	Bufor octanowy 2	Czerwień alizarynowa S		Wodorotlenek sodu		
6	Duża	Bufor octanowy 2	Błękit bromofenolowy		Kwas solny		
7	Mała	Bufor octanowy	Błękit bromofenolowy		Woda destylowana		20 kropli

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.