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 3
Kwasy i zasady

Wstęp teoretyczny

Wstęp

Kwasy i **zasady** odgrywają niezwykle istotną rolę w życiu człowieka. Od podstawowego znaczenia w produkcji preparatów farmaceutycznych (proces syntezy, etapy stabilizacji roztworów, trwałości form farmaceutycznych) po skomplikowany układ reakcji kwasowo-zasadowych w naszym organizmie. Stężenie jonów wodorowych w płynach ustrojowych jest kluczowe dla prawidłowego funkcjonowania procesów metabolicznych i enzymatycznych, a nawet niewielkie zmiany ich stężenia w płynach ustrojowych mogą powodować stany patologiczne. Optymalny zakres pH krwi dla większości procesów przemiany materii wynosi 7,35-7,45. Na zachowanie stałego pH środowiska wewnętrznego wpływa wiązanie jonów wodorowych przez układy buforowe, występujące w płynach ustrojowych (bufor węglowy, fosforanowy, hemoglobinianowy, oksyhemoglobinianowy oraz bufory białczanowe). Jednak w związku z ograniczoną pojemnością układów buforowych, część kwasów organicznych jest usuwana z moczem, którego pH może zmieniać się w granicach 4,5-8,2. Wydzielanie przez nerki dwuzasadowego fosforanu sodu i węglanu sodu powoduję zmianę pH moczu na bardziej alkaliczną, natomiast wzrost kwasowości moczu następuje wskutek wydzielania większej ilości słabych kwasów. Sok żołądkowy ma pH w zakresie 1,0 – 2,0. Zmiana stopnia zakwaszenia powoduje zaburzenie w przebiegu procesu trawienia, np. nadkwaśności żołądka. W leczeniu tej choroby, obok leków hamujących wydzielanie kwasu solnego, stosuje się środki neutralizujące go. Takimi środkami są związki nieorganiczne: wodorotlenki, sole słabych kwasów i mocnych zasad, hydroksosole, sole podwójne, tlenki. Działanie ich polega na reakcji z kwasem solnym i zobojętnianiu go.

Płyn ustrojowy	pH	Płyn ustrojowy	pH
Sok żołądkowy	1,0-2,0	Płyn nasienny	7,1-7,5
Wydzielina pochwy	3,2-4,2	Płyn mózgowo-rdzeniowy	7,3
Ślina	5,0-6,8	Krew	7,4
Żółć	5,8-8,5	Mocz	4,5-8,2
Sok jelitowy	6,2-7,5	Sok trzustkowy	7,5-8,3

Tabela 1: Wartości pH płynów ustrojowych człowieka

Dysocjacja elektrolityczna

Wszystkie substancje chemiczne można sklasyfikować jako elektrolity lub nieelektrolity. Związki chemiczne ulegające rozpadowi na jony pod wpływem wody to **elektrolity**, w odróżnieniu od **nieelektrolitów** – substancji nie dysocjujących. Elektrolity są to głównie związki nieorganiczne: sole, kwasy, zasady, które posiadają wiązania jonowe lub kowalencyjne spolaryzowane. Elektrolity, w zależności od ich mocy, w większym lub mniejszym stopniu rozpadają się w wodzie (lub innym rozpuszczalniku) na jony, co umożliwia ich roztworom przewodzenie prądu elektrycznego. Roztwory nieelektrolitów to w większości substancje organiczne (wyj. kwasy karboksylowe i ich sole), np. toluen, gliceryna, które nie przewodzą prądu elektrycznego, gdyż nie zawierają jonów odpowiedzialnych za jego przepływ.

Teoria kwasów i zasad Bronsteda-Lowry'ego

Brönsted i Lowry rozszerzyli pojęcie kwasu i zasady wg Arrheniusa, tworząc teorię protonową. Teoria ta obejmuje nie tylko reakcje kwasowo-zasadowe w roztworach wodnych, lecz uwzględnia także reakcje w innych niewodnych protonowych rozpuszczalnikach. Wszelkie reakcje typu kwas-zasada wg teorii Brönsteda i Lowry'ego polegają na przeniesieniu **protonu (jonu H^+)** z **kwasu** (**donor protonu**) do **zasady** (**akceptor protonu**).

$$\boldsymbol{kwas} \rightleftarrows \boldsymbol{zasada} + \boldsymbol{H^+}$$

$$\boldsymbol{donor} \rightleftarrows \boldsymbol{akceptor} + \boldsymbol{H^+}$$

Jon H^+, nie występuje samodzielnie w roztworze; musi połączyć się z inną cząsteczką lub jonem o charakterze akceptora protonu, czyli zasady. Zachodzi reakcja *przeniesienia protonu* do cząsteczki innej zasady, będącej mocniejszym akceptorem protonu niż zasada sprzężona z danym kwasem. W przypadku połączenia H^+ z cząsteczką wody, powstaje jon **H_3O^+** (*jon oksoniowy, hydroniowy*).

W procesie przeniesienia protonu uczestniczą równocześnie dwie sprzężone pary kwasu i zasady:

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

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftarrows SO_4^{2-} + H_3O^+$$

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

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

Jeśli jednak w roztworze wodnym istnieje substancja o mocniejszych właściwościach akceptorowych bądź mocniejszych właściwościach donorowych niż woda, to jej udział w przenoszeniu protonu będzie dominujący.

$$CH_3COOH + NH_3 \rightleftarrows CH_3COO^- + NH_4^+$$

Kwasy reagują w pierwszej kolejności z najmocniejszą w danych warunkach zasadą, zasady zaś – z najmocniejszym kwasem. **Im silniejsze właściwości donorowe ma kwas, tym sprzężona z nim zasada posiada słabsze właściwości akceptorowe; im zasada jest mocniejsza, tym sprzężony z nią kwas słabszy.**

$$HClO_4 + CH_3COOH \rightleftarrows ClO_4^- + CH_3COOH_2^+$$

Woda jest substancją **amfiprotyczną** (może być zarówno donorem jak i akceptorem protonu).

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows OH^- + H_3O^+$$

Teoria kwasów i zasad Lewisa

Kwasy Lewisa są zatem akceptorami par elektronowych, **zasady Lewisa** są donorami par elektronowych.

$$\boldsymbol{zasada + kwas \rightleftarrows addukt}$$

$$\boldsymbol{donor + akceptor \rightleftarrows wiązania\ koordynacyjne}$$



Stopień i stała dysocjacji

***Stopień dysocjacji* (α) określa moc elektrolitu, wskazuje jaka część cząsteczek uległa rozpadowi na jony.**

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \qquad 0 < \alpha < 1$$

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\% \qquad 0\% < \alpha < 100\%$$

Gdzie:

n_Z - liczba moli cząsteczek zdysocjowanych

n_W - całkowita (wprowadzonej) liczba moli cząsteczek danego elektrolitu

Dla elektrolitu o ogólnym wzorze A_nB_m i stężeniu c_o, który dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$A_nB_m \rightleftarrows n\,A^{m+} + m\,B^{n-}$$

$$[A^{m+}] = \alpha \cdot n \cdot c_0 \qquad [B^{n-}] = \alpha \cdot n \cdot c_0$$

Gdzie:

m, n - współczynniki stechiometryczne równania reakcji

Stopień dysocjacji elektrolitu w roztworze wodnym zależy od:

- rodzaju elektrolitu,
- stężenia roztworu; stopień dysocjacji rośnie wraz z rozcieńczaniem roztworu
- natury rozpuszczalnika (od jego stałej dielektrycznej),
- obecności innych substancji w roztworze,
- temperatury (nieznacznie).

Podział elektrolitów

Elektrolity mocne dysocjują **nieodwracalnie** $\boldsymbol{A_nB_m \longrightarrow n\,A^{m+} + m\,B^{n-}}$	**Elektrolity słabe** dysocjują **odwracalnie** $\boldsymbol{A_nB_m \rightleftarrows n\,A^{m+} + m\,B^{n-}}$
kwasy nieorganiczne beztlenowe: HCl., HBr, HI $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$	Kwasy nieorganiczne: HF, H_3BO_3, H_3AsO_3, H_2SO_3, HNO_2, H_2CO_3, HCN, H_2S $HCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + H_3O^+$
Kwasy nieorganiczne tlenowe: $HClO_4$, $HClO_3$, HNO_3, H_2SO_4 (tylko w pierwszym etapie dysocjacji) $H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_4^-$	Kwasy organiczne $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$
Wodorotlenki litowców i berylowców (z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$) $KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$	Większość wodorotlenków metali 2- i 3-wartościowych
Sole rozpuszczalne $Cu(NO_3)_2 \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_3^-$	Zasady nieorganiczne: roztwór amoniaku, hydrazyna, hydroksyloamina. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$

Tabela 2: Podział elektrolitów.

W roztworze wodnym słabego elektrolitu między jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi wytwarza się stan równowagi dynamicznej (zgodnie z prawem działania mas). Stała równowagi reakcji odwracalnej (procesu dysocjacji), zwana **stałą dysocjacji *K*** wyraża się wzorem:

$$K = \frac{[A^{m+}]^n[B^{n-}]^m}{[A_nB_m]}$$

$$(A_nB_m \rightleftarrows n\,A^{m+} + m\,B^{n-})$$

S*tała dysocjacji *K:

- Jest to stosunkiem iloczynu stężeń molowych jonów, na które rozpadł się elektrolit, do stężenia molowego jego cząsteczek niezdysocjowanych
- Jest wielkością charakterystyczną dla danego słabego i średniego elektrolitu.
- Im wyższa jest jej wartość, tym silniejszej jonizacji ulega elektrolit.
- Zależy jedynie od temperatury, nie wpływa na nią stężenie roztworu.

Reakcja dysocjacji kwasu octowego (kwas Brönsteda), zgodnie z teorią Brönsteda, przebiega według równania: $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$	**Jon octanowy (zasada Brönsteda sprzężona z kwasem octowym) reaguje z cząsteczką wody zgodnie z równaniem:** $CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$
Dla każdej reakcji odwracalnej, zgodnie z prawem działania mas, można zapisać wyrażenie na stałą dysocjacji: $K_{CH_3COOH} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH] \cdot [H_2O]}$ Stężenie wody ma wartość stałą, ponieważ rozważany roztwór jest rozcieńczony i rozpuszczalnikiem jest prawie czysta woda, zatem równanie przyjmuje postać: $K_{CH_3COOH} = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$ Otrzymane wyrażenie nosi nazwę s**tałej dysocjacji kwasowej** kwasu octowego.	Zgodnie z prawem działania mas, można zapisać wyrażenie na **stałą dysocjacji zasadowej (z pominięciem stężenia H_2O):** $K_{CH_3COO^-} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$ Otrzymane wyrażenie nosi nazwę s**tałej dysocjacji zasadowej** jonu octanowego.
Dla dowolnego kwasu wyrażenie na **stałą dysocjacji kwasowej** przyjmuje postać: $K_{HA} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$	Dla dowolnej zasady wyrażenie na **stałą dysocjacji zasadowej** przyjmuje postać: $K_A = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$
$K_{HA} \cdot K_{A^-} = K_w$ lub w postaci ujemnych logarytmów: $pK_{HA} + pK_{A^-} = 14$ **Im mocniejszy jest kwas, tym słabsza sprzężona z nim zasada i odwrotnie, gdyż iloczyn K_w jest wartością stałą ($K_w = [H_3O^+]\,[OH^-] = 10^{-14}$).**	

Tabela 3: Zależność stałych dysocjacji sprzężonego kwasu i zasady na przykładzie kwasu octowego

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Prawo rozcieńczeń Ostwalda jest słuszne jedynie w przypadku roztworów elektrolitów słabych i bardzo rozcieńczonych. Prawo to określa zależność między stopniem dysocjacji α słabego elektrolitu, jego stałą dysocjacji *K* i stężeniem molowym elektrolitu c_o:

$$K = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

W wyniku dysocjacji słabego elektrolitu AB:

$$AB \rightleftarrows A^+ + B^-$$

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

Jeżeli przez $\mathbf{c_0}$ oznaczymy stężenie molowe elektrolitu a przez α jego stopień dysocjacji, to stężenia molowe obu rodzajów jonów będą równe $\mathbf{[A^+] = [B^-] = \alpha \cdot c_0}$. Stężenie niezdysocjowanego elektrolitu będzie wtedy równe różnicy między stężeniem początkowym a stężeniem jonów powstałych wskutek dysocjacji:
$\mathbf{[AB] = c_0 - \alpha c_0 = c_0 (1-\alpha).}$

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = \frac{\alpha \cdot c_0 \cdot \alpha \cdot c_0}{c_0(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

Gdy stopień dysocjacji jest mały, poniżej 5% lub $c/K \geq 400$ to wzór przyjmuje postać uproszczoną:

$$K = \alpha^2 c_0$$

Pozwala ona na obliczenie stopnia dysocjacji słabego elektrolitu o znanym stężeniu i znanej stałej dysocjacji.

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c_0}}$$

Skala kwasowości i zasadowości

Do określania kwasowości (bądź zasadowości) roztworów wodnych, korzysta się z logarytmicznej skali Sörensena, tzw. wykładnika stężenia jonów wodorowych pH. W przypadku większości roztworów wodnych pH zawarte jest w granicach od 0 do 14, lecz możliwe są wartości spoza tego zakresu.

$$\mathbf{pH = - \log [H^+]} \qquad \mathbf{(pH = - \log [H_3O^+])}$$

Analogicznie definiuje się wykładnik stężenia jonów wodorotlenowych: $\mathbf{pOH = - \log [OH^-]}$

Zależność pomiędzy stężeniami jonów H_3O^+ i OH^- w roztworze wodnym określa iloczyn jonowy wody:

$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ lub $pH + pOH = pK_w = 14$ (wyrażony za pomocą wykładników potęgi)

Jeżeli stężenia jonów H_3O^+ i OH^- w roztworze są identyczne, to roztwór ma odczyn obojętny.

$pH = pOH = pK_w/2$ $\quad pH = 7$

$[H_3O^+] > [OH^-]$ $\quad pH < 7$ **roztwór ma odczyn kwasowy**

$[H_3O^+] < [OH^-]$ $\quad pH > 7$ **roztwór ma odczyn zasadowy**

Nazwa elektrolitu	K		$pK = -\lg K$
Kwas cyjanowodorowy HCN	K_1	$4{,}9 \cdot 10^{-10}$	9,31
Kwas podchlorawy HClO	K_1	$3{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,53
Kwas azotawy HNO_2	K_1	$4{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,37
Kwas borowy H_3BO_3	K_1	$5{,}5 \cdot 10^{-10}$	9,26
Kwas ortofosforowy H_3PO_4	K_1	$7{,}67 \cdot 10^{-3}$	2,12
	K_2	$7{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,16
	K_3	$4{,}0 \cdot 10^{-13}$	12,4
Kwas siarkawy H_2SO_3	K_1	$1{,}7 \cdot 10^{-2}$	1,77
	K_2	$6{,}2 \cdot 10^{-8}$	7,21
Kwas siarkowy H_2SO_4	K_2	$1{,}2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Kwas siarkowodorowy H_2S	K_1	$8{,}4 \cdot 10^{-8}$	7,08
	K_2	$1{,}2 \cdot 10^{-13}$	12,92
Kwas węglowy H_2CO_3	K_1	$3{,}5 \cdot 10^{-7}$	6,46
	K_2	$5{,}0 \cdot 10^{-11}$	10,3
Kwas octowy CH_3COOH	K_1	$1{,}75 \cdot 10^{-5}$	4,76
Kwas szczawiowy $H_2C_2O_4$	K_1	$5{,}9 \cdot 10^{-2}$	1,23
	K_2	$6{,}5 \cdot 10^{-5}$	4,19
Kwas winowy $C_2H_4O_2(COOH)_2$	K_1	$6 \cdot 10^{-4}$	3,22
	K_2	$1{,}5 \cdot 10^{-5}$	4,82
Roztwór amoniaku	K	$1{,}75 \cdot 10^{-5}$	4,76

*Tabela 4: Stałe dysocjacji niektórych kwasów i zasad w temp. 25ºC **

Przebieg ćwiczenia

1.Przewodzenie prądu jako kryterium podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity

Wszystkie substancje chemiczne można sklasyfikować jako elektrolity i nieelektrolity. Elektrolity są to przede wszystkim związki nieorganiczne: sole, kwasy, zasady, które posiadają wiązania jonowe lub kowalencyjne spolaryzowane. Elektrolity, w zależności od ich mocy, w większym lub mniejszym stopniu rozpadają się w wodzie (lub innym rozpuszczalniku) na jony, co umożliwia ich roztworom przewodzenie prądu elektrycznego. Nieelektrolity to w większości substancje organiczne, które nie przewodzą prądu elektrycznego, gdyż nie zawierają jonów odpowiedzialnych za jego przepływ.

Celem doświadczenia jest określenie przynależności wybranych substancji chemicznych do grupy elektrolitów lub nieelektrolitów na podstawie zdolności lub braku przewodzenia prądu elektrycznego.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Roztwór 2 mol/L wody amoniakalnej ($NH_3 \cdot H_2O$)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L wodorotlenku potasu (KOH)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L octanu amonu (CH_3COONH_4)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L jodku potasu (KI)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L azotanu sodu ($NaNO_3$)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L węglanu sodu (Na_2CO_3)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L azotanu cynku ($Zn(NO_3)_2$)
- ✓ Roztwór wodny gliceryny (w stosunku objętościowym 1:1)
- ✓ Roztwór 0,1 mol/L sacharozy
- ✓ Toluen
- ✓ Gliceryna
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Woda wodociągowa
- ✓ Aparat do oznaczania przewodności elektrycznej roztworów
- ✓ Tryskawka z wodą destylowaną
- ✓ Papierek uniwersalny
- ✓ Bibuła
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Zlewka
- ✓ Naczynie szklane

Wykonanie doświadczenia

- Za pomocą papierka uniwersalnego zmierzyć pH roztworów wymienionych w tabeli 1 i zanotować w zeszycie laboratoryjnym (tabelę 1 należy przerysować lub wkleić wypełniając ją).
- Za pomocą aparatu do oznaczania przewodności elektrycznej roztworów ocenić przewodzenie prądu każdej z badanych substancji. W tym celu do szklanego naczynia wlać badany roztwór (do zaznaczonej na ściance naczynia linii), zanurzyć elektrody.
- W czasie doświadczenia obserwować świecenie (lub brak świecenia) diody. Obserwacje zanotować w zeszycie laboratoryjnym w tabeli 1 stosując oznaczenia:
    - Dioda świeci mocno – przewodzi prąd dobrze (+)
    - Dioda świeci słabo – przewodzi prąd słabo (+/-)
    - Dioda nie świeci – nie przewodzi prądu (-)
- Po każdym doświadczeniu elektrody przemyć wodą destylowaną i osuszyć bibułą.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 1 zanotować wyniki pomiarów pH i przewodności oraz wnioski.
- **Sformułuj wniosek**: **Jakie jest kryterium przynależności danej substancji do elektrolitów bądź też do nieelektrolitów?**

Lp.	**Badany roztwór**	**Odczytane pH**	**Przewodność <u>elektryczna:</u> (+) (+/-) (-)**	**<u>Wniosek:</u> elektrolit słaby elektrolit nieelektrolit**
1	woda destylowana			
2	woda wodociągowa			
3	toluen	**nie mierzyć**		
4	roztwór cukru 0,1 mol/L			
5	gliceryna			
6	gliceryna : H_2O (1:1)			
7	CH_3COOH 2 mol/L			
8	$NH_3 \cdot H_2O$ 2 mol/L			
9	$NH_3 \cdot H_2O$ 2 mol/L + CH_3COOH 2 mol/L (1:1)			
10	H_2SO_4 1,5 mol/L			
11	KOH 0,1 mol/L			
12	CH_3COONH_4 0,1 mol/L			
13	KI 0,1 mol/L			
14	$NaNO_3$ 0,1 mol/L			
15	Na_2CO_3 0,1 mol/L			
16	$Zn(NO_3)_2$ 0,1 mol/L			

Tabela 1: Wartości pH i przewodności elektrycznej zbadanej w doświadczeniu 1

2.Badanie wpływu temperatury na dysocjację

Stopień dysocjacji elektrolitu w roztworze wodnym zależy od: rodzaju elektrolitu, stężenia roztworu (rośnie wraz z rozcieńczaniem roztworu), natury rozpuszczalnika (od jego stałej dielektrycznej), obecności innych substancji w roztworze oraz nieznacznie również od temperatury.

Celem doświadczenia jest ocena wpływu temperatury na szybkość dysocjacji wybranej soli.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,005 mol/L chlorku kadmu ($CdCl_2$)
- ✓ Łapa drewniana
- ✓ Probówka wysoka, duża
- ✓ Naczynie szklane
- ✓ Łaźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

Zbadać przewodnictwo prądu w roztworze $CdCl_2$ o stężeniu 0,005 mol/L w temperaturze pokojowej oraz w 50°C i 90°C. Porównać przewodnictwo prądu przez roztwory przygotowane w następujący sposób:

- Do szklanego naczynia wlać roztwór chlorku kadmu, zmierzyć przewodnictwo roztworu.
- Następnie roztwór $CdCl_2$ przelać do dużej probówki i podgrzać w łaźni wodnej do temperatury 50 °C.
- Roztwór ponownie wlać do szklanego naczynia i zmierzyć przewodnictwo prądu w roztworze.
- Następnie roztwór $CdCl_2$ przelać do dużej probówki i podgrzać w łaźni wodnej do temperatury 90 °C (do wyjęcia probówki z łaźni używamy łapy drewnianej).
- Roztwór wlać do szklanego naczynia i zmierzyć przewodnictwo prądu w roztworze.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 2 zapisać zaobserwowane wyniki pomiarów oraz wnioski.
- **Sformułuj wniosek**: **Czy wzrost temperatury wpływa na dysocjację elektrolitów?**

Temperatura pomiaru	**Pokojowa**	**50°**	**90°**
Przewodnictwo			

Tabela 2: Wpływ temperatury na dysocjację

3.Porównanie mocy kwasów

W zależności od stopnia dysocjacji elektrolity dzielimy na elektrolity mocne, średniej mocy i elektrolity słabe. Celem ćwiczenia jest porównanie mocy kwasów na podstawie intensywności wydzielającego się gazu (a) lub zabarwienia wskaźnika kwasowo-zasadowego (b).

a) Doświadczenie I

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór 0,1 mol/L węglanu sodu (Na_2CO_3)
- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu solnego (HCl)
- ✓ Roztwór 2 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Probówka mała, wąska (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 10 kropli roztworu węglanu sodu o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do probówki nr 1 dodać 10 kropli roztworu kwasu solnego (HCl) o stężeniu 2 mol/L, do probówki nr 2 – roztworu kwasu octowego (CH_3COOH) o stężeniu 2 mol/L.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 3 zanotować, obserwacje i zapisać równania zachodzących reakcji w formie jonowej i cząsteczkowej.
- **Sformułuj wniosek: Na podstawie otrzymanych wyników uszeregować kwasy według wzrastającej mocy.**

Dodany kwas	**Intensywność wydzielania się gazu**	**Równania reakcji (jonowo i cząsteczkowo)**
HCl		
CH_3COOH		

Tabela 3: Porównanie mocy kwasów na podstawie wydzielającego się gazu.

b) Doświadczenie II

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu solnego (HCl)
- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Roztwór błękitu bromofenolowego
- ✓ Woda destylowana
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Probówka (2 sztuki)

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wlać po 2 mL wody destylowanej i dodać po 2 krople roztworu błękitu bromofenolowego. W zeszycie laboratoryjnym zanotować barwę roztworu.
- Do probówki nr 1 dodać 1 kroplę roztworu kwasu solnego o stężeniu 0,01mol/L, a do probówki nr 2, licząc krople, dodawać roztwór kwasu octowego o stężeniu 0,01 mol/L w takiej ilości, aby roztwór miał taką samą barwę jak roztwór w probówce nr 1.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 4 zanotować wykonywane czynności, obserwacje i zapisać równania dysocjacji kwasów HCl i CH_3COOH wg teorii Brönsteda.
- **Sformułuj wniosek**: **Dlaczego użyto większą ilość roztworu kwasu octowego w celu uzyskania takiej samej barwy wskaźnika?**

Probówka	**Barwa roztworu**	**Dodany kwas**	**Ilość kropli**	**Barwa roztworu**	**Równanie reakcji dysocjacji**
1		HCl	1		
2		CH_3COOH			

Tabela 4: porównanie mocy kwasów.

4.Określanie pH roztworów za pomocą wskaźników

Doświadczenie ma na celu określenie zakresu pH roztworów za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych oraz ustalenie zależności między stężeniem elektrolitu a jego stopniem/stałą dysocjacji.

Odczynniki, sprzęt aparatura

- ✓ Roztwór błękitu bromofenolowego
- ✓ Roztwór zieleni malachitowej
- ✓ Roztwór błękitu tymolowego
- ✓ Roztwór czerwieni alizarynowej
- ✓ Roztwór 1 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Roztwór 0,01 mol/L kwasu octowego (CH_3COOH)
- ✓ Probówka (4 sztuki)
- ✓ Papierki uniwersalne
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek dodać po 1 mL 1 mol/L CH_3COOH, następnie do probówki nr 1 dodać 2 krople roztworu błękitu bromofenolowego, a do probówki nr 2, 2 krople roztworu zieleni malachitowej.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli (Tabela 5) zanotować barwy roztworów po dodaniu wskaźników.
- Na podstawie zabarwienia roztworu w obu probówkach określić przybliżoną wartość pH badanego roztworu. Niezbędne do tego będzie skorzystanie z Tabeli 7, pokazującej zmiany barwy wskaźników przy różnym pH.
- Analogicznie postępować z roztworem 0,01 mol/L CH_3COOH, dodając do probówek wskaźniki zgodnie z tabelą 5.
- Obliczyć stopień dysocjacji i stałą dysocjacji dla obu stężeń kwasu octowego. Dokładne wartości pH roztworów kwasu octowego, niezbędne do obliczeń, podano w tabeli 6.
    - Ze stężenia jonów oksoniowych, które wyliczamy ze wzoru na pH, oraz stężenia molowego kwasu octowego, obliczyć stopień dysocjacji kwasu octowego w roztworach o różnych stężeniach. Wyniki wpisać do tabeli (Tabela 6) w zeszycie laboratoryjnym.

$$pH = -\log[H_3O^+] \qquad \alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_0}$$

    - Korzystając z prawa rozcieńczeń Ostwalda obliczyć wartość stałej dysocjacji dla roztworów kwasu octowego o stężeniu 1 mol/L i 0,01 mol/L. Wyniki wpisać do tabeli (Tabela 6) w zeszycie laboratoryjnym.

$$K = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

- **Sformułuj wniosek**: **Czy stopień i stała dysocjacji elektrolitu zależą od stężenia elektrolitu? Czy można skorzystać ze wzoru uproszczonego?**

Roztwór badany	**Barwa roztworu**		**Przybliżona wartość pH**
CH_3COOH 1 mol/L	z błękitem bromofenolowym	z zielenią malachitową	
CH_3COOH 0,01 mol/L	z błękitem tymolowym	z czerwienią alizarynową	

Tabela 5: Barwy roztworów po dodaniu wskaźników

Całkowite stężenie kwasu C_0	**pH**	**$[CH_3COO^-]$ i $[H_3O^+]$ C_z**	**$[CH_3COOH]$ C_{nz}**	**Stopień dysocjacji α**	**Stała dysocjacji K**
CH_3COOH 1 mol/L	2,35				
CH_3COOH 0,01 mol/L	3,35				

Tabela 6: Wyniki obliczeń

Nazwa wskaźnika	**Barwy skrajne wskaźnika w roztworach**		**Zakres pH, w którym następuje zmiana barwy**
Zieleń malachitowa	***Żółta***	***Zielono-niebieska***	*0,1-1,8*
Błękit tymolowy	***Czerwona***	***Żółta***	*1,2-2,8*
Błękit bromofenolowy	***Żółta***	***Fioletowa***	*3,0-4,6*
Oranż metylowy	***Czerwona***	***Żółta***	*3,1-4,4*
Czerwień alizarynowa	***Żółta***	***Fioletowa***	*3,7-5,2*
Czerwień metylowa	***Czerwona***	***Żółta***	*4,2-6,3*
Lakmus	***Czerwona***	***Niebieska***	*5,0-8,0*
Purpura bromokrezolowa	***Żółta***	***Purpurowa***	*5,2-6,8*
Błękit bromotymolowy	***Żółta***	***Niebieska***	*6,0-7,6*
Czerwień fenolowa	***Żółta***	***Czerwona***	*6,8-8,4*
Czerwień krezolowa	***Żółta***	***Czerwona***	*7,2-8,8*
Fenoloftaleina	***Bezbarwna***	***Amarantowa***	*8,3-10,0*
Tymoloftaleina	***Bezbarwna***	***Niebieska***	*9,4-10,6*
Żółcień alizarynowa R	***Żółta***	***Brunatna***	*10,0-12,1*

Tabela 7: Zakres wartości pH roztworów w zależności od rodzaju zastosowanego wskaźnika i koloru roztworu.

5. 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)
- ✓ Szpatułko-łyżeczka
- ✓ Mieszadło 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 7)
- Następnie do jednej z probówek 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 8 zanotować wykonywane czynności, obserwacje, przybliżoną wartość pH oraz równanie reakcji dysocjacji kwasu octowego i wyrażenie na jego stałą dysocjacji.
- **Sformułuj wniosek**: **Jak przesuwa 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	Przybliżone pH	Dodany odczynnik	Barwa oranżu metylowego
1			-	
2			CH_3COONa	

Tabela 8: Wpływ soli słabego kwasu i mocnej zasady na dysocjację słabego kwasu

6. 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 ($NH_3 \cdot H_2O$)
- ✓ Stały chlorek amonu (NH_4Cl)
- ✓ Roztwór fenoloftaleiny
- ✓ Probówka (2 sztuki)
- ✓ Szpatułko-łyżeczka
- ✓ Mieszadło Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 15 kropli wody amoniakalnej ($NH_3 \cdot H_2O$) 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 7)
- Następnie w jednej z probówek rozpuścić kilka kryształów chlorku amonu (NH_4Cl). Porównać zabarwienie wskaźnika w obu probówkach i zanotować obserwacje.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 9 zanotować wykonywane czynności, obserwacje, przybliżoną wartość pH oraz równanie reakcji dysocjacji amoniaku i wyrażenie na jego stałą dysocjacji.
- **Sformułuj wniosek**: **Jak przesuwa się równowaga reakcji dysocjacji amoniaku po dodaniu chlorku amonu? Jak i dlaczego zmienia się pH roztworu po dodaniu chlorku amonu?**

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

Tabela 9: Wpływ soli słabej zasady i mocnego kwasu na dysocjację słabej zasady