

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

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 3:
Kwasy i zasady*

*Opracowanie:
dr n. farm. Małgorzata Fabijańska*

*Aktualizacja:
mgr inż. Monika Kawka-Człapińska*

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 im 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 ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)
- ✓ 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 ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$)
- ✓ 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 ($\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Roztwór wodny gliceryny (w stosunku objętościowym 10:1)
- ✓ 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).
- 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 ścianie naczynia linii), zanurzyć elektrody.
- W czasie doświadczenia obserwować świecenie (lub brak świecenia) diody. Obserwacje zanotować w zeszycie laboratoryjnym w tabeli 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 elektryczna: (+) (+/-) (-)	<u>Wniosek:</u> 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 ₂ O (10:1)			
7	CH ₃ COOH 2 mol/L			
8	NH ₃ ·H ₂ O 2 mol/L			
9	NH ₃ ·H ₂ O 2 mol/L + CH ₃ COOH 2 mol/L (1:1)			
10	H ₂ SO ₄ 1,5 mol/L			
11	KOH 0,1 mol/L			
12	CH ₃ COONH ₄ 0,1 mol/L			
13	KI 0,1 mol/L			
14	NaNO ₃ 0,1 mol/L			
15	Na ₂ CO 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 (CdCl₂)
- ✓ Łapa drewniana
- ✓ Probówka wysoka, duża
- ✓ Naczynie szklane
- ✓ Łażnia 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 (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 0,01 mol/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.

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

- 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
	z błękitem bromofenolowym	z zielenią malachitową	
CH_3COOH 1 mol/L			
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	$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ i $[\text{H}_3\text{O}^+]$ C_z	$[\text{CH}_3\text{COOH}]$ 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
Błękit bromofenolowy	Żółta	Fioletowa	3,0-4,6
Błękit bromotymolowy	Żółta	Niebieska	6,0-7,6
Błękit tymolowy	Czerwona	Żółta	1,2-2,8
Czerwień alizarynowa	Żółta	Fioletowa	3,7-5,2
Czerwień fenolowa	Żółta	Czerwona	6,8-8,4
Czerwień krezolowa	Żółta	Czerwona	7,2-8,8
Czerwień metylowa	Czerwona	Żółta	4,2-6,3
Fenoloftaleina	Bezbarwna	Amarantowa	8,3-10,0
Tymoloftaleina	Bezbarwna	Niebieska	9,4-10,6
Lakmus	Czerwona	Niebieska	5,0-8,0
Oranż metylowy	Czerwona	Żółta	3,1-4,4
Purpura bromokrezolowa	Żółta	Purpurowa	5,2-6,8
Zieleń malachitowa	Żółta	Zielono-niebieska	0,1-1,8
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)
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 15 kropli roztworu kwasu octowego (CH_3COOH) o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do każdej probówki dodać 1 kroplę roztworu oranżu metylowego i wymieszać.
- Na podstawie barwy roztworu określić przybliżone pH roztworu (Tabela 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 ₃ COONa	

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 - ćwiczenie dodatkowe*

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

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

Odczynniki, sprzęt aparatura

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

Wykonanie doświadczenia

- Do dwóch probówek wprowadzić po 15 kropli wody amoniakalnej ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) o stężeniu 0,1 mol/L.
- Do każdej probówki dodać jedną kroplę roztworu fenoloftaleiny; zawartość probówek wymieszać za pomocą vortexu.
- Określić przybliżone pH roztworu na podstawie tabeli (Tabela 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 ₄ Cl	