

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

*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 6:
Przenoszenie elektronów, reakcje utlenienia
i redukcji (red-oks)*

Opracowanie:
dr n. farm. inż. Dominik Żyro
Aktualizacja:
mgr inż. Monika Kawka-Człapińska

Podstawy teoretyczne

Reakcje utleniania i redukcji są procesami przeniesienia elektronów pomiędzy reagentami. Następuje wówczas zmiana stopnia utlenienia poprzez jego podwyższenie (reakcja utleniania, oddawanie elektronów przez reduktor) oraz obniżenie (reakcja redukcji, przyjmowanie elektronów przez utleniacz).



$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$ bo zachodzą 2 reakcje równocześnie: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ oraz $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

W reakcji metaliczny magnez podwyższa swój stopień utlenienia z 0 do +II i jest reduktorem, przemiana taka jest reakcją utleniania. Jony wodorowe, pochodzące z dysocjacji kwasu chlorowodorowego, obniżają swój stopień utlenienia

z +I do 0 i są utleniaczem, przemiana jest reakcją redukcji. Chlor nie zmienia swojego stopnia utlenienia, nie bierze bezpośredniego udziału w procesie red-oks.

Każdy z reagentów (atomów, jonów) posiada naturalną tendencję do pobierania lub oddawania elektronów, którą charakteryzuje bezwzględny potencjał oksydacyjno-redukcyjny. Wraz ze wzrostem wartości potencjału wzrasta tendencja przyjmowania elektronu (redukowania się). Reakcję red-oks traktuje się jako przeniesienie elektronów między dwoma sprzężonymi ze sobą formami w układzie utleniacz-reduktor, przy czym tendencję do przeniesienia elektronów dla każdej pary układu określa odpowiednia wartość potencjału oksydacyjno-redukcyjnego. Niemożliwe jest zmierzenie wartości bezwzględnej tego potencjału, ale możliwe jest określenie wartości względnej dla danego układu poprzez wyznaczenie potencjału normalnego E^0 . Półogniwem odniesienia, względem którego mierzone są potencjały innych półogniw, jest półogniwo wodorowe tzw. normalna elektroda wodorowa (NEW, ang. SHE). Zbudowana jest z blaszki platynowej pokrytej czernią platynową umieszczonej w roztworze jonów wodorowych o stężeniu 1 mol/L obmywanej gazowym wodorem o ciśnieniu 101325 Pa (1 atm, 760mmHg). Potencjał tego półogniwa wynosi 0,00 V niezależnie od temperatury. Badane ogniwo, połączone z NEW z utworzeniem ogniwa, przyjmuje określony potencjał, który nazywa się potencjałem normalnym E^0 . Wartości potencjałów normalnych dla wszystkich znanych reakcji redoks sabelaryzowano i dostępne są w tablicach chemicznych. O tendencji wypierania wodoru

z kwasów przez metale decydują wartości potencjałów normalnych. Szereg elektrochemiczny metali, zawierający również wartość potencjału 0,00 V dla układu $H_2/2H^+$, pokazuje, że metale o potencjałach dodatnich są metalami szlachetnymi niezdolnymi do wyparcia wodoru z kwasów.

Czynnikiem wpływającym w znaczny sposób na przebieg reakcji redoks jest nie tylko tendencja reagenta do przyjmowania lub oddawania elektronu, ale również pH środowiska reakcji. Silne utleniacze wobec reduktorów mogą obniżyć swoje stopnie utlenienia z utworzeniem odmiennych produktów w zależności od stężenia jonów wodorowych, szczególnie gdy reakcje zachodzą w środowisku wodnym. Procesy redoks przebiegające w organizmach żywych zwykle są ciągiem reakcji polegających na transporcie elektronów i kationów wodorowych ze zredukowanych związków na atom tlenu. Również wprowadzone do ustroju produkty lecznicze podlegają szeregowi reakcji redoks, a produkty przemian stanowią albo właściwie działające leki, jeśli przyjęta substancja była tzw. prolekiem, albo metabolity, które są wydalane na drodze eliminacji w procesie LADME (losy leku w ustroju, Liberation (uwolnienie), Absorption (wchłanianie), Distribution (rozmieszczenie), Metabolism (metabolizm), Excretion lub Elimination (wydalanie/usuwanie)). Podczas przechowywania substancji leczniczych oraz gotowych form farmaceutycznych, zgodnie z dobrą praktyką farmaceutyczną, szczególnie ważne jest dotrzymywanie odpowiednich warunków gwarantujących zapobieganie lub spowalnianie procesów oksydacyjno-redukcyjnych. Przykładami mogą być: kwas askorbinowy (witamina C), rezorcyna, adrenalina, retinol – w bardzo łatwy sposób ulegają procesowi utlenienia, a czynnikami przyspieszającymi procesy redoks są m.in. promieniowanie UV, podwyższona temperatura, dostęp powietrza.

Przebieg ćwiczenia

1. Względna reaktywność metali (ćwiczenie wykonywane w parach)

Doświadczenie ocenia aktywność metali względem siebie. W ćwiczeniu wykorzystywane są roztwory soli oraz kawałki metali w postaci wolnej. Ze względu na różnice w aktywności metali (różnice w wartościach potencjałów normalnych E^0) metale bardziej aktywne mogą wypierać z roztworów metale o niższej aktywności. Towarzyszy temu procesowi np. zmiana barwy roztworu, wydzielanie pęcherzyków gazu, wydzielanie wolnego metalu w postaci nalotu albo kryształów.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór siarczanu żelaza (II) (FeSO_4)
- ✓ Roztwór octanu ołowiu (II) ($(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$)
- ✓ Roztwory azotanów: miedzi (II), srebra (I), niklu (II) ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$)
- ✓ Metale w postaci wiórków, granulek lub kawałków: cynk, magnez, żelazo, cyna, miedź, srebro
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Łaźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Do oznaczonych kolejno probówek (zgodnie z tabelą 1) wlać po 2 mL odpowiedniego roztworu soli i umieścić oczyszczony kawałek metalu za pomocą szpatułka-łyżeczki.
- Dokonać obserwacji zachodzących procesów w każdej z probówek. Zwrócić uwagę na: intensywność przebiegu reakcji, zmiany barwy mieszaniny reakcyjnej, wydzielanie pęcherzyków gazu, wydzielanie cząstek metalu w postaci osadu lub kryształów.
- Reakcje przebiegające wolno można przyspieszyć za pomocą ogrzewania. Probówkę umieścić w łaźni wodnej w temperaturze 90°C i obserwować zachodzące procesy.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na intensywność zachodzenia reakcji, zmiany barwy mieszaniny reakcyjnej, wydzielanie pęcherzyków gazu oraz wydzielanie cząstek metalu w postaci osadu lub kryształów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokwowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Na podstawie tablicy (tabela 2) z szeregiem elektrochemicznym metali uszereguj metale według wzrastającej szlachetności. Zaznacz który z metali jest najaktywniejszy, a który najmniej aktywny.
 - Czy każdy z metali może być wykorzystywany w przemyśle farmaceutycznym do produkcji opakowań np. tub z blachy cynkowej do pakowania maści?

Nr	Roztwór soli	Metal	Obserwacje
1	FeSO_4	Zn	
2	FeSO_4	Mg	
3	$(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$	Fe	
4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Sn	
5	AgNO_3	Cu	
6	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Ag	
7	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	Zn	
8	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	Zn	
9	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	Cu	

Tabela 1: Względna reaktywność metali

Półogniwo	E ⁰ (V)	Półogniwo	E ⁰ (V)	Półogniwo	E ⁰ (V)	Półogniwo	E ⁰ (V)	Półogniwo	E ⁰ (V)
K/K ⁺	-2,92	Al/Al ³⁺	-1,66	Ni/Ni ²⁺	-0,22	H ₂ /2H ⁺	0,00	Cu/Cu ²⁺	+0,34
Ba/Ba ²⁺	-2,92	Zn/Zn ²⁺	-0,76	Sn/Sn ²⁺	-0,14	Bi/Bi ³⁺	+0,20	Ag/Ag ⁺	+0,80
Ca/Ca ²⁺	-2,84	Fe/Fe ²⁺	-0,44	Pb/Pb ²⁺	-0,13	Sb/Sb ³⁺	+0,20	Pt/Pt ²⁺	+1,20
Mg/Mg ²⁺	-2,38	Co/Co ²⁺	-0,28	Fe/Fe ³⁺	-0,04	As/As ³⁺	+0,30	Au/Au ³⁺	+1,42

Tabela 2: Szereg elektrochemiczny (napięciowy) najważniejszych metali

2. Reaktywność metali wobec kwasów i zasad (ćwiczenie wykonywane w parach)

Doświadczenie ocenia aktywność metali względem kwasów oraz reaktywność wobec zasad. W ćwiczeniu wykorzystywane są roztwory kwasów, zasad oraz wolne metale w postaci sproszkowanych substancji. Ze względu na różnice w aktywności metali (różnice w wartościach potencjałów normalnych E⁰) metale aktywne mogą wypierać z roztworów wodor, natomiast szlachetne zachowują się odmiennie. Niektóre metale posiadają właściwości kwasowe i zasadowe, są więc amfoteryczne. Procesom towarzyszą np. zmiana barwy roztworu, wydzielanie pęcherzyków gazu, wydzielanie ciepła.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwory 1 mol/L kwasów: solnego (ⓂHCl) oraz azotowego (ⓂHNO₃)
- ✓ Roztwory 1 mol/L oraz 12 mol/L wodorotlenku sodu (ⓂNaOH)
- ✓ Sproszkowane metale: magnez, cynk, glin, miedź, żelazo
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Łąźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Do oznaczonych kolejno probówek (zgodnie z tabelą 3) wlać po 2 mL odpowiedniego roztworu kwasu lub zasady i wsypać niewielką ilość sproszkowanego metalu za pomocą szpatułka-łyżeczki.
- Dokonać obserwacji zachodzących procesów w każdej z probówek. Zwrócić uwagę na: intensywność zachodzenia reakcji, zmiany barwy mieszaniny reakcyjnej, wydzielanie pęcherzyków gazu.
- Reakcje przebiegające powoli można przyspieszyć za pomocą ogrzewania. Probówkę umieścić w łąźni wodnej w temperaturze 90°C i obserwować zachodzące procesy.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na intensywność zachodzenia reakcji, zmiany barwy mieszaniny reakcyjnej, wydzielanie pęcherzyków gazu oraz wydzielanie cząstek metalu w postaci osadu lub kryształów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokwowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Na podstawie tablicy (tabela 2) z szeregiem elektrochemicznym metali uszereguj metale według malejącej aktywności. Zaznacz który z metali jest najaktywniejszy, a który najmniej aktywny.
 - Czy jony metali amfoterycznych mogą wchodzić w skład leków, które narażone są na duże zmiany pH?

Nr	Metal	Odczynnik	Obserwacje
1	Mg	HCl (1 mol/L)	
2	Mg	NaOH (1 mol/L)	
3	Zn	HCl (1 mol/L)	
4	Zn	NaOH (12 mol/L)	
5	Al	HCl (1 mol/L)	
6	Al	NaOH (12 mol/L)	
7	Cu	HCl (1 mol/L)	
8	Cu	HNO ₃ (1 mol/L)	
9	Fe	HCl (1 mol/L)	
10	Fe	NaOH (1 mol/L)	

Tabela 3: Reaktywność metali wobec kwasów i zasad

3. Właściwości utleniające a stopień utlenienia pierwiastka

Większość pierwiastków w swych związkach chemicznych przyjmuje kilka różnych stopni utlenienia. Przykładem jest kation żelaza (stopnie utlenienia +II oraz +III) lub kation cyny (stopnie utlenienia +II oraz +IV). Stopień utlenienia decyduje o właściwościach utleniających lub redukujących związku chemicznego. Doświadczenie pokazuje w jaki sposób właściwości utleniające są zależne od stopnia utlenienia.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Roztwór siarczanu żelaza (II) (FeSO_4)
- ✓ Roztwór siarczanu żelaza (III) ($\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$)
- ✓ Roztwór heksacyjanożelazianu (III) potasu ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$)
- ✓ Roztwór chlorku cyny (II) (SnCl_2)
- ✓ Roztwór chlorku cyny (IV) (SnCl_4)
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Łażnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Przygotować 4 ponumerowane probówki.
- W próbie jakościowej przygotować dwie probówki o numerach 1 i 2. Do probówki 1 wlać 5 kropli roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, a do probówki 2 wlać 5 kropli roztworu FeSO_4 . Następnie do obu probówek dodać po 2 krople roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zaobserwować zjawiska zachodzące w obu probówkach.
- Do probówki 3 wlać 2 mL roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ oraz 2 mL roztworu SnCl_2 . Probówkę ogrzać w łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zanotować obserwacje po dodaniu odczynników.
- Do probówki 4 wlać 2 mL roztworu FeSO_4 oraz 2 mL roztworu SnCl_4 . Probówkę ogrzać w łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zanotować obserwacje po dodaniu odczynników.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory powstałych osadów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Czy w obu probówkach zaszła reakcja red-oks? Co o tym świadczy?
 - Na podstawie tablicy (tabela 4) z wartościami potencjałów normalnych układów redoks, oceń, który z kationów: Fe^{3+} czy Sn^{4+} jest silniejszym utleniaczem?

Układ redoks	E ⁰ (V)	Układ redoks	E ⁰ (V)	Układ redoks	E ⁰ (V)	Układ redoks	E ⁰ (V)
S/S ²⁻	-0,51	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	+0,77	IO ₃ ⁻ /I ⁻	+1,09	ClO ₃ ⁻ /Cl ⁻	+1,45
Cr ³⁺ /Cr ²⁺	-0,41	ClO ⁻ /Cl ⁻	+0,89	IO ₃ ⁻ /I ₂	+1,20	MnO ₄ ⁻ /Mn ²⁺	+1,51
Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺	+0,15	Hg ²⁺ /Hg ₂ ²⁺	+0,91	MnO ₂ /Mn ²⁺	+1,23	Pb ⁴⁺ /Pb ²⁺	+1,69
O ₂ /OH ⁻	+0,41	NO ₃ ⁻ /NO	+0,96	O ₂ /H ₂ O	+1,23	MnO ₄ ⁻ /MnO ₂	+1,69
I ₂ /2I ⁻	+0,54	NO ₂ ⁻ /NO	+1,00	Cr ₂ O ₇ ²⁻ /Cr ³⁺	+1,33	H ₂ O ₂ /H ₂ O	+1,77
AsO ₄ ³⁻ /AsO ₃ ³⁻	+0,56	Br ₂ /2Br ⁻	+1,07	Cl ₂ /2Cl ⁻	+1,36	F ₂ /2F ⁻	+2,85

Tabela 4: Wartości potencjałów normalnych niektórych układów redoks

4. Reaktywność niemetalu

Podobnie jak metale, również i niemetalu są zdolne do wypierania mniej reaktywnego z roztworu. Jest to związane z wartościami potencjałów normalnych, a zatem z aktywnością chemiczną. Chlorowce (halogeny) oraz ich związki w postaci halogenków są przykładem w tym doświadczeniu. Chlorowce w niewielkim stopniu ulegają rozpuszczeniu w wodzie. Zachodzą przy tym reakcje dysproporcjonowania, podczas których zmienia się stopień utlenienia wolnego chlorowca z 0 na +I oraz -I. Wodne roztwory chlorowców to: woda chlorowa, woda bromowa i roztwór wodny jodu. Oznaczamy je jako X₂ (aq), gdzie X= Cl, Br lub I.

Odczynniki i sprzęt

- ✓ Chloroform (CHCl₃)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (H₂SO₄)
- ✓ Roztwór bromku potasu (KBr)
- ✓ Roztwór jodku potasu (KI)
- ✓ Woda chlorowa (Cl₂(aq))
- ✓ Woda bromowa (Br₂(aq))
- ✓ Roztwór jodu (I₂(aq))
- ✓ Korki do probówek
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do czterech probówek nalać po 10 kropli chloroformu i dodać 2 krople roztworu H₂SO₄. Następnie dodać wodne roztwory chlorowców po 1 mL zgodnie z tabelą 5. Probówki zakorkować i dokładnie wymieszać przy pomocy vortexu. Zaobserwować zjawiska zachodzące w probówkach. Po rozdzieleniu się warstw określić barwy warstwy chloroformowej (warstwa dolna).
- Do każdej z probówek dodać po 1 mL odpowiedniego roztworu (KI lub KBr) zgodnie z tabelą 5. Probówki zakorkować i dokładnie wymieszać przy pomocy vortexu. Zaobserwować zabarwienie warstwy chloroformowej po rozdzieleniu cieczy.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory warstwy chloroformowej. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Czy we wszystkich probówkach zaszła reakcja red-oks? Co o tym świadczy?
 - Na podstawie tablicy (tabela 4) z wartościami potencjałów normalnych układów redoks, uszereguj halogenki od najsłabszego do najsilniejszego utleniacza.
 - Który z chlorowców w stanie wolnym jest używany jako surowiec farmaceutyczny w recepturze aptecznej?

Nr	Zawartość probówki	Barwa warstwy chloroformowej	Dodany roztwór	Barwa warstwy chloroformowej
1	H ₂ SO ₄ + 1 mL Cl ₂ (aq)		1 mL KBr	
2	H ₂ SO ₄ + 1 mL Cl ₂ (aq)		1 mL KI	
3	H ₂ SO ₄ + 1 mL Br ₂ (aq)		1 mL KI	
4	H ₂ SO ₄ + 1 mL I ₂ (aq)		1 mL KBr	

Tabela 5: Aktywność chlorowców

5. Wpływ pH na odwracalność reakcji utleniania i redukcji

Procesy oksydacyjno-redukcyjne niejednokrotnie przebiegają z udziałem jonów wodorowych albo wodorotlenowych. Ustala się stan równowagi chemicznej, a zmiana stężenia reagentów wpływa na przesunięcie równowagi. Jony jodkowe są zdolne podwyższyć swój stopień utlenienia w środowisku zasadowym. Zmiana pH sprzyja przesuwaniu stanu równowagi na korzyść substratów lub produktów. Doświadczenie pozwala zaobserwować tworzenie się produktu oraz przesuwanie stanu równowagi.

Odczynniki i sprzęt

- ✓ Roztwór skrobi
- ✓ Roztwór 1 mol/L wodorotlenku sodu (ⓈNaOH)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (ⓈH₂SO₄)
- ✓ Roztwór jodu (I₂(aq))
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Probówka duża, wysoka
- ✓ Korek do probówki
- ✓ Cylinder miarowy
- ✓ Vortex

Wykonanie doświadczenia

- Do wysokiej probówki nalać 3mL roztworu jodu, a następnie dodać 1 kroplę roztworu skrobi. Zaobserwować zjawisko zachodzące w probówce.
- Do probówki dodawać kroplami roztwór wodorotlenku sodu do odbarwienia roztworu, wciąż mieszając zawartością probówki. Za pomocą papierka wskaźnikowego określić przybliżone pH roztworu.
- Następnie dodawać ostrożnie kroplami roztwór kwasu siarkowego i po każdym 5 kroplach mieszać zawartość probówki przy pomocy vortexu. Odczynnika dodawać do momentu pojawienia się bladego niebiesko-fioletowego zabarwienia. Określić za pomocą papierka wskaźnikowego przybliżone pH roztworu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokwowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Czy we wszystkich etapach zaszła reakcja red-oks? Co o tym świadczy?
 - W jakim środowisku w mieszaninie reakcyjnej znajdował się wolny jod, którego barwa była fioletowo-niebieska w kompleksie jodo-skrobiowym? Co jest czynnikiem wpływającym na zmianę stanu równowagi tej reakcji?
 - Napisz wyrażenie na stałą równowagi chemicznej przeprowadzonej reakcji i wyjaśnij jak przesuwa się ona po dodaniu zasady oraz kwasu do mieszaniny reakcyjnej.

Dodany odczynnik	Kolor roztworu	Przybliżone pH
NaOH		
H ₂ SO ₄		

Tabela 6: Wpływ pH na odwracalność reakcji utleniania i redukcji

6. Wpływ pH na przebieg reakcji utleniania i redukcji

W zależności od środowiska kwasowo-zasadowego w reakcji redoks mogą powstawać różne produkty. Doświadczenie daje odpowiedź na pytanie: czy pH ma wpływ na utworzenie odpowiedniego produktu reakcji? Mangan należy do pierwiastków tworzących związki na stopniach utlenienia od -III do +VII. Do najważniejszych należą: +II (kation Mn^{2+}), +IV (MnO_2), +VI (anion MnO_4^{2-}), +VII (anion MnO_4^-). Zmiana stopnia utlenienia następuje w ściśle określonych warunkach.

Odczynniki, sprzęt i aparatura

- ✓ Roztwór nadmanganianu potasu (KMnO_4)
- ✓ Roztwór azotynu sodu (NaNO_2)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Roztwór 12 mol/L wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Probówki
- ✓ Łaźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Do trzech ponumerowanych probówek odmierzyć po 1 mL roztworu nadmanganianu potasu. Do pierwszej dodać 5 kropli roztworu kwasu siarkowego, do drugiej 5 kropli roztworu wodorotlenku sodu, trzecią pozostawić bez zmian. Zaobserwować barwy roztworów.
- Do każdej z probówek dodać 10 kropli roztworu azotynu sodu. Zaobserwować zmiany barw. W przypadku braku objawów reakcji probówkę umieścić w łaźni wodnej na około 1 minutę.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów i osadów jeśli powstają. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Jakim reakcjom (utlenienia czy redukcji) uległ nadmanganian potasu w każdej z probówek?
 - W jakich warunkach produktami reakcji są: tlenek manganu(IV), anion manganianowy, kation manganu (II)?

Nr. probówki	Roztwór	Środowisko	Dodany odczynnik	Kolor roztworu	Osad
1	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$		NaNO_2		
2	$\text{KMnO}_4 + \text{NaOH}$		NaNO_2		
3	KMnO_4		NaNO_2		

Tabela 7: Wpływ pH na przebieg reakcji utleniania i redukcji

7. Procesy utleniania związków organicznych – ćwiczenie dodatkowe

Zarówno substancje organiczne, jak i nieorganiczne ulegają procesom utleniania i redukcji. Identyfikacja grupy aldehydowej -CHO (stopień utlenienia węgla +I) może być prowadzona w oparciu o reakcję redoks w próbach Tollensa i Trommera. Odczynniki nieorganiczne są zdolne utlenić tę grupę do grupy karboksylowej -COOH (stopień utlenienia węgla +III), a jednocześnie ulec redukcji, obniżając swój stopień utlenienia.

Odczynniki, sprzęt i aparatura

- ✓ Roztwór azotanu srebra (I) (AgNO_3)
- ✓ Roztwór wody amoniakalnej ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$)
- ✓ Roztwór glukozy ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
- ✓ Roztwór 1 mol/L wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Roztwór siarczanu miedzi (II) (CuSO_4)
- ✓ Korki do probówek
- ✓ Probówki duże, wysokie
- ✓ Cylinder miarowy i pipeta automatyczna
- ✓ Łaźnia wodna

Wykonanie doświadczenia

- Przygotować dwie wysokie ponumerowane probówki. WAŻNE! Probówki muszą być bardzo dokładnie umyte, w przeciwnym razie reakcja nie zajdzie!
- Do probówki 1 odmierzyć 1 mL roztworu AgNO_3 , a następnie kroplami wodę amoniakalną. Następuje wytrącenie osadu tlenku srebra (I), który ulega rozpuszczeniu w nadmiarze amoniaku z utworzeniem jonu kompleksowego. Do otrzymanego roztworu odczynnika Tollensa dodać 1 mL roztworu glukozy, zamknąć czystym korkiem i dokładnie wymieszać. Po usunięciu korka probówkę umieścić w łaźni wodnej w temperaturze 90°C na 5 minut. Zaobserwować zmiany na ściankach probówki.
- Do probówki 2 odmierzyć 5 mL roztworu NaOH i dodać 2 mL roztworu CuSO_4 . Zaobserwować wytrącenie charakterystycznego osadu i określić jego barwę. Do zawiesiny dodać 4 mL roztworu glukozy, zamknąć czystym korkiem i dokładnie wymieszać. Po usunięciu korka probówkę umieścić w łaźni wodnej w temperaturze 90°C na 5 minut. Zaobserwować zmiany w probówce.
- W zeszycie laboratoryjnym zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów i osadów jeśli powstają. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokwowych równań reakcji redoks.
- **Sformułuj wnioski:**
 - Gdzie w przemyśle jest wykorzystywana próba Tollensa?