

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

---

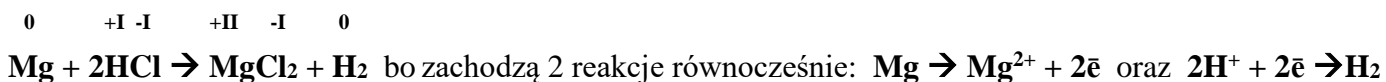
*Instrukcja wykonania ćwiczenia nr 5:  
Przenoszenie elektronów, reakcje utlenienia  
i redukcji (red-oks)*

---

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).



W reakcji tej, 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 stabelaryzowano 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  $\text{H}_2/2\text{H}^+$ , 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 (rozmięszczenie), Metabolism (metabolizm), Excretion lub Elimination (wydalanie/usuwanie)). Podczas przechowywania substancji leczniczych oraz gotowych form farmaceutycznych, zgodnie z dobrą praktyką farmaceutyczną, szczególnie ważne jest dotrzymanie 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. *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  $E^0$ ) 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 ( $\text{HCl}$ ) oraz azotowego ( $\text{HNO}_3$ )
- ✓ Roztwory 1 mol/L oraz 12 mol/L wodorotlenku sodu ( $\text{NaOH}$ )
- ✓ Sproszkowane metale: magnez, cynk, glin, miedź, żelazo
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Szpatułka-łyżeczka
- ✓ Łaźnia wodna

### *Wykonanie doświadczenia*

- Do oznaczonych kolejno probówek (zgodnie z tabelą 1) 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 łaźni wodnej w temperaturze  $90^\circ\text{C}$  i obserwować zachodzące procesy.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 1 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	Równania reakcji
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 <sub>3</sub> (1 mol/L)		
9	Fe	HCl (1 mol/L)		
10	Fe	NaOH (1 mol/L)		

Tabela 1: Reaktywność metali wobec kwasów i zasad

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

Tabela 2: Szereg elektrochemiczny (napięciowy) najważniejszych metali

### 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 (ⓈFeSO<sub>4</sub>)
- ✓ Roztwór trisiarczanu diżelaza (ⓈFe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>)
- ✓ Roztwór heksacyjanożelazianu tripotasu (ⓈK<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>])
- ✓ Roztwór dichlorku cyny (ⓈSnCl<sub>2</sub>)
- ✓ Roztwór tetrachlorku cyny (ⓈSnCl<sub>4</sub>)
- ✓ 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 Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, a do probówki 2 wlać 5 kropli roztworu FeSO<sub>4</sub>. Następnie do obu probówek dodać po 2 krople roztworu K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Zaobserwować zjawiska zachodzące w obu probówkach.
- Do probówki 3 wlać 2 mL roztworu Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> oraz 2 mL roztworu SnCl<sub>2</sub>. Probówkę ogrzać w łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>].
- Do probówki 4 wlać 2 mL roztworu FeSO<sub>4</sub> oraz 2 mL roztworu SnCl<sub>4</sub>. Probówkę ogrzać w łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Zanotować obserwacje po dodaniu odczynników.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 3 zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory powstałych osadów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem półokwowych 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<sup>3+</sup> czy Sn<sup>4+</sup> jest silniejszym utleniaczem?

Numer probówki	1 (kontrolna)	2 (kontrolna)	3	4
Zawartość probówki	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	FeSO <sub>4</sub>	Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> + SnCl <sub>2</sub>	FeSO <sub>4</sub> + SnCl <sub>4</sub>
Podgrzanie	Nie	Nie	Tak	Tak
Dodany odczynnik	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ].	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]
Barwa				
Równania reakcji				

Tabela 3: Właściwości utleniające a stopień utlenienia pierwiastka

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

Tabela 4: Wartości potencjałów normalnych niektórych układów redoks

#### 4. Reaktywność niemetali

Podobnie jak metale, również i niemetale 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 X<sub>2</sub> (aq), gdzie X= Cl, Br lub I.

#### Odczynniki i sprzęt

- ✓ Chloroform (♻️CHCl<sub>3</sub>)
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego (♻️H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- ✓ Roztwór bromku potasu (♻️KBr)
- ✓ Roztwór jodku potasu (♻️KI)
- ✓ Woda chlorowa (Cl<sub>2</sub>(aq))
- ✓ Woda bromowa (Br<sub>2</sub>(aq))
- ✓ Roztwór jodu (I<sub>2</sub>(aq))
- ✓ Korki do probówek
- ✓ Probówki
- ✓ Pipeta automatyczna
- ✓ Vortex

#### Wykonanie doświadczenia

- Do czterech probówek nalać po 10 kropli chloroformu i dodać 2 krople roztworu H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (**UWAGA!** Należy sprawdzić papierkiem uniwersalnym czy roztwór ma pH kwasowe lub lekko kwasowe). 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 5 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	Równania reakcji
1	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 1 mL Cl <sub>2</sub> (aq)		1 mL KBr		
2	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 1 mL Cl <sub>2</sub> (aq)		1 mL KI		
3	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 1 mL Br <sub>2</sub> (aq)		1 mL KI		
4	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> + 1 mL I <sub>2</sub> (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 przesuwanemu stanowi 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 (ⓈH<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)
- ✓ Roztwór jodu (I<sub>2</sub>(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. Odczynnik dodawać do momentu pojawienia się bledo niebiesko-fioletowego zabarwienia. Określić za pomocą papierka wskaźnikowego przybliżone pH roztworu.
- W zeszycie laboratoryjnym w tabeli 6 zanotować wykonywane czynności i obserwacje zwracając uwagę na kolory roztworów. Zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks oraz równanie stałej równowagi chemicznej tej reakcji.
- **Sformułuj wnioski:**
  - **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?**
  - **Na podstawie równania stałej równowagi chemicznej wyjaśnij jak przesuwa się ona po dodaniu zasady oraz kwasu do mieszaniny reakcyjnej.**

Dodany odczynnik	Kolor roztworu	Przybliżone pH	Równania reakcji	Stała równowagi
Skrobia				
NaOH				
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>				

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  $\text{Mn}^{2+}$ ), +IV ( $\text{MnO}_2$ ), +VI (anion  $\text{MnO}_4^{2-}$ ), +VII (anion  $\text{MnO}_4^-$ ). Zmiana stopnia utlenienia następuje w ściśle określonych warunkach.

### Odczynniki, sprzęt i aparatura

- ✓ Roztwór nadmanganianu potasu ( $\text{KMnO}_4$ )
- ✓ Roztwór azotynu sodu ( $\text{NaNO}_2$ )
- ✓ Roztwór 1,5 mol/L kwasu siarkowego ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )
- ✓ Roztwór 12 mol/L wodorotlenku sodu ( $\text{NaOH}$ )
- ✓ 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 7 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 (uzupełnij w tabeli):**
  - Jakim reakcjom (utlenienia czy redukcji) uległ nadmanganian potasu w każdej z probówek? Podaj stopień utlenienia manganu w produktach.
  - W jakich warunkach produktami reakcji są: tlenek manganu(IV), anion manganianowy, kation manganu (II)?

Nr. Prob.	Roztwór	Środowisko	Dodany odczynnik	Kolor roztworu	Osad	Typ reakcji	St. utlenienia produktu	Produkt
1	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$	Kwasowe	$\text{NaNO}_2$					
2	$\text{KMnO}_4 + \text{NaOH}$	Zasadowe	$\text{NaNO}_2$					
3	$\text{KMnO}_4$	Obojętne	$\text{NaNO}_2$					

Tabela 7: Wpływ pH na przebieg reakcji utleniania i redukcji