

**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

Łódź 2022

Podstawy teoretyczne

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



$\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ bo zachodzą 2 reakcje równocześnie: $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ oraz $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

W reakcji metaliczny magnez podwyższa swój stopień utlenienia z 0 do +II i jest reduktorem, przemiana taka jest reakcją utlenienia. 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 tabelaryzowano 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 (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

Pierwsze 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

- ✓ Probówki wirówkowe
- ✓ 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
- ✓ Szpatułko-łyżeczka laboratoryjna
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- Do oznaczonych kolejno probówek (zgodnie z tabelą 1) wlać po 2,5 mL odpowiedniego roztworu soli i umieścić oczyszczony kawałek metalu za pomocą szpatułko-łyżeczki.
- Dokonywać obserwacji zachodzących procesów w każdej z probówek. Zwrócić uwagę na: intensywność zachodzenia reakcji, zmiany barwy mieszaniny reakcyjnej, wydzielanie pęcherzyków gazu, wydzielanie w postaci osadu lub kryształów cząstek metalu.
- Reakcje przebiegające wolno można przyspieszyć za pomocą ogrzewania na łaźni wodnej. Probówkę umieścić w temperaturze 80-90 °C i obserwować zachodzące procesy.
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Na podstawie tablicy (tabela 2) z szeregiem elektrochemicznym metali, ocenić, który z metali jest najaktywniejszy, a który najmniej aktywny – uszeregować metale według wzrastającej szlachetności.

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

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 wodór, natomiast szlachetne zachowują się inaczej. Niektóre metale posiadają właściwości kwasowe i zasadowe, są więc amfoteryczne. Procesom towarzyszą np. zmiana barwy roztworu, wydzielanie pęcherzyków gazu, wydzielanie ciepła.

Odczynniki, sprzęt, aparatura

- ✓ Probówki wirówkowe
- ✓ Roztwory 1 mol/L kwasów: solnego (HCl) oraz azotowego (HNO_3)
- ✓ Roztwory 1 mol/L oraz 12 mol/L wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Sproszkowane metale: magnez, cynk, glin, miedź, żelazo
- ✓ Szpatułko-łyżeczka laboratoryjna
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

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 szpatułko-łyżeczki.
- Dokonywać 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 za pomocą łaźni wodnej. Probówkę umieścić w temperaturze 80-90 °C i obserwować zachodzące procesy.
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Na podstawie tablicy (tabela 2) z szeregiem elektrochemicznym metali, ocenić, który z metali jest najaktywniejszy, a który najmniej aktywny – uszeregować metale według malejącej aktywności.

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

- ✓ Probówki wirówkowe
- ✓ 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)
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- W próbie jakościowej przygotować dwie probówki. Do pierwszej wlać po 5 kropli roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, a do drugiej 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 wlać 2 mL roztworu $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ oraz 2 mL roztworu SnCl_2 . Probówkę ogrzać na łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zanotować obserwacje po dodaniu odczynników i odpowiedzieć na pytanie: do jakiej przemiany doszło?
- Do probówki wlać 2 mL roztworu FeSO_4 oraz 2 mL roztworu SnCl_4 . Probówkę ogrzać na łaźni wodnej przez 2 minuty, a następnie dodać 2 krople roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zanotować obserwacje po dodaniu odczynników i odpowiedzieć na pytanie: czy doszło do przemiany?
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Na podstawie tablicy (tabela 4) z wartościami potencjałów normalnych układów redoks, ocenić, 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	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	+0,77	IO_3^-/I^-	+1,09	$\text{ClO}_3^-/\text{Cl}^-$	+1,45
$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	-0,41	ClO^-/Cl^-	+0,89	IO_3^-/I_2	+1,20	$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	+1,51
$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	+0,15	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}_2^{2+}$	+0,91	$\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$	+1,23	$\text{Pb}^{4+}/\text{Pb}^{2+}$	+1,69
O_2/OH^-	+0,41	NO_3^-/NO	+0,96	$\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	+1,23	$\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$	+1,69
$\text{I}_2/2\text{I}^-$	+0,54	NO_2^-/NO	+1,00	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	+1,33	$\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{AsO}_4^{3-}/\text{AsO}_3^{3-}$	+0,56	$\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	+1,07	$\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	+1,36	$\text{F}_2/2\text{F}^-$	+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 $X_2(aq)$, gdzie $X = Cl, Br$ lub I .

Odczynniki i sprzęt

- ✓ Probówki wirówkowe
- ✓ Chloroform ($CHCl_3$)
- ✓ Roztwór 1 mol/L kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Woda chlorowa ($Cl_2(aq)$)
- ✓ Woda bromowa ($Br_2(aq)$)
- ✓ Wodny roztwór jodu ($I_2(aq)$)
- ✓ Roztwór wodny bromku potasu (KBr)
- ✓ Roztwór wodny jodku potasu (KI)
- ✓ Korki do probówek
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- Do czterech probówek nalać po 0,5 mL chloroformu i dodać 3 krople roztworu H_2SO_4 . Następnie dodać wodne roztwory chlorowców po 1 mL zgodnie z tabelą 5. Probówki zakorkować i mocno wstrząsnąć zawartością. 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 mocno wstrząsnąć zawartością. Zaobserwować zabarwienie warstwy chloroformowej po rozdzieleniu cieczy. Odpowiedzieć na pytanie: do jakiej przemiany doszło?
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Na podstawie tablicy (tabela 4) z wartościami potencjałów normalnych układów redoks, ocenić, który z halogenów jest najsilniejszym, a który najsłabszym utleniaczem.

Nr	Zawartość probówki	Barwa warstwy chloroformowej	Dodany roztwór	Barwa warstwy chloroformowej
1	$H_2SO_4 + 1\text{ mL } Cl_2(aq)$		1 mL KBr	
2	$H_2SO_4 + 1\text{ mL } Cl_2(aq)$		1 mL KI	
3	$H_2SO_4 + 1\text{ mL } Br_2(aq)$		1 mL KI	
4	$H_2SO_4 + 1\text{ mL } I_2(aq)$		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

- ✓ Probówka duża, wysoka
- ✓ Wodny roztwór jodu ($I_2(aq)$)
- ✓ Roztwór wodny skrobi
- ✓ Roztwór wodny wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Roztwór kwasu siarkowego (H_2SO_4)
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Korek do probówki
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- Do wysokiej probówki nalać 3mL wodnego roztworu jodu, a następnie dodać 1 kroplę wodnego roztworu skrobi. Zaobserwować zjawisko zachodzące w probówce. Powstaje niebiesko-fioletowe zabarwienie na skutek tworzącego się kompleksu jodo-skrobiowego.
- Do probówki z przygotowanymi w pkt. 1) reagentami dodawać kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu do odbarwienia roztworu, wciąż mieszając zawartością probówki. Za pomocą papierka wskaźnikowego określić przybliżone pH roztworu. Odpowiedzieć na pytanie: do jakiej przemiany doszło?
- Następnie dodawać ostrożnie kroplami roztwór kwasu siarkowego i po każdym kilku kroplach mieszać zawartość probówki poprzez zakorkowanie jej i odwrócenie do góry dnem. Odczynnik dodawać do chwili pojawienia się niebiesko-fioletowego zabarwienia. Określić za pomocą papierka wskaźnikowego przybliżone pH roztworu. Odpowiedzieć na pytanie: do jakiej przemiany doszło?
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równanie reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Odpowiedzieć na pytania: 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?
- Napisać wyrażenie na stałą równowagi chemicznej przeprowadzonej reakcji i wyjaśnić jak przesuwa się ona po dodaniu zasady oraz kwasu do mieszaniny reakcyjnej.

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

- ✓ Probówki wirówkowe
- ✓ Roztwór nadmanganianu potasu ($KMnO_4$)
- ✓ Roztwór azotynu sodu ($NaNO_2$)
- ✓ Roztwór kwasu siarkowego (H_2SO_4)

- ✓ Roztwór wodorotlenku sodu (NaOH)
- ✓ Papierki wskaźnikowe
- ✓ Łaźnia wodna
- ✓ Cylinder miarowy lub pipeta automatyczna

Wykonanie doświadczenia

- W trzech probówkach umieścić 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. Odpowiedzieć na pytanie: do jakich przemian doszło?
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.
- Odpowiedzieć na pytanie: W jakich warunkach produktami reakcji są: tlenek manganu (IV), anion manganianowy, kation manganu (II)?

7. Procesy utleniania związków organicznych

Zarówno substancje organiczne, jak i nieorganiczne ulegają procesom utleniania i redukcji. Identyfikacja grupy aldehydowej $-\text{CHO}$ (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 $-\text{COOH}$ (stopień utlenienia węgla +III), a jednocześnie ulec redukcji, obniżając swój stopień utlenienia.

Odczynniki, sprzęt i aparatura

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

Wykonanie doświadczenia

- Do czystej, wysokiej probówki wlać 1 mL roztworu AgNO_3 , a następnie kroplami wodny roztwór $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. 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, dokładnie wymieszać. Probówkę umieścić na łaźni wodnej w temp. 80-90 °C na około 5 minut. Zaobserwować zmiany na ściankach probówki.
- Do drugiej wysokiej probówki nalać 5mL roztworu NaOH i dodać 2mL roztworu CuSO_4 . Zaobserwować wytrącenie charakterystycznego osadu i określić jego barwę. Do zawiesiny dodać 4 mL roztworu glukozy, zamknąć korkiem i dokładnie wymieszać. Po usunięciu korka umieścić na łaźni wodnej w temp. 80-90 °C na około 5 minut. Zaobserwować zmiany w probówce.
- Zanotować w zeszycie laboratoryjnym wykonywane czynności, wyniki obserwacji oraz zapisać równania wszystkich reakcji w postaci jonowej z uwzględnieniem połówkowych równań reakcji redoks.