



Politechnika  
Wroclawska

# Podstawy Chemii Nieorganicznej

## Ćwiczenia laboratoryjne

kod kursu:  
CHC012001 I



## REAKCJE CHEMICZNE II – UTLENIANIE I REDUKCJA

Opracowanie: Bożena Ziółek

### WPROWADZENIE

Jednym z możliwych kryteriów klasyfikacji reakcji chemicznych jest wymiana elektronów między reagentami. Reakcje zachodzące z wymianą elektronów między reagującymi atomami, cząsteczkami bądź jonami nazywane są reakcjami utleniająco-redukującymi lub reakcjami utleniania i redukcji. W reakcjach utleniania i redukcji (lub oksydacyjno-redukcyjnych) zachodzi zmiana stopni utlenienia co najmniej dwóch rodzajów atomów: utleniacza i reduktora.

#### Podstawowe pojęcia

*Cząsteczka lub jon, w którym występuje atom oddający elektrony (czyli zwiększający swój stopień utlenienia) nazywa się reduktorem (donor elektronów).*

*Cząsteczka lub jon, w którym występuje atom pobierający elektrony (obniżający swój stopień utlenienia) nazywa się utleniaczem (akceptor elektronów).*

W reakcji utleniania i redukcji reduktor oddając elektrony ulega utlenieniu tzn. przechodzi z formy zredukowanej w formę utlenioną. Utleniacz zaś pobierając elektrony ulega redukcji tzn. przechodzi z formy utlenionej w formę zredukowaną. Np. w reakcji :  $C + O_2 \leftrightarrow CO_2$  tlen jest utleniaczem, bo przyjmuje elektrony od węgla, redukując się przy tym do jonów  $O^{2-}$ , a węgiel reduktorem, bo oddaje elektrony i utlenia się, w tym przypadku do  $C^{4+}$ . Każda reakcja chemiczna, w której zachodzi wymiana elektronów musi być zarówno reakcją utleniania jak i redukcji.

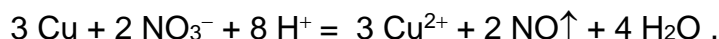
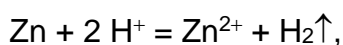
Dobieranie współczynników stechiometrycznych w reakcjach utleniania i redukcji wymaga zbilansowania wymienianych przez utleniacz i reduktor elektronów. Oznacza to, że liczby elektronów oddanych w procesie utleniania i przyjętych w procesie redukcji muszą być identyczne. Współczynniki stechiometryczne w reakcjach utleniania i redukcji można dobierać dwoma metodami: metodą „uwzględniania stopni utlenienia” lub „metodą reakcji połówkowych”. Obie metody są opisane w skrypcie „Obliczenia w chemii nieorganicznej” [2] i zostaną tutaj przypomniane.

**Stopień utlenienia pierwiastka jest to liczba elektronów jaką by atom (bądź jon) danego pierwiastka przyjął lub oddał gdyby utworzone wiązanie miało charakter czysto jonowy.**

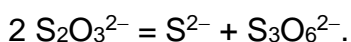
Pojęcie stopnia utlenienia jest często wielkością umowną (formalną). Sens fizyczny można mu przypisać jeśli mówimy o stopniu utlenienia prostego jonu np.  $Cl^-$ ,  $Mg^{2+}$ .

Reakcje utleniania i redukcji można podzielić na trzy grupy:

A. *Zwykłe reakcje utleniania i redukcji, w których atomy pierwiastka (lub pierwiastków) pobierające elektrony i atomy pierwiastka lub pierwiastków oddające elektrony występują w różnych substancjach chemicznych np. reakcje roztwarzania metali w kwasach z utworzeniem jonów tych metali:*

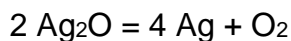


B. *Reakcje dysproporcjonowania (samoutleniania i samoredukcji), w których atomami pobierającymi jak i oddającymi elektrony są atomy tego samego pierwiastka, występujące w tej samej substancji chemicznej i na tym samym stopniu utlenienia np.:*

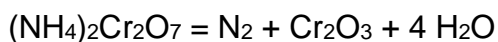


C. *Reakcje utleniania i redukcji wewnątrzcząsteczkowej, w których atomy pobierające i oddające elektrony występują w tej samej cząsteczce, przy czym są to atomy różnych pierwiastków lub atomy tego samego pierwiastka lecz różniące się stopniem utlenienia. Dobór współczynników stechiometrycznych w reakcjach utleniania i redukcji wewnątrzcząsteczkowej nie wymaga stosowania „specjalnych” metod, związanych z bilansem elektronów i wynika wprost z bilansu atomów po obu stronach równania.*

*Przykładem takich reakcji są reakcje rozkładu tlenków niektórych metali:*



lub niezwykle efektowna wizualnie reakcja rozkładu dichromianu amonu:



### **Dobór współczynników w równaniach reakcji utleniania i redukcji**

Współczynniki stechiometryczne w reakcjach utleniania i redukcji można dobierać dwiema metodami: metodą „uwzględniania stopni utlenienia” i metodą „reakcji połówkowych”.

#### Metoda „uwzględniania stopni utlenienia”

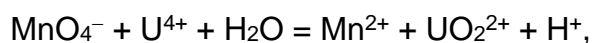
Metoda powyższa nadaje się we wszystkich przypadkach doboru współczynników reakcji utleniania i redukcji, a w przypadku reakcji przebiegających tylko z udziałem cząsteczek (bez udziału jonów) jest w zasadzie jedyną możliwą do zastosowania metodą. Przypominając ogólne zasady stosowania tej metody przedstawimy najpierw reguły określania stopnia utlenienia.

### Reguły określania stopnia utlenienia:

forma pierwiastka	stopień utlenienia	wyjątki
pierwiastki w stanie wolnym	0	-
tlen w związkach np.: tlenkach metali, niemetali, w kwasach tlenowych	-2	nadtlenki np.: H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , ponadtlenki np. KO <sub>2</sub> , fluorek tlenu OF <sub>2</sub> ,
wodór w związkach typu kwasy, zasady, sole, woda	+1	wodorki metali np.: LiH, CaH <sub>2</sub> ; tutaj stopień utlenienia wodoru wynosi -1
cząsteczki związków np.: O <sub>2</sub> , NaCl, H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , KOH	suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących cząsteczkę jest równa 0	-
jony złożone np.: SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>3-</sup> ,	suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących jon jest równa ładunkowi jonu	-

Formalny stopień utlenienia może mieć wartości ułamkowe nie musi być liczbą całkowitą.

Zasady postępowania przy stosowaniu tej metody można prześledzić na dowolnym przykładzie reakcji dla której znane są substraty i produkty np.:



- ◆ najpierw należy wyznaczyć stopnie utlenienia poszczególnych atomów, zgodnie z podanymi wyżej regułami i ustalić te atomy, które zmieniają swój stopień utlenienia czyli utleniacz i reduktor. W reakcji może występować więcej niż jeden utleniacz czy reduktor,

a) stopień utlenienia manganu w MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> :  $x + 4 \cdot (-2) = (-1)$ ;  $x = +7$ ,

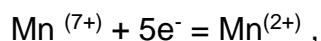
b) stopień utlenienia uranu w U<sup>4+</sup> :  $x = +4$ ,

c) stopień utlenienia manganu w Mn<sup>2+</sup>:  $x = +2$ ,

d) stopień utlenienia uranu w UO<sub>2</sub><sup>2+</sup> :  $x + 2 \cdot (-2) = (+2)$ ;  $x = +6$ .

e) stopień utlenienia wodoru przyjęto jako równy +1, a tlenu -2,

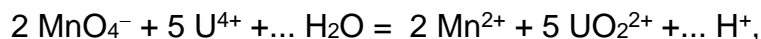
- ◆ następnie trzeba ustalić ile elektronów oddają atomy reduktora a ile pobierają atomy utleniacza:



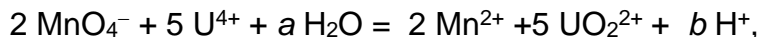
- ◆ kolejno trzeba znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność dla liczby wymienianych elektronów w obu tych reakcjach, co w przypadku omawianego bilansu wymaga pomnożenia pierwszej reakcji bilansowej przez 2 a drugiej przez 5. Otrzymujemy:



co daje po podstawieniu do omawianej reakcji:



- ♦ ostatecznie musimy tak dobrać współczynniki stechiometryczne pozostałych reagentów, aby po obu stronach równania reakcji liczby atomów poszczególnych pierwiastków były jednakowe. W analizowanym przypadku należy zrobić bilans atomów tlenu i wodoru:



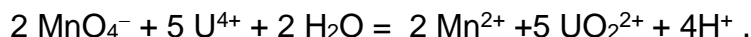
bilans atomów tlenu:  $8 + a = 10,$

$$a = 2,$$

bilans atomów wodoru:  $2a = b,$

$$b = 4,$$

ostatecznie reakcja powinna zostać zapisana jako:



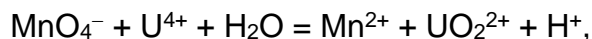
- ♦ Koniecznie należy sprawdzić poprawność doboru współczynników:
  - dla reakcji zapisanej jonowo suma ładunków jonów po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków jonów po prawej stronie równania tej reakcji,
  - dla reakcji zapisanej cząsteczkowo, w której występuje  $n$  różnych pierwiastków wszystkie współczynniki można ustalić bilansując  $n-1$  różnych pierwiastków, a sprawdzenie polega na dokonaniu bilansu atomów ostatniego pierwiastka.

#### Metoda „reakcji połówkowych”

Metoda może być stosowana dla doboru współczynników jedynie w przypadku jonowego zapisu reakcji redoks. Jest ona szczególnie przydatna, gdy trudno jest określić stopień utlenienia atomów w cząsteczkach lub jonach np.  $\text{CuFeS}_2$ ,  $\text{FeAsS}$ ,  $\text{SCN}^-$ .

Stosując tę metodę należy kolejno :

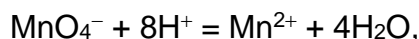
- ♦ Ustalić utleniacz i reduktor, środowisko reakcji oraz postać zredukowaną utleniacza i postać utlenioną reduktora (w produktach reakcji). Dla reakcji, której substratami i produktami są:



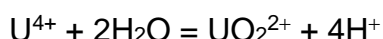
utleniaczem są jony  $\text{MnO}_4^-$  a reduktorem – kationy  $\text{U}^{4+}$ , postać zredukowana utleniacza to kationy  $\text{Mn}^{2+}$ , a postać utleniona reduktora to kationy  $\text{UO}_2^{2+}$ .

- ♦ Ułożyć reakcję połówkową redukcji i reakcję połówkową utlenienia. Dobrać współczynniki w obu reakcjach, bilansując atomy poszczególnych pierwiastków. Aby zbilansować atomy wodoru i tlenu w reakcjach połówkowych można, w zależności od środowiska, dopisywać po lewej lub prawej stronie równania reakcji jony  $\text{H}^+$  (środowisko kwaśne) lub  $\text{OH}^-$  (środowisko zasadowe). Po przeciwnej stronie równania reakcji połówkowej należy dopisać cząsteczki  $\text{H}_2\text{O}$ .

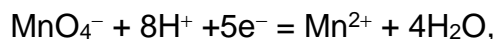
*Reakcja połówkowa redukcji:*



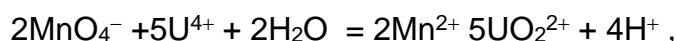
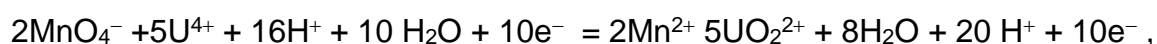
*Reakcja połówkowa utleniania:*



- ◆ Każdą reakcję należy zbilansować pod względem ładunku, wprowadzając odpowiednią liczbę elektronów:



- ◆ Znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność współczynników stechiometrycznych elektronów w obu równaniach, co w przypadku przedstawianych reakcji wymaga pomnożenia reakcji redukcji przez 2, reakcji utleniania przez 5.
- ◆ Dodać stronami reakcje półkowe po uprzednim pomnożeniu przez wyznaczone mnożniki i zredukować liczby elektronów, cząstek i jonów, które występują po obu stronach otrzymanej reakcji.



- ◆ Koniecznie należy sprawdzić poprawność doboru współczynników, przynajmniej przez zbilansowanie ładunków po obu stronach reakcji.

Istotą reakcji utleniania i redukcji jest przemieszczanie się elektronów od jednego substratu do drugiego. Przekazywanie elektronów może odbywać się bezpośrednio, a można też w sposób fizyczny rozdzielić obszary obu reakcji półkowych. Ten drugi wariant realizowany jest w urządzeniach nazywanych ogniwami galwanicznymi. Problemami związanymi z badaniem wzajemnych powiązań przepływu prądu elektrycznego i reakcji chemicznych zajmuje się dział chemii fizycznej - elektrochemia.

W tabeli 1 przedstawiono standardowe potencjały niektórych układów redoks (elektrod, półogniw) dla reakcji redukcji. Potencjały mierzone są względem standardowej elektrody wodorowej, której potencjał umownie przyjmuje się za zero. Znajomość tych potencjałów pozwala przewidywać kierunek reakcji utleniania i redukcji. Potencjał redoks danego układu charakteryzuje w pewnym sensie powinowactwo postaci utlenionej układu do elektronów. Im potencjał układu jest wyższy, tym silniejszym utleniaczem jest postać utleniona tego układu.

Tabela 1. Potencjały standardowe niektórych układów redoks.

Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy E <sup>0</sup> , V	Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy E <sup>0</sup> , V
$F_2 + 2e^- \leftrightarrow 2F^-$	+ 2,87	$BiO^+ + 2H^+ + 3e^- \leftrightarrow Bi + H_2O$	+ 0,32
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+ 1,507	$Bi^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Bi$	+ 0,200
$Cl_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Cl^-$	+ 1,359	$CH_3CHO + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow C_2H_5OH$	+ 0,19
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+ 1,33	$Cu^{2+} + e^- \leftrightarrow Cu^+$	+ 0,153
$Br_2 + 2e^- \leftrightarrow 2Br^-$	+ 1,087	$Sn^{4+} + 2e^- \leftrightarrow Sn^{2+}$	+ 0,151
$HNO_2 + H^+ + e^- \leftrightarrow NO + H_2O$	+ 1,00	$NO_3^- + H_2O + 2e^- \leftrightarrow NO_2^- + 2OH^-$	+ 0,01
$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- \leftrightarrow HNO_2 + H_2O$	+ 0,94	$2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2$	0,00
$H_2O_2 + 2e^- \leftrightarrow 2OH^-$	+ 0,88	$CH_3COOH + 4H^+ + 4e^- \leftrightarrow C_2H_5OH + H_2O$	- 0,12
$Ag^+ + e^- \leftrightarrow Ag$	+ 0,799	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Pb$	- 0,126
$Fe^{3+} + e^- \leftrightarrow Fe^{2+}$	+ 0,771	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \leftrightarrow Cr(OH)_3 + 5OH^-$	- 0,13
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow H_2O_2$	+ 0,682	$CO_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow HCOOH$	- 0,20
$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \leftrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+ 0,588	$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Fe$	- 0,440
$MnO_4^- + e^- \leftrightarrow MnO_4^{2-}$	+ 0,558	$2CO_2 + 2H^+ + 2e^- \leftrightarrow (COOH)_2$	- 0,49
$I_2 + 2e^- \leftrightarrow 2I^-$	+ 0,5345	$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Zn$	- 0,763
$Cu^+ + e^- \leftrightarrow Cu$	+ 0,521	$2H_2O + 2e^- \leftrightarrow H_2 + 2OH^-$	- 0,828
$O_2 + 2H_2O + 4e^- \leftrightarrow 4OH^-$	+ 0,401	$Sn(OH)_6^{2-} + 2e^- \leftrightarrow Sn(OH)_3^- + 3OH^-$	- 0,93
$Ag(NH_3)_2^+ + e^- \leftrightarrow Ag + 2NH_3$	+ 0,373	$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrow Al$	- 1,66
$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrow Cu$	+ 0,345	$Li^+ + e^- \leftrightarrow Li$	- 3,040

## LITERATURA

1. A. Bielański, **Podstawy chemii nieorganicznej**, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002, t.1.
2. Praca zbiorowa, **Obliczenia w chemii nieorganicznej**, Oficyna Wydawnicza Politechniki Wrocławskiej, Wrocław 2002, lub wcześniejsze wydania.
3. I. Barycka, K. Skudlarski, **Podstawy chemii**, Oficyna Wydawnicza Politechniki Wrocławskiej, Wrocław 2001.

## Pytania kontrolne

1. Dobierz współczynniki stechiometryczne w poniższych reakcjach utleniania i redukcji.  
Wskaż utleniacz i reduktor.
  - a)  $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
  - b)  $\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{OH}^- = \text{CuH}_2 + \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O}$
  - c)  $\text{VO}^{2+} + \text{IO}_3^- + \text{OH}^- = \text{VO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{Cl}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - e)  $\text{Pu}^{4+} + \text{H}_2\text{O} = \text{PuO}_2^{2+} + \text{H}^+ + \text{Pu}^{3+}$
  - f)  $\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- = \text{CrO}_{10}^{5-} + \text{H}_2\text{O}$
  - g)  $\text{CuS} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ = \text{S} + \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
  - h)  $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- + \text{OH}^- = \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
  - i)  $\text{Cr}(\text{OH})_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- = \text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
  - j)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - k)  $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - l)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
2. Dobierz współczynniki stechiometryczne oraz środowisko reakcji (cząsteczki  $\text{H}_2\text{O}$ , jony  $\text{H}^+$  lub  $\text{OH}^-$ ).  
Wskaż utleniacz i reduktor.
  - a)  $\text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^- + \dots = \text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \dots$
  - b)  $\text{Br}_2 + \text{S}^{2-} + \dots = \text{SO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \dots$
  - c)  $\text{NO}_3^- + \text{Br}^- + \dots = \text{Br}_2 + \text{NO}_2^- + \dots$
  - d)  $\text{Al} + \text{NO}_3^- + \dots = \text{Al}(\text{OH})_4^- + \text{NH}_3 + \dots$
  - e)  $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \dots = \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \dots$
3. Czy w warunkach standardowych mogą zachodzić reakcje, których produkty są zapisane po prawej stronie równań:
  - a)  $\text{Zn} + 2\text{Fe}^{3+} = \text{Zn}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$
  - b)  $2\text{Cu}^+ = \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$
  - c)  $\text{Pb} + 2\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + \text{H}_2$
  - d)  $\text{Cu} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2$
  - e)  $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}^{2+} + 4\text{OH}^- ?$

## WYKONANIE DOŚWIADCZEŃ

### Doświadczenie 1. Utleniające i redukcyjne właściwości soli kwasu azotowego(III)

Odczynniki: 0,5 M roztwór jodku potasu (KI), 2 M roztwór kwasu siarkowego(VI) ( $H_2SO_4$ ), 0,5 M roztwór azotanu(III) potasu ( $KNO_2$ ) lub azotanu(III) sodu ( $NaNO_2$ ), tetrachlorometan ( $CCl_4$ ) lub trichlorometan ( $CHCl_3$ ), 0,001 M roztwór manganianu(VII) potasu ( $KMnO_4$ ), 2 M roztwór NaOH

#### a) utlenianie jonów jodkowych jonami azotanu(III) ( $NO_2^-$ ) w środowisku kwaśnym

Do próbówki wprowadzić ok. 1 cm<sup>3</sup> wody destylowanej, 2 krople 0,5 M KI, 2 krople 2 M  $H_2SO_4$ , 5 kropli 0,5 M  $KNO_2$  (lub  $NaNO_2$ ) oraz taką objętość  $CCl_4$  lub  $CHCl_3$ , aby warstwa cieczy organicznej miała wysokość ok. 0,5 cm w próbówce. Wymieszać zawartość próbówki.

- *Gęstości rozpuszczalników są równe: woda – 1,0 g/cm<sup>3</sup>, tetrachlorometan – 1,58 g/cm<sup>3</sup>, trichlorometan – 1,48 g/cm<sup>3</sup>. Obserwować zmianę zabarwienia roztworu oraz barwę warstwy organicznej. Jaką barwę ma wydzielony jod w warstwie wodnej a jaką w organicznej?*
- *Napisać równanie reakcji zachodzącej w próbówce pamiętając, że jednym z produktów reakcji jest tlenek azotu(II).*
- *Jakie właściwości wykazuje w tej reakcji  $KNO_2$ ?*

#### b) redukcja manganianu(VII) jonami azotanu(III) ( $NO_2^-$ ) w środowisku kwaśnym, obojętnym i zasadowym

Do trzech próbówek wprowadzić po około 1 cm<sup>3</sup> 0,001 M roztworu manganianu(VII) potasu. Do pierwszej dodać 3 krople 2 M  $H_2SO_4$ , w drugiej pozostawić roztwór bez zmian, a do trzeciej 0.50 cm<sup>3</sup> 2 M NaOH. Następnie do każdej z tych próbówek dodać 5 kropli 0,5 M  $KNO_2$  i wymieszać roztwory. Probówki nr 2 i 3 można lekko ogrzać w łaźni wodnej. Odczekać ok. 3-5 minut, aby zaobserwować efekty doświadczeń.

- *Zwrócić uwagę na zmianę zabarwienia roztworów w trzech próbówkach.*

#### Analiza doświadczeń i wnioski

- *Zidentyfikować produkty reakcji zachodzących w trzech próbówkach wiedząc, że:*
  - ◆ *sole manganu(II) są w roztworze bezbarwne,*
  - ◆ *sole manganu(VI) w roztworze wodnym są zielone,*
  - ◆ *tlenek  $MnO_2$  ma postać brunatnego proszku. Jeśli proszek jest rozdrobniony powoli opada na dno próbówki. W pierwszych minutach po wykonaniu doświadczenia jego zawiesina nadaje barwę całemu roztworowi w próbówce.*



- *Napisać równania reakcji zachodzących w trzech probówkach. Jakie właściwości wykazuje tutaj  $\text{KNO}_2$ ?*

## Doświadczenie 2. Wpływ pH na właściwości utleniająco – redukujące układu Cr(III) – Cr(VI) – $\text{H}_2\text{O}_2$

**Odczynniki:** 2 M roztwór wodorotlenku sodu (NaOH), 0,1 M roztwór chlorku chromu(III) ( $\text{CrCl}_3$ ), 10% roztwór nadtlenu wodoru ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), 2 M roztwór kwasu siarkowego(VI) ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), alkohol izoamylowy.

**a) utlenianie chromu(III) do chromu(VI) nadtlaniem wodoru w środowisku zasadowym**

Do probówki zawierającej około 1  $\text{cm}^3$  wody destylowanej dodać 5 kropli 0,1 M  $\text{CrCl}_3$ , następnie dodawać kroplami 2 M NaOH aż do utworzenia się wytrącającego się początkowo osadu. Do otrzymanego klarownego roztworu  $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$  dodać 3 – 5 kropli roztworu nadtlenu wodoru, ogrzewać probówkę w łaźni wodnej aż do zmiany zabarwienia roztworu na jasnożółty kolor.

**b) redukcja chromu(VI) do chromu(III) nadtlaniem wodoru w środowisku kwaśnym**

Do ochłodzonego roztworu chromianu(VI) otrzymanego w poprzednim doświadczeniu, dodać 1  $\text{cm}^3$  alkoholu izoamylowego, 2-3 krople 10% roztworu nadtlenu wodoru oraz kroplami 2,0 M roztwór  $\text{H}_2\text{SO}_4$  do pojawienia się niebieskiego zabarwienia. Zawartość probówki kilkakrotnie wstrząsnąć. Obserwować zmiany zabarwienia roztworu.

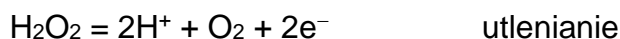
- *Zwróć uwagę na barwy: warstwy organicznej (gęstość alkoholu izoamylowego jest równa 0,81  $\text{g}/\text{cm}^3$ ) i właściwego roztworu wodnego.*

**Analiza doświadczeń i wnioski:**

- *Podać formę występowania chromu we wszystkich stadiach doświadczenia i napisać równania zachodzących reakcji.*
- *Dlaczego w środowisku zasadowym nadtlenek wodoru jest utleniaczem względem związków chromu(III), a w środowisku kwaśnym reduktorem względem związków chromu(VI)?*
- *Odpowiedź uzasadnij w oparciu o wartości standardowych potencjałów reagujących układów redoks (Tabela 1).*

**UWAGI:**

1. Reakcje utleniania i redukcji  $\text{H}_2\text{O}_2$  mogą mieć postać:



2. Redukcja chromu(VI) do chromu(III) w środowisku kwaśnym zachodzi poprzez tworzenie nietrwałych związków nadtlenuchromowych o charakterystycznej niebieskiej barwie. Związki te można wyekstrahować przy pomocy np. alkoholu izoamylowego i wówczas niebieskie zabarwienie utrzymuje się stosunkowo długo.

### **Doświadczenie 3. Redukcja jonów Bi(III) za pomocą trihydroksocynianu(II) sodu.**

**Odczynniki: 0,25 M roztwór chlorku cyny(II) ( $\text{SnCl}_2$ ), 2 M roztwór wodorotlenku sodu ( $\text{NaOH}$ ), 0,5 M roztwór chlorku bizmutu(III) ( $\text{BiCl}_3$ )**

Wykonanie doświadczenia sprowadza się do przygotowania roztworu  $\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$  i dodania do tego roztworu soli Bi(III). Powstały trihydroksocynian(II) sodu redukuje jony  $\text{Bi}^{3+}$  do metalicznego Bi, który wydziela się z roztworu jako czarny osad.

Do 0,5 cm<sup>3</sup> 0,2 M roztworu  $\text{SnCl}_2$  dodawać 2 M roztwór  $\text{NaOH}$  aż do uzyskania białego osadu wodorotlenku cyny(II) w całej objętości roztworu (intensywnie mieszając), a następnie tyle nadmiaru, aby całkowicie rozтворzyć wytrącony osad  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ . Następnie do tak otrzymanego roztworu trihydroksocynianu(II) sodu dodać 2 krople 0,5 M roztworu  $\text{BiCl}_3$ .

#### **Analiza doświadczenia i wnioski**

- *Obserwować co dzieje się w roztworze.*
- *Zanotować obserwacje i napisać odpowiednie reakcje chemiczne*
- *Porównać potencjały obu układów redoks.*