

**RR2 - REAKCJE RED-OX. SZEREG NAPIĘCIOWY METALI.****REAKCJE KOMPLEKSOWANIA.**Zagadnienia omawiane w ćwiczeniu:

- pojęcia: utleniacz, reduktor, reakcja utleniania/redukcji;
- pisanie i bilansowanie równań reakcji red-ox;
- potencjał red-ox (zależność od temperatury, aktywności jonów, pH roztworu); szereg napięciowy; przewidywanie kierunku reakcji na podstawie wartości potencjałów układów red-ox;
- wpływ różnych czynników na przebieg reakcji red-ox (np. pH roztworu, temperatury; obecności innych jonów).
- równowagi w reakcjach kompleksowania;
- stałe równowagi w reakcjach kompleksowania – etapowe (K) oraz sumaryczne ( $\beta$ );
- obliczenia w oparciu o stałe równowagi;
- budowa jonów kompleksowych (wiązania, budowa przestrzenna);
- definicje kwasów i zasad stosowane do opisu reakcji kompleksowania;
- trwałość związków kompleksowych;
- właściwości kompleksotwórcze kationów;
- praktyczne zastosowanie reakcji kompleksowania.

**1. Roztworzenie magnezu w wodzie**

Kilka wiórków magnezu umieść w probówce i wlej około 2 cm<sup>3</sup> wody destylowanej. Zawartość probówki lekko ogrzej na łaźni wodnej. Po ostudzeniu do probówki dodaj 2 krople fenoloftaleiny. Zapisz obserwacje.

Podaj zbilansowane równania reakcji redukcji, utleniania oraz reakcję sumaryczną w formie jonowej. Sformułuj wnioski.

$$E_{2H_2O/H_2, OH^-}^0 = -0,82 V; E_{Mg^{2+}/Mg}^0 = -2,37 V$$

**2. Porównanie zdolności utleniająco-redukujących układów  $Me^{n+}/Me$** 

Do sześciu zagłębień w płytce do reakcji kroplowych wlej po kilka kropli roztworów następujących związków: 0,1 M ZnSO<sub>4</sub>, 0,3 M FeSO<sub>4</sub>, 0,1 M Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, 0,1 M CuSO<sub>4</sub>, 0,1 M AgNO<sub>3</sub>, 2 HCl. Do każdego roztworu wrzuc niewielkie kawałeczki cynku (lub żelaza/ołowiu/miedzi) na około 5-10 minut. Zapisz zaobserwowane zmiany.

Uwaga: po zakończeniu doświadczenia roztwory należy delikatnie zlać, a blaszki metalu wyrzucić do kosza!

Napisz zachodzące równania reakcji w postaci jonowej, wskaż utleniacz i reduktor. Wyniki wszystkich doświadczeń przedstawić w tabeli i przedyskutuj je w oparciu o porównanie wartości potencjałów standardowych układów  $Me^{n+}/Me$ . Sformułuj wnioski.

$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,763 V; E_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,441 V; E_{Fe^{3+}/Fe}^0 = -0,036 V; E_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,126 V; E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,338 V;$$

$$E_{Ag^+/Ag}^0 = 0,799 V; E_{2H^+/H_2}^0 = 0 V$$

**3. Roztworzenie miedzi w kwasie utleniającym**

W probówce umieść kawałeczek blaszki miedzianej, dodaj około 2 cm<sup>3</sup> roztworu 2M HNO<sub>3</sub>. Jeżeli reakcja nie zachodzi na zimno, probówkę ogrzej pod wyciągiem w łaźni wodnej. Obserwuj zmiany zachodzące w probówce.

Napisz równanie reakcji w postaci jonowej (łącznie z równaniami połówkowymi). Wskaż utleniacz i reduktor. Na podstawie wyrażenia na potencjał red-ox przedyskutuj wpływ pH na przebieg powyższej reakcji. Sformułuj wnioski.  $E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,338 V; E_{NO_3^-, H_3O^+/NO}^0 = 0,960 V; E_{2H^+/H_2}^0 = 0 V$

**4. Wpływ odczynu środowiska na zachodzenie reakcji utleniania-redukcji**

W statywie ustaw sześć ponumerowanych probówek. Dodaj do nich wymienione odczynniki:

- a) Do pierwszej i drugiej probówki po kawałeczku metalicznej miedzi oraz po około 10 kropli roztworu 6% H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Następnie do pierwszej probówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a do probówki drugiej 5 kropli roztworu 2M NaOH.
- b) Do trzeciej i czwartej probówki po 5 kropli roztworu 0,3 M Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> oraz po około 10 kropli roztworu 6% H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Następnie do trzeciej probówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, a do czwartej probówki 5 kropli roztworu 2M NaOH.

c) Do piątej i szóstej próbówki po 5 kropli roztworu 0,25 M  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  oraz po 1 kropli roztworu 0,1M  $\text{KMnO}_4$ . Następnie do piątej próbówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , a do szóstej próbówki 5 kropli roztworu 2M  $\text{NaOH}$ . Porównaj wyniki reakcji w środowisku kwaśnym i alkalicznym dla kolejnych par próbówek. Jeżeli reakcja nie zachodzi na zimno próbówki ogrzej na łaźni wodnej. Wyniki obserwacji przedstaw w tabeli.

Napisz równania zachodzących reakcji w postaci jonowej (łącznie z równaniami połówkowymi). Wyjaśnij, dlaczego przebieg reakcji zależy od odczynu roztworu.

### **5. Wpływ odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji**

Do trzech probówek dodaj po około 0,5cm<sup>3</sup> roztworu 0,1M  $\text{KMnO}_4$ . Następnie do pierwszej próbówki wlej około 1cm<sup>3</sup> roztworu 1M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , do drugiej – około 5cm<sup>3</sup> wody destylowanej, do trzeciej – około 1cm<sup>3</sup> roztworu 2M  $\text{NaOH}$ . Do każdej próbówki dodaj po szczypcie stałego azotanu(III) potasu lub sodu. Zawartość probówek wymieszaj. Szybkość reakcji można zwiększyć poprzez ogrzewanie probówek w łaźni wodnej.

Na podstawie obserwacji zmian, jakie zaszły w poszczególnych próbówkach zaproponuj równania zachodzących reakcji i sformułuj wnioski.

### **7. Otrzymywanie wybranych jonów kompleksowych**

a) otrzymywanie  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 0,3 M  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  i stopniowo dodawaj roztworu 2M  $\text{NaOH}$  (aż do dużego nadmiaru). Zaobserwuj zachodzące zmiany.

b) otrzymywanie  $[\text{HgI}_4]^{2-}$

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 0,3 M  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  i stopniowo dodawaj roztworu 0,1 M  $\text{KI}$  (aż do dużego nadmiaru). Zaobserwuj zachodzące zmiany.

Napisz równania zachodzących reakcji w postaci jonowej. Podaj wyrażenia na sumaryczne stałe trwałości oraz nietrwałości powstałych jonów kompleksowych. Sformułuj wnioski.  $\beta_4 [\text{Al}(\text{OH})_4]^- = 1,1 \cdot 10^{33}$ ,  $\beta_4 [\text{HgI}_4]^{2-} = 1,9 \cdot 10^{30}$

### **8. Badanie trwałości związków kompleksowych**

a) Rozkład jonów kompleksowych  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  w wyniku reakcji zobojętnienia

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 0,3 M  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  i 2 krople roztworu 2 M  $\text{NaOH}$ , po czym do próbówki wkraplaj stopniowo stężony roztwór amoniaku do całkowitego rozтворzenia się osadu. Następnie do otrzymanego roztworu dodawaj kroplami roztwór 1 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  obserwując zachodzące zmiany.

Wyjaśnij zaobserwowane zmiany. Napisz równania zachodzących reakcji w postaci jonowej. Sformułuj wnioski dotyczące czynników wpływających na trwałość jonów kompleksowych.

$\beta_4 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 1,1 \cdot 10^{13}$

### **9. Porównanie stałych trwałości kompleksów**

b) porównanie trwałości  $[\text{Fe}(\text{SCN})_x]^{3-x}$ ,  $[\text{Fe}(\text{F})_x]^{3-x}$  oraz  $[\text{Fe}(\text{EDTA})]^-$

W dużej próbówce umieść 2 krople roztworu 0,3 M  $\text{FeCl}_3$  dodaj około 5 cm<sup>3</sup> wody destylowanej, a następnie 1 kroplę roztworu 2 M  $\text{KSCN}$ . Zapisz zaobserwowane zmiany. Następnie do roztworu dodawaj, aż do całkowitego odbarwienia, roztwór 0,3 M  $\text{NaF}$  (około 10 kropli). Do otrzymanego roztworu dodawaj następnie roztwór 0,2 M EDTA (około 10 kropli) obserwując zmianę zabarwienia na charakterystyczną dla powstających jonów kompleksowych.

Wyjaśnij zmiany jakie zaszły w probówkach w oparciu o porównanie trwałości poszczególnych jonów kompleksowych. Wyjaśnij, jaki jest związek pomiędzy trwałością danego jonu kompleksowego, a stałą trwałości. Napisz równania zachodzących reakcji w postaci jonowej. Sformułuj wnioski.

$K [\text{Fe}(\text{EDTA})]^- = 5,0 \cdot 10^{25}$ ;  $[\text{Fe}(\text{SCN})_x]^{3-x}$ :  $K_1 = 8,9 \cdot 10^2$ ;  $K_2 = 8,7 \cdot 10^1$ ;  $K_3 = 2,5 \cdot 10^1$ ;  $K_4 = 6,3 \cdot 10^1$ ;  $K_5 = 1,1 \cdot 10^0$   
 $[\text{FeF}_x]^{3-x}$ :  $K_1 = 2,0 \cdot 10^5$ ;  $K_2 = 2,9 \cdot 10^4$ ;  $K_3 = 1,7 \cdot 10^3$ ;  $K_4 = 2,0 \cdot 10^2$ ;  $K_5 = 2,3 \cdot 10^0$