

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 (β);
- 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 cm³ 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.

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

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 ZnSO₄, 0,3 M FeSO₄, 0,1 M Pb(NO₃)₂, 0,1 M CuSO₄, 0,1 M AgNO₃, 2 HCl. Do każdego roztworu wrzuć niewielkie kawałeczki cynku na około 5-10 minut. Zapisz zaobserwowane zmiany.

Przy użyciu tych samych roztworów przeprowadź analogiczne doświadczenia z użyciem innego metalu, np. żelaza, ołowiu lub miedzi.

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.

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

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

3. Roztworzenie miedzi w kwasie utleniającym

W probówce umieść kawałeczek blaszki miedzianej, dodaj około 2 cm³ roztworu 2M HNO₃. Jeżeli reakcja nie zachodzi na zimno, probówkę ogrzej pod wyciągiem w łaźni wodnej. Obserwuj zmiany zachodzące w próbówce.

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.

$$E_{Cu^{2+}/Cu}^{\circ} = 0,338 \text{ V}; E_{NO_3^-, H_3O^+/NO}^{\circ} = 0,960 \text{ V}; E_{2H^+/H_2}^{\circ} = 0 \text{ V}$$

4. Wpływ odczynu środowiska na zachodzenie reakcji utleniania-redukcji

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

- Do pierwszej i drugiej probówki po kawałeczku metalicznej miedzi oraz po około 10 kropli roztworu 6% H₂O₂. Następnie do pierwszej próbówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H₂SO₄, a do próbówki drugiej 5 kropli roztworu 2M NaOH.

- b) Do trzeciej i czwartej próbówki po 5 kropli roztworu 0,3 M $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ oraz po około 10 kropli roztworu 6% H_2O_2 . Następnie do trzeciej próbówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H_2SO_4 , a do czwartej próbówki 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 KMnO_4 . Następnie do piątej próbówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H_2SO_4 , a do szóstej próbówki 5 kropli roztworu 2M NaOH .
- d) Do siódmej i ósmej próbówki po 5 kropli roztworu 0,1 M KI oraz po 1 kropli roztworu 0,1 M K_2CrO_4 . Następnie do siódmej próbówki dodaj 5 kropli roztworu 1 M H_2SO_4 , a do ósmej próbówki 5 kropli roztworu 2M 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 półokwowymi). Wyjaśnij, dlaczego przebieg reakcji zależy od odczynu roztworu.

5. Wpływ odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Do trzech próbek dodaj po około $0,5\text{cm}^3$ roztworu 0,1M KMnO_4 . Następnie do pierwszej próbówki wlej około 1cm^3 roztworu 1M H_2SO_4 , do drugiej – około 5cm^3 wody destylowanej, do trzeciej – około 1cm^3 roztworu 2M NaOH . Do każdej próbówki dodaj po szczypcie stałego azotanu(III) potasu lub sodu. Zawartość próbek wymieszaj. Szybkość reakcji można zwiększyć poprzez ogrzewanie próbek w łaźni wodnej.

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

6. Zależność kierunku reakcji utleniania-redukcji od odczynu środowiska

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 1% KI_3 (I_2 w roztworze KI). Zanotuj barwę roztworu KI_3 . Następnie dodaj 5 kropli roztworu 0,3 M Na_3AsO_3 . Roztwór w próbówce powinien mieć odczyn alkaliczny. Obserwuj zmianę zabarwienia. Do otrzymanego roztworu dodawaj kroplami roztwór 2M HCl (około 2÷3 krople).

Napisz równania zachodzących reakcji w postaci jonowej. W oparciu o wartości potencjałów standardowych dla układów $\text{AsO}_4^{3-}/\text{AsO}_3^{3-}$ oraz $\text{I}_3^-/3\text{I}^-$ przedyskutuj wyniki przeprowadzonego doświadczenia.

$$E_{\text{AsO}_4^{3-}/\text{AsO}_3^{3-}, \text{OH}^-}^{\circ} = -0,67 \text{ V}; E_{\text{H}_3\text{AsO}_4, \text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_3\text{AsO}_3}^{\circ} = +0,54 \text{ V}; E_{\text{I}_3^-/3\text{I}^-}^{\circ} = 0,536 \text{ V}$$

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 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 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 NaOH , po czym do próbówki wkraplaj stopniowo stężony roztwór amoniaku do całkowitego rozтворzenia się osadu. Następnie do otrzymanego roztworu dodawaj kroplami roztwór 1 M H_2SO_4 obserwując zachodzące zmiany.

b) Rozkład kompleksów przez reakcję strącania

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 0,1 M AgNO_3 i dwie krople 2 M HCl . Następnie stopniowo wkraplaj do próbówki stężony roztwór amoniaku, aż do całkowitego rozтворzenia osadu. Do otrzymanego roztworu dodawaj kroplami roztwór 0,1 M KI . Obserwuj zachodzące zmiany w roztworze.

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

$$\beta_4 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 1,1 \cdot 10^{13}, \beta_2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 1,6 \cdot 10^7; \beta_2 [\text{AgI}_2]^- = 1,0 \cdot 10^{10}$$

9. Porównanie stałych trwałości kompleksów

a) porównanie trwałości $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ i $[\text{Cu}(\text{EDTA})]^{2-}$

W próbówce umieść 5 kropli roztworu 0,3 M $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ i 2 krople roztworu 2 M NaOH , po czym do próbówki wkraplaj stopniowo stężony roztwór amoniaku do całkowitego rozтворzenia się osadu. Do otrzymanego roztworu dodawaj następnie kroplami roztwór 0,2 M EDTA (skrót od angielskiej nazwy popularnie używanego w chemii

odczynnika kompleksującego, którego polska nazwa brzmi – sól disodowa kwasu etylenodiaminotetraoctowego; skrótem EDTA oznacza się zarówno sól sodową, sam kwas jak i anion kwasu). Obserwuj zmianę zabarwienia roztworu.

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 FeCl_3 dodaj około 5 cm^3 wody destylowanej, a następnie 1 kroplę roztworu 2 M KSCN . Zapisz zaobserwowane zmiany. Następnie do roztworu dodawaj, aż do całkowitego odbarwienia, roztwór 0,3 M 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.

$\beta_4 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 1,1 \cdot 10^{13}$; $K [\text{Cu}(\text{EDTA})]^{2-} = 6,3 \cdot 10^{18}$; $K [\text{Fe}(\text{EDTA})]^- = 5,0 \cdot 10^{25}$

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

$[\text{FeF}_x]^{3-x}$: $K_1 = 2,0 \cdot 10^5$; $K_2 = 2,9 \cdot 10^4$; $K_3 = 1,7 \cdot 10^3$; $K_4 = 2,0 \cdot 10^2$; $K_5 = 2,3 \cdot 10^0$

RR2 - REAKCJE RED-OX. SZEREG NAPIĘCIOWY METALI. REAKCJE KOMPLEKSOWANIA.