

Chemia Ogólna II

laboratorium

I rok Chemii
Studia stacjonarne I stopnia

Tematy ćwiczeń

Ćwiczenie 1	Wstęp do miareczkowania alkacymetrycznego
Ćwiczenie 2	Roztwory buforowe
Ćwiczenie 3	Wytrącanie i rozpuszczanie osadów. Iloczyn rozpuszczalności
Ćwiczenie 4	Jony kompleksowe w roztworach wodnych
Ćwiczenie 5	Roztwory koloidowe
Ćwiczenie 6	Reakcje utleniania i redukcji
Ćwiczenie 7	Korozja

ĆWICZENIE 1– WSTĘP DO MIARECZKOWANIA ALKACYMETRYCZNEGO

Doświadczenie 1 – Przygotowanie i nastawianie miana 0,1 mol/L NaOH na kwas solny

Sprzęt i odczynniki: HCl – roztwór mianowany, wodny roztwór oranżu metylowego 0,1%, ok. 0,1 mol/L roztwór NaOH, 3 erlenmajerki 250 mL, pipety 20 (25) mL

Wykonanie:

Do trzech erlenmajerek odmierzyć pipetą 20 mL 0,1 mol/L kwasu solnego, dodać po dwie krople roztworu oranżu metylowego i miareczkować roztworem NaOH, którego stężenie molowe ma być wyznaczone, aż do pierwszego pojawienia się barwy żółtej (nie cebulkowej). Wyniki poszczególnych oznaczeń nie powinny się różnić między sobą więcej niż o 0,2%, tzn. w tym przypadku o 0,08 mL. Stężenie molowe roztworu NaOH oblicza się ze wzoru:

$$V_z \cdot C_z = V_k \cdot C_k$$

gdzie: C_z – szukane stężenie zasady (NaOH),
 V_z – objętość zużytego roztworu zasady,
 C_k – stężenie kwasu,
 V_k – objętość kwasu.

Opracowanie wyników:

1. Podać równanie reakcji zobojętniania kwasu solnego wodorotlenkiem sodu.
2. Wyniki miareczkowania wstawić do tabeli 1.

Tabela 1

Nr próbki	V_{NaOH} [mL]
1	
2	
3	

3. Podać obliczenia, a ostateczne wyniki wstawić do tabeli 2.

Tabela 2

V_{NaOH} śr. [mL]	Stężenie molowe zasady [mol/L]

Doświadczenie 2 – Oznaczanie zawartości kwasu salicylowego metodą miareczkowania alkacymetrycznego

Sprzęt i odczynniki: 3 kolby stożkowe 125 mL, pipeta jednomiarowa 10 mL, biureta 25 mL, cylinder miarowy 50 mL, wodno-etanolowy roztwór kwasu salicylowego, mianowany 0,1 mol/L, woda destylowana, fenoloftaleina

Wykonanie:

Do trzech kolb stożkowych odmierzyć po 10 mL roztworu kwasu salicylowego. Do każdej kolby dodać po 50 mL wody destylowanej i po kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Biuretę napełnić mianowanym roztworem wodorotlenku sodu i miareczkować pierwszą próbę aż do uzyskania różowego zabarwienia roztworu. Wynik miareczkowania wpisać do tabeli 3. Podobnie postąpić z dwiema pozostałymi próbkami. Obliczyć średnią arytmetyczną z otrzymanych wyników. Na podstawie równania reakcji zobojętniania kwasu salicylowego i wodorotlenku sodu należy wyliczyć stężenie molowe i stężenie procentowe masowo-objętościowe kwasu w spirytusie.

Opracowanie wyników:

1. Podać równanie reakcji (cząsteczkowo i jonowo) zobojętniania kwasu salicylowego wodorotlenkiem sodu.
2. Wyniki miareczkowania wstawić do tabeli 3.

Tabela 3

Nr próbki	V_{NaOH} [mL]
1	
2	
3	

3. Podać obliczenia, a ostateczne wyniki wstawić do tabeli 4.

Tabela 4

V_{NaOH} śr. [mL]	Stężenie molowe kwasu [mol/L]	Stężenie procentowe kwasu [% m/v]

WYMAGANIA

Roztwory mianowane i substancje wzorcowe stosowane w alkacymetrii, przebieg krzywych miareczkowania alkacymetrycznego, pH w poszczególnych punktach miareczkowania, PK i PR miareczkowania, zasada działania stosowanych wskaźników alkacymetrycznych. Nastawianie miana kwasu solnego i wodorotlenku sodu.

ĆWICZENIE 2 – ROZTWORY BUFOROWE

Doświadczenie 1 – Badanie stałości w mieszaninie buforowej

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L NH_4Cl ; 0,5 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$; 0,5 mol/L NaOH; 0,5 mol/L HCl; fenoloftaleina;
4 zlewki miarowe (50 mL).

Wykonanie:

1. Sporządzić roztwór buforowy o $\text{pH} \approx 8,4$ w następujący sposób: do zlewki odmierzyć cylindrem 50 mL NH_4Cl , dodać 10 kropli fenoloftaleiny, po czym dodawać kroplami roztwór NH_3 , do uzyskania różowego zabarwienia. Tak sporządzony roztwór buforowy podzielić na dwie części "a" i "b".
2. Sporządzić roztwór niezbuforowany o $\text{pH} = 8,4$ w następujący sposób: do zlewki odmierzyć cylindrem 50 mL wody, dodać 10 kropli fenoloftaleiny, po czym dodawać kroplami roztwór NH_3 , do uzyskania różowego zabarwienia (o barwie identycznej jak w punkcie 1). Tak sporządzony roztwór podzielić na dwie części "c" i "d".
3. Do zlewek "a" i "c" dodawać kroplami 0,5 mol/L roztwór NaOH do uzyskania różowej barwy obu roztworów. Objętość roztworu NaOH dodanego do zlewki "a" odczytać na skali zlewki, natomiast w przypadku "c" policzyć krople dodanej zasady.
4. Do zlewek "b" i "d" dodawać 0,5 mol/L HCl do zaniku różowej barwy. Objętość roztworu HCl dodanego do "b" odczytać na skali zlewki, natomiast w przypadku "d" policzyć krople dodanego HCl.

Porównać objętości kwasu i zasady potrzebne do zmiany barwy wskaźnika w roztworze buforowym i niezbuforowanym.

Doświadczenie 2 – Efekt wspólnego jonu

Sprzęt i odczynniki: 1 mol/L CH_3COOH , 1 mol/L CH_3COONa , oranż metylowy, pipeta (5 mL), probówka.

W każdym roztworze buforowym występuje działanie wspólnego jonu, którego obecność cofa dysocjację kwasu (lub zasady) zgodnie z prawem działania mas.

Wykonanie:

Do probówki odmierzyć pipetą 5 mL 1 mol/L roztworu CH_3COOH , dodać 2 krople oranżu metylowego i następnie dodawać kroplami 1 mol/L roztworu CH_3COONa . Zachodzące zmiany zinterpretować na podstawie odpowiedniego równania równowagi.

Doświadczenie 3 – Badanie zależności pojemności buforowej od stężenia buforu

Sprzęt i odczynniki: bufor mrówczanowy o $\text{pH}=3,7$ (1 mol/L), 1 mol/L HCl, 1 mol/L NaOH, oranż metylowy, 2 zlewki, 3 erlenmajerki, 2 biurety, 2 kolby miarowe, 5 pipet o poj. 5 mL.

Wykonanie:

1. Do dwóch suchych zlewek (1 i 2) odmierzyć odpowiednio 5 mL 1 mol/L NaOH i 5 mL 1 mol/L HCl, a następnie dodać po 1 kropli oranżu metylowego. Przygotowane roztwory posłużą jako wzorce przy wykonywaniu punktów 4 i 5.
2. Sporządź bufor mrówczanowy o stężeniu 0,1 mol/L poprzez rozcieńczenie buforu mrówczanowego o $\text{pH}=3,7$ (1 mol/L).
3. Sporządź bufor mrówczanowy o stężeniu 0,01 mol/L poprzez rozcieńczenie buforu mrówczanowego o stężeniu 0,1 mol/L.
4. Do trzech erlenmajerek (3; 4 i 5) odmierzyć odpowiednio po 5 mL buforu mrówczanowego o $\text{pH}=3,7$ (1 mol/L), buforu mrówczanowego o stężeniu 0,1 mol/L oraz buforu mrówczanowego o stężeniu 0,01 mol/L i do każdej erlenmajerki dodać po 1 kropli oranżu metylowego. Do tak przygotowanych buforów dodawać z biurety 1 mol/L NaOH do barwy żółtej względem wzorca 1. Zanotuj objętość dodanego NaOH.
5. Do kolejnych trzech erlenmajerek (6; 7 i 8) odmierzyć odpowiednio po 5 mL buforu mrówczanowego o $\text{pH}=3,7$ (1 mol/L), buforu mrówczanowego o stężeniu 0,1 mol/L oraz buforu mrówczanowego o stężeniu 0,01 mol/L i do każdej erlenmajerki dodać po 1 kropli oranżu metylowego. Do tak przygotowanych buforów dodawać z biurety 1 mol/L HCl do barwy różowej względem wzorca 2. Zanotuj objętość dodanego HCl.

Wyniki zestawień w tabeli i porównać z obliczeniami teoretycznymi:

Lp.	Stężenie buforu	Objętość zużytego HCl [mL]	Objętość zużytego NaOH [mL]
1.	1 mol/L		
2.	0,1 mol/L		
3.	0,01 mol/L		

Doświadczenie 4 – Własności roztworów buforowych w zależności od stosunku $V_z:V_k$

Sprzęt i odczynniki: 2 mol/L CH_3COONa , 2 mol/L CH_3COOH , 1 mol/L HCl , 1 mol/L NaOH , oranż metylowy, błękit bromotymolowy, 2 biurety, 3 erlenmajerki, 2 pipety (10 mL)

Wykonanie:

- W 3 erlenmajerkach przygotować bufor octanowy łącząc ze sobą 2 mol/L roztwór CH_3COONa i 2 mol/L roztwór CH_3COOH (wszystkie przygotowane bufony muszą mieć jednakową objętość końcową) w następujących stosunkach objętościowych:
 - $V_z: V_k = 1:10 \rightarrow \text{pH}=3,8;$
 - $V_z: V_k = 1:1 \rightarrow \text{pH}=4,8;$
 - $V_z: V_k = 10:1 \rightarrow \text{pH}=5,8;$
- Do każdego sporządzonego buforu dodać kroplę oranż metylowy i następnie dodawać z biurety 1 mol/L HCl do uzyskania różowego zabarwienia roztworu ($\text{pH}=3,1$). Zanotować objętość dodanego kwasu w każdym przypadku.
- Według procedury opisanej w pkt. 1 ponownie sporządzić roztwory buforowe. Następnie do każdej erlenmajerki dodać 2 krople błękitu bromotymolowego i następnie dodawać z biurety 1 mol/L NaOH do uzyskania niebieskiego zabarwienia roztworu ($\text{pH}=7,6$). Zanotować objętość dodanej zasady w każdym przypadku.

Wyniki zestawić w tabeli:

	Bufor	pH początkowe	Objętość kwasu (mL)	pH	$\beta=\Delta C_a/\Delta \text{pH}$	Objętość zasady (mL)	pH	$\beta=\Delta C_b/\Delta \text{pH}$
1.	1: 10							
2.	1 : 1							
3.	10 : 1							

Doświadczenie 5 – Przykłady zastosowań roztworów buforowych

Sprzęt i odczynniki: roztwór MgSO_4 , rozcieńczony roztwór NH_3 , roztwór NH_4Cl , 1 mol/L CH_3COOH , probówka.

Wykonanie:

1. Do probówki wlać ok. 1 mL MgSO_4 , a następnie dodać taką samą objętość rozcieńczonego NH_3 .
Do otrzymanej mieszaniny - nie oddzielając osadu - wkropić roztwór NH_4Cl (wstrząsając) dopóki nie nastąpi całkowite rozpuszczenie osadu.

Napisz równanie reakcji jonów magnezowych z amoniakiem. Wyjaśnić dlaczego powstały w tej reakcji osad rozpuścił się w roztworze salmiaku i podać równanie tej reakcji.

WYMAGANIA

Roztwory buforowe. Definicja buforu wg Arrheniusa i Bronsteda. Przygotowywanie roztworów buforowych. Obliczanie pH buforów. Zależność pojemności buforowej od pH.

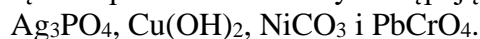
ĆWICZENIE 3 – WYTRĄCANIE I ROZPUSZCZANIE OSADÓW. ILOCZYN ROZPUSZCZALNOŚCI

Doświadczenie 1 – Dobór odczynników rozpuszczających osady

Sprzęt i odczynniki: 0,1 mol/L AgNO₃, 0,5 mol/L CuCl₂, 0,5 mol/L NiCl₂, 0,5 mol/L Pb(NO₃)₂, 1 mol/L Na₂HPO₄, 2 mol/L NaOH, 1 mol/L Na₂CO₃, 0,5 mol/L K₂Cr₂O₇, 2 mol/L CH₃COOH, 2 mol/L NH₃·H₂O, 6 mol/L HCl.

Wykonanie:

Stosując odpowiednie roztwory wytrącić w probówkach osady następujących związków:



Każdy roztwór wraz z osadem podzielić na dwie części. Dobrać dla każdego związku takie dwa odczynniki, które powinny zmniejszać stężenie jednego z jonów w roztworze i na skutek tego spowodować częściowe lub całkowite rozpuszczenie osadów. Sprawdzić działanie wybranych odczynników, dodając je do wytrąconych osadów.

1. Podać równania reakcji wytrącania osadów: Ag₃PO₄, Cu(OH)₂, NiCO₃, PbCrO₄.
2. Napisać równania reakcji rozpuszczania w/w osadów przy użyciu wybranych odczynników.

Doświadczenie 2 – Wpływ promienia jonowego kationu i stopnia utlenienia metalu na rozpuszczalność wodorotlenków metali

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, 6 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$, 2 mol/L NH_4Cl

Wykonanie:

1. Do trzech probówek wlać kolejno po ok. 1 mL 0,5 mol/L roztworów zawierających jony: Ca^{2+} , Mg^{2+} i Al^{3+} .
2. Do każdej probówki dodać po 1 mL 6 mol/L roztworu amoniaku. Obserwować kolejność powstawania osadów. Do probówek, w których pojawił się osad dodać kolejno po 3 mL 2 mol/L NH_4Cl .

Porównać rozpuszczalność badanych wodorotlenków. Otrzymane wyniki zestawić w tabeli.

Substancje w roztworze	Promień kationu [Å]	Względna ocena ilości osadu (obfity, średni, słaby, brak)	Czy osad rozpuszcza się w NH_4Cl ?
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3(\text{aq})$	0,99		
$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3(\text{aq})$	0,65		
$\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_3(\text{aq})$	0,50		

1. Uzasadnić, posługując się odpowiednimi równaniami reakcji, na czym polega rozpuszczające działanie NH_4Cl .
2. Na podstawie własnych obserwacji podać kolejność, w jakiej maleje rozpuszczalność badanych wodorotlenków.
3. Podać, w jakiej kolejności powinna maleć rozpuszczalność badanych wodorotlenków, jeśli bierzemy pod uwagę stosunek promienia jonowego kationu do jego stopnia utlenienia.

Doświadczenie 3 – Wpływ promienia jonowego kationu i stopnia utlenienia metalu na rozpuszczalność siarczków metali

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L ZnSO₄, 0,5 mol/L Bi(NO₃)₃, 0,5 mol/L NaCl, 6 mol/L HCl, 1 mol/L roztwór tioacetamidu (CH₃CSNH₂), NH₃ (stęż.), HNO₃ (stęż.)

Wykonanie:

Do trzech probówek wlać po ok. 1 mL 0,5 mol/L roztworów zawierających jony: Bi³⁺, Zn²⁺ i Na⁺. Do każdej probówki dodać po 10 kropli 6 mol/L HCl.

Dalsze czynności wykonywać pod wyciągiem !!!

Następnie do każdej probówki dodać po 1 mL roztworu tioacetamidu (CH₃CSNH₂). W celu przyspieszenia hydrolizy tioacetamidu probówki zanurzyć do wrzącej wody na ok. 2 minuty. Obserwować, czy powstaje osad i jakiej jest barwy. Do probówek, w których nie tworzy się osad, dodać po 1 mL NH₃ (stęż.), tak aby roztwory stały się zasadowe (sprawdzić odczyn) i obserwować zmiany.

Sprawdzić rozpuszczalność otrzymanych siarczków w kwasach. W tym celu należy odwirować osady i zalać każdy 10 kroplami 6 mol/L HCl. W przypadku, gdy osad nie rozpuszcza się, dodać ostrożnie 5 kropli stężonego HNO₃.

Otrzymane wyniki zestawić w tabeli:

Roztwór zawierający jony	Promień kationu [Å]	Wytrącanie osadów siarczków		Rozpuszczanie otrzymanych osadów siarczków w:	
		CH ₃ CSNH ₂ + HCl	CH ₃ CSNH ₂ + NH ₃	HCl (6 mol/L)	HNO ₃ (stęż.)
Bi ³⁺	1,03				
Zn ²⁺	0,74				
Na ⁺	1,02				

- Napisać równania reakcji badanych kationów z tioacetamidem w obecności:
 - HCl,
 - NH_{3(aq)}
- Podać, które z badanych kationów nie reagują z CH₃CSNH₂:
 - w środowisku HCl,
 - w środowisku NH_{3(aq)} (wyjaśnić)
- Napisać równania reakcji zachodzących pod wpływem:
 - 6 mol/L HCl,
 - stęż. HNO₃
- Na podstawie przeprowadzonych reakcji uszeregować siarczki badanych metali wg malejącej rozpuszczalności.
- Podać, w jakiej kolejności powinna maleć rozpuszczalność badanych siarczków, jeśli bierzemy pod uwagę stosunek promienia jonowego kationu do jego stopnia utlenienia.

Doświadczenie 4 – Badanie rozpuszczalności szczawianu wapnia (II)

Sprzęt i odczynniki: 0,1 mol/L CaCl₂, 0,1 mol/L (NH₄)₂C₂O₄, 2 mol/L HCl, 2 mol/L CH₃COOH

Wykonanie:

W dwóch probówkach strącić osad szczawianu wapnia (II), wprowadzając do każdej po 2 krople 0,1 mol/L roztworu soli wapnia (II) i 2 krople 0,1 mol/L roztworu (NH₄)₂C₂O₄. Do pierwszej probówki dodać kilka kropli 2 mol/L HCl do całkowitego rozpuszczenia osadu. Do drugiej probówki dodać 2 mol/L CH₃COOH.

Zwrócić uwagę, że w kwasie octowym szczawian wapnia (II) praktycznie się nie rozpuszcza.

1. Napisać reakcje otrzymywania osadu szczawianu wapnia i jego rozpuszczania w HCl.
2. Wyjaśnić, dlaczego osad szczawianu wapnia (II) rozpuszcza się w HCl, natomiast praktycznie nie rozpuszcza się w kwasie octowym.

WYMAGANIA

Rozpuszczalność – definicja. Roztwory nasycone. Czynniki wpływające na rozpuszczalność. Wpływ wspólnego jonu na rozpuszczalność osadów. Efekt solny – moc jonowa roztworu. Zastosowanie reguły przekory w procesie wytrącania i rozpuszczania osadów. Definicja iloczynu rozpuszczalności. zależność między rozpuszczalnością a iloczynem rozpuszczalności. Iloczyn rozpuszczalności termodynamiczny i stężeniowy. Wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności.

ĆWICZENIE 4 – JONY KOMPLEKSOWE W ROZTWORACH WODNYCH

Doświadczenie 1 – Hydroksokompleksy

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, 0,5 mol/L $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, 0,5 mol/L $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, 2 mol/L i 6 mol/L NaOH, 2 mol/L i 6 mol/L HNO_3 , probówki, papierki uniwersalne

Wykonanie:

1. Do probówek wlać po 5 kropeł roztworów odpowiednich metali. Do roztworu dodawać po kropli 2 mol/L NaOH aż do uzyskania odczynu słabo alkalicznego (sprawdzić papierkiem uniwersalnym). Obserwować barwy otrzymanych osadów.
2. Następnie do tych samych probówek dodawać 6 mol/L NaOH, aż przestaną zachodzić jakiegokolwiek widoczne zmiany. Które z badanych metali tworzą w tych warunkach rozpuszczalne sole zawierające hydroksokompleksy?
3. Do probówek, w których otrzymano klarowne roztwory dodawać po kropli 2 mol/L HNO_3 aż do odczynu w przybliżeniu obojętnego (obserwować barwy otrzymanych osadów), a następnie 6 mol/L HNO_3 do odczynu silnie kwaśnego i obserwować ponowne rozpuszczenie osadów.

Napisać wszystkie równania zachodzących reakcji oraz obserwacje.

Doświadczenie 2 – Aminakompleksy

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, 0,5 mol/L $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, 0,5 mol/L $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, 0,5 mol/L $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, 2 mol/L i 6 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$, probówki, papierki uniwersalne

Wykonanie:

1. Do probówek wlać po 5 kropeł roztworów odpowiednich metali. Do każdego z tych roztworów dodawać kroplami 2 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$ do uzyskania odczynu słabo alkalicznego (sprawdzić papierkiem uniwersalnym). Obserwować zachodzące zmiany.
2. Do tych samych próbek dodawać dalej 6 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$ aż przestaną zachodzić jakiegokolwiek zmiany. Które z jonów badanych metali tworzą w tych warunkach rozpuszczalne aminakompleksy?

Napisać wszystkie równania zachodzących reakcji oraz obserwacje.

Doświadczenie 3 – Wymiana ligandów w jonie kompleksowym

A. Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; stęż. HCl, 2 mol/L KSCN, 2 mol/L NaF

Wykonanie:

Do próbówki wlać 5 kropli $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, dodać 3 krople stęż. HCl, następnie 1 kroplę KSCN, na końcu 10 kropeł NaF. Obserwować zmiany barwy zachodzące podczas dodawania kolejnych odczynników.

B. Sprzęt i odczynniki: 0,25 mol/L $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, 0,25 mol/L $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, tioacetamid, 1,5 mol/L NaOH, próbówki

Wykonanie:

a) Do jednej próbówki dodać 5 kropli 0,25 mol/L $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$ a do drugiej dodać 5 kropli 0,25 mol/L $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Do obu próbówek dodać po 6 kropli tioacetamidu.

b) Wykonać identycznie jak w podpunkcie a), lecz zamiast tioacetamidu dodać po kropli 1,5 mol/L NaOH.

Zaobserwować i zanotować zmiany w próbówkach pod wpływem odczynnika strącającego. Napisać reakcję dysocjacji $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Wyjaśnić różnicę w przebiegu tych reakcji.

C. Sprzęt i odczynniki: roztwór Co^{2+} , 5 mol/L KSCN, roztwór Fe^{3+} , NaF, alkohol amyłowy, rozdzielacz

Wykonanie:

Do rozdzielacza odmierzyć 1 mL roztworu Co^{2+} , 1 mL 5 mol/L KSCN, 1 mL Fe^{3+} . Dodać 2 mL NaF, a następnie 3 mL alkoholu amyłowego. Silnie wstrząsać do rozdzielenia warstw, warstwę organiczną wylać. Podać wszystkie tworzące się kolejno kompleksy kobaltu i żelaza oraz określić ich barwę.

WYMAGANIA

Związki kompleksowe – definicja, właściwości, pojęcia podstawowe. Nomenklatura. Równowaga w roztworach związków kompleksowych – stała trwałości, stała nietrwałości. Związki kompleksowe a sole podwójne. Reakcje związków kompleksowych.

ĆWICZENIE 5 – ROZTWORY KOLOIDOWE

Doświadczenie 1 – Otrzymywanie zolu błękitu pruskiego

Sprzęt i odczynniki: 1% roztwór $K_4[Fe(CN)_6]$, 2% roztwór $FeCl_3$, 1 probówka, 1 pipeta

Wykonanie:

Do ok. 8 mL wody destylowanej wprowadzić 1 mL 1% roztworu heksacyjanożelazianu (II) potasu $K_4[Fe(CN)_6]$ i 2 krople świeżo sporządzonego na zimno roztworu 2% chlorku żelaza (III) $FeCl_3$. Po chwili należy wprowadzić jeszcze jedną kroplę $FeCl_3$.

1. Napisać w formie jonowej równanie zachodzącej reakcji.
2. Przedstawić postać miceli i ładunek cząstki koloidowej otrzymanego produktu.

Doświadczenie 2 – Otrzymywanie zoli chlorku srebrowego o różnych ładunkach powierzchniowych

Sprzęt i odczynniki: 0,1 mol/L roztwór AgNO_3 , 0,1 mol/L roztwór NaCl , 2 probówki, 2 pipety 5 mL,

Wykonanie:

Do jednej probówki wprowadzić 2 mL 0,1 mol/L roztworu azotanu (V) srebra AgNO_3 oraz 4 mL 0,1 mol/L roztworu chlorku sodu NaCl . Następnie do drugiej probówki należy wprowadzić 4 mL 0,1 mol/L roztworu azotanu (V) srebra AgNO_3 oraz 2 mL 0,1 mol/L roztworu chlorku sodu NaCl .

1. Porównać zmiany zachodzące w obu probówkach.
2. Napisać w formie cząsteczkowej równanie zachodzącej reakcji.
3. W obydwu przypadkach przedstawić postać miceli i ładunek cząstki koloidowej otrzymanego produktu.

Doświadczenie 3 – Otrzymywanie roztworu wodorotlenku żelaza (III) metodą hydrolizy soli żelaza (III)

Sprzęt i odczynniki: roztwór FeCl_3 , 1 zlewka, 1 pipeta 5 mL,

Wykonanie:

Do zlewki o pojemności 50 mL wlać 20 - 30 mL wody destylowanej i ogrzać do wrzenia. Do wrzącej wody dodać 5 mL roztworu FeCl_3 . Otrzymany roztwór gotować w ciągu kilku minut. Zlewkę z otrzymanym zolem wodorotlenku żelaza (III) zachować do dalszych ćwiczeń.

1. Napisać w formie jonowej i cząsteczkowej równania hydrolizy FeCl_3 .
2. Które jony powinny adsorbować się na powierzchni cząstek koloidowych wodorotlenku żelaza (III)?
3. Podać postać miceli i ładunek cząstki koloidowej tego wodorotlenku.

Doświadczenie 4 – Koagulacja roztworu wodorotlenku żelaza (III)

Sprzęt i odczynniki: zol wodorotlenku żelaza (III), roztwór NaCl, roztwór Na₂SO₄, nasycony roztwór NaCl, 3 probówki,

Wykonanie:

Do 3 probówek wlać po około 5 mL zolu wodorotlenku żelaza (III) otrzymanego w doświadczeniu 3. Następnie dodać:

- do probówki nr 1: 1 - 2 krople roztworu NaCl,
 - do probówki nr 2: 1 - 2 krople roztworu Na₂SO₄
 - do probówki nr 3: tyle nasyconego roztworu NaCl, aby wystąpiło zmętnienie roztworu.
1. Obserwować, który z dodanych odczynników spowodował zmętnienie zolu wodorotlenku żelaza (III).
 2. Wyjaśnić od czego zależy zdolność do koagulacji.

Doświadczenie 5 – Badanie zależności dyfuzji od tarcia wewnętrznego roztworu

Sprzęt i odczynniki: roztwór żelatyny (0,5 g/100 mL), nasycony roztwór CuSO_4 , 2 probówki

Wykonanie:

1. Podwarstwić (używając pipety Pasteura) dwoma mililitrami nasyconego roztworu siarczanu miedzi (II) (CuSO_4) 5 mL wody destylowanej w probówce i pozostawić bez wstrząsania.
2. Podwarstwić (używając pipety Pasteura) dwoma mililitrami nasyconego roztworu siarczanu miedzi (II) (CuSO_4) roztwór żelatyny (0,5 g/100mL) w probówce i pozostawić bez wstrząsania.

Zaobserwować szybkość dyfuzji cząstek w obu przypadkach i sformułować odpowiednie wnioski.

Doświadczenie 7 – Otrzymywanie emulsji oleju w wodzie – koloidy ochronne

Sprzęt i odczynniki: olej jadalny, środek powierzchniowo czynny, probówki

Wykonanie:

Do dwóch probówek zawierających połowę objętości wody destylowanej dodać po 8-10 kropli oleju jadalnego. Do drugiej probówki dodać 10% roztworu środka powierzchniowo czynnego. Silnie wymieszać zawartość obu probówek.

1. Zwrócić uwagę na trwałość i barwę emulsji, a także szybkość jej rozwarstwiania. Wyjaśnić, w jakim celu dodawany jest roztwór środka powierzchniowo czynnego.

WYMAGANIA

Roztwory koloidowe: podział i metody otrzymywania. Trwałość i właściwości roztworów koloidowych. Budowa miceli. Punkt izoelektryczny roztworu koloidowego. Działanie ochronne koloidów.

Doświadczenie 2 – Utleniające właściwości jodu

Sprzęt i odczynniki: 0,5 mol/L roztwór jonów SO_3^{2-} , 0,1 mol/L roztwór I_2 w KI, skrobia, probówki

Wykonanie:

Do probówki wprowadzić 5 kropli 0,1 mol/L roztworu jodu w KI i 2 krople roztworu skrobi. Do tak przygotowanego roztworu dodaj kilka kropli 0,5 mol/L roztworu jonów SO_3^{2-} , a następnie ogrzewaj w łaźni wodnej aż do całkowitego odbarwienia roztworu. Jeśli roztwór nie odbarwi się dodaj dodatkową porcję jonów SO_3^{2-} .

Zapisz poczynione obserwacje oraz podaj równanie zachodzącej reakcji.

Doświadczenie 3 – Rola H_2O_2 w zależności od środowiska reakcji

Sprzęt i odczynniki: roztwór MnCl_2 , 1 mol/L NaOH , 1 mol/L H_2SO_4 , H_2O_2

Wykonanie:

Do próbówki wlać 3 krople MnCl_2 , 3 krople 1 mol/L NaOH i ok. 1 mL H_2O_2 , roztwór wymieszać i obserwować zachodzące zmiany. Następnie roztwór zakwasić 1 mL 1 mol/L H_2SO_4 i dodać jeszcze trochę H_2O_2 . Obserwować zachodzące zmiany. Wyniki umieścić w tabeli:

Utleniacz	Reduktor	Środowisko	Obserwacje

1. Podaj równania utleniania i redukcji oraz równanie sumaryczne reakcji przebiegającej w środowisku zasadowym.
2. Podaj równania utleniania i redukcji oraz równanie sumaryczne reakcji przebiegającej w środowisku kwaśnym.
3. Jaką rolę odgrywa H_2O_2 (utleniacza czy reduktora) w zależności od środowiska reakcji?

Doświadczenie 4 – Określanie kierunku reakcji redoks

Sprzęt i odczynniki: woda chlorowa, roztwór I_2 w KI, $CHCl_3$ (chloroform), roztwory 0,01 mol/L KBr, KI, H_2SO_4

Wykonanie:

1. Do dwóch oddzielnych probówek wprowadzić odpowiednio: kilka kropel wody chlorowej i roztworu jodu w KI. Do każdej dodać 0,5 mL $CHCl_3$ i wytrząsać. Zaobserwuj barwę roztworów Cl_2 i I_2 w $CHCl_3$. Sporządzone roztwory posłużą jako wzorce do pkt. 2-4.
2. Do probówki wprowadzić 5 kropli 0,01 mol/L KBr, następnie dodać 0,5 mL $CHCl_3$, 5 kropli H_2SO_4 oraz 10 kropli wody chlorowej. Dobrze wytrząsać i obserwować zabarwienie warstwy $CHCl_3$.
3. Do probówki wprowadzić 5 kropli 0,01 mol/L KI, następnie dodać 0,5 mL $CHCl_3$, 5 kropli H_2SO_4 oraz 10 kropli wody chlorowej. Dobrze wytrząsać i obserwować zabarwienie warstwy $CHCl_3$.
4. Do probówki wprowadzić 5 kropli 0,01 mol/L KBr oraz 10 kropli roztworu jodu w KI. Do tak przygotowanego roztworu dodać 0,5 mL chloroformu i dobrze wytrząsać. Obserwuj zabarwienie warstwy organicznej.

Napisz równania zachodzących reakcji.

Doświadczenie 5 – Utleniające właściwości chromu (VI)

Sprzęt i odczynniki: roztwór $K_2Cr_2O_7$, stęż. H_2SO_4 , C_2H_5OH

Wykonanie:

Do probówki wlać 3 mL roztworu $K_2Cr_2O_7$, ostrożnie dodać kroplami 1 mL stęż. H_2SO_4 . Kiedy roztwór rozgrzeje się mocno, wkropić powoli alkohol etylowy wstrząsając ostrożnie probówką.

Zanotuj obserwacje i zapisz równanie zachodzącej reakcji.

WYMAGANIA

Utlenianie i redukcja; pojęcie stopnia utlenienia: utleniacz, reduktor; dobieranie współczynników reakcji oksydacyjno-redukcyjnych; normalne potencjały oksydacyjno-redukcyjne: równanie Nernsta dla układów redoks; równoważnik chemiczny utleniacza i reduktora; stałe równowagi reakcji redoks; kierunek reakcji; stopnie utlenienia i właściwości redoks związków manganu i chromu.

ĆWICZENIE 7 – KOROZJA

Doświadczenie 1 – Utlenianie żelaza powietrzem w podwyższonej temperaturze (zendrowanie)

Sprzęt i odczynniki: płytka żelazna, papier ścierny, palnik gazowy, szczypce

Wykonanie:

Płytkę żelazną oczyścić papierem ściernym, a następnie dokładnie zważyć na wadze analitycznej. Trzymając płytkę w szczypcach, ogrzewać ją przez 10 minut, do czerwonego żaru w utleniającym płomieniu palnika gazowego. Po ostygnięciu, płytkę ponownie zważyć na wadze analitycznej. Wyliczyć przyrost masy płytki „ Δm ”.

Znając pole powierzchni płytki „ F ” gęstość powstałej zendry „ d ” oraz przyrost masy płytki „ Δm ”, obliczyć grubość powstałej warstwy tlenkowej „ x ”.

$$x = \frac{\Delta m}{F \cdot d} \cdot \frac{M_{Fe_3O_4}}{2M_{O_2}}$$

Gdzie:

„ Δm ” – przyrost masy płytki

x – grubość warstwy [cm]

F – powierzchnia [cm²]

d – gęstość powstałego Fe₃O₄ ($d = 5,18$ g/mL)

Doświadczenie 2 – Porównanie szybkości reakcji chemicznej i elektrochemicznej po utworzeniu ogniwa galwanicznego

Sprzęt i odczynniki: 1 mol/L H_2SO_4 , granulki Zn, drut miedziany, 0,5 mol/L CuSO_4 ; 2 probówki

Wykonanie:

1. Do dwóch probówek wlać po około 3 mL kwasu siarkowego o stężeniu 1 mol/L i do każdej z nich wrzucić po jednej granulce cynku. Obserwować intensywność wydzielania się wodoru. Zapisać równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
2. W pierwszej probówce granulkę cynku zetknąć z drutem miedzianym. Zapisać, co zauważono na styku drutu miedzianego i granulki cynku oraz dlaczego? Zapisać reakcje zachodzące na katodzie i anodzie.
3. Po dokonaniu obserwacji wyjąć drut miedziany z probówki. Gdy szybkość wydzielania się wodoru w obydwu probówkach wyrówna się - do jednej z nich dodać kilka kropel roztworu CuSO_4 . Zapisać, co zauważono w drugiej probówce? Zapisać równanie zachodzącej reakcji chemicznej oraz równania reakcji zachodzących na katodzie i anodzie.

Doświadczenie 3 – Korozja elektrochemiczna pod kroplą elektrolitu (w tlenowym ogniwie stężeniowym)

Sprzęt i odczynniki: 0,1 mol/L NaCl; 0,25 mol/L $K_3[Fe(CN)_6]$; 1% fenoloftaleina, płytka żelazna

Wykonanie:

1. Sporządzić roztwór otrzymany ze zmieszania 2 mL 0,1 mol/L roztworu NaCl z 2 kroplami 0,25 mol/L $K_3[Fe(CN)_6]$ i z 1 kroplą 1% roztworu fenoloftaleiny.
2. Płytkę żelazną dokładnie oczyścić papierem ściernym, przemyć wodą destylowaną i wytrzeć do sucha. Następnie na tak przygotowaną płytkę nanieść kroplę odczynnika otrzymanego w pkt. 1. Obserwować zmiany zachodzące w ciągu około 30 minut.

Wyniki doświadczenia przedstawić na rysunku. Zapisać równania reakcji zachodzące na katodzie i anodzie mikroogniwa korozyjnego. Zapisać równania reakcji chemicznych, w wyniku których obserwowano różne zabarwienie w poszczególnych częściach kropli.

Doświadczenie 4 – Korozja blachy stalowej (żelaznej) pokrytej nieznanym metalem

Sprzęt i odczynniki: 1 mol/L H_2SO_4 ; 0,5 mol/L ZnSO_4 ; 0,5 mol/L FeSO_4 ; 0,25 mol/L $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, blaszka ocynkowana, blaszka ocynowana, 2 probówki

Wykonanie:

1. Przeprowadzić reakcje jonów Zn^{2+} i Fe^{2+} z $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Zapisać obserwacje oraz równania zachodzących reakcji chemicznych. Podać nazwy systematyczne powstających związków chemicznych.
2. Przygotować roztwór kwasu i heksacyjanożelazianu (III) potasu. W tym celu do probówki odmierzyć 2 mL wody destylowanej, dodać 1 kroplę 1 mol/L roztworu H_2SO_4 oraz 2 krople 0,25 mol/L roztworu $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ i wszystko wymieszać bagietką. Do tak sporządzonego roztworu wrzucić blaszkę żelazną pokrytą nieznanym metalem. Po upływie około 15 minut zapisać, jakie zmiany zaobserwowano na obrzeżach blaszek i dlaczego. Stwierdzić, czy płytka żelazna pokryta była metalem o wyższym (cyna), czy niższym (cynk) potencjale od żelaza. Zapisać reakcje zachodzące na katodzie i anodzie, a także równania reakcji chemicznych odpowiedzialnych za powstanie zabarwienia na blaszce.

Doświadczenie 5 – Zachowanie glinu w wodzie destylowanej po usunięciu tlenkowej warstwy pasywującej powierzchnię

Sprzęt i odczynniki: 2 blaszki Al, 2 mol/L NaOH, 1% HgSO₄, 2 probówki

Wykonanie:

1. Aluminiowa blaszkę zanurzyć do roztworu 2 mol/L NaOH. Zapisać obserwacje i równanie zachodzącej reakcji. Po dwóch minutach blaszkę wyjąć, przepłukać wodą destylowaną, osuszyć bibułą i umieścić w probówce z 1% roztworem HgSO₄. Ponownie zapisać obserwacje i równanie zachodzącej reakcji. Po dwóch minutach blaszkę wyjąć i przepłukać.
2. Przygotować dwie probówki z wodą destylowaną i umieścić w jednej blaszkę poddaną obróbce (z pkt. 1), zaś w drugiej, dla porównania, blaszkę kontrolną. Zapisać reakcje zachodzące na katodzie i anodzie utworzonego ogniwa.

WYMAGANIA

Rodzaje korozji (chemiczna, elektrochemiczna, ogólna, wżerowa). Zmęczenie żelaza. Mechanizm korozji elektrochemicznej. Mechanizm korozji pod kroplą wody. Ogniwa (galwaniczne, stężeniowe, niejednakowego napowietrzenia). Zjawisko polaryzacji i depolaryzacji. Wpływ różnych czynników na procesy korozyjne. Sposoby ochrony przed korozją.