

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 napęlnić 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 zestawień 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							

Dla buforu octanowego 1:1 oblicz pojemność buforową wg wzoru (1), gdzie $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ i porównaj z wartością wyznaczoną doświadczalnie.

$$\beta = 2,303 \left(\frac{K_w}{[H^+]} + [H^+] + \frac{c \cdot K_a \cdot [H^+]}{(K_a + [H^+])^2} \right) \quad (1)$$

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.

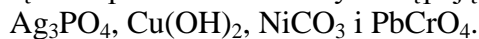
ĆWICZENIE 3 – WYTRĄCANIE I ROZPUSZCZANIE OSADÓW. ILOCZYN ROZPUSZCZALNOŚCI

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				

1. Napisać równania reakcji badanych kationów z tioacetamidem w obecności:
 - a) HCl,
 - b) NH_{3(aq)}
2. Podać, które z badanych kationów nie reagują z CH₃CSNH₂:
 - a) w środowisku HCl,
 - b) w środowisku NH_{3(aq)} (wyjaśnić)
3. Napisać równania reakcji zachodzących pod wpływem:
 - a) 6 mol/L HCl,
 - b) stęż. HNO₃
4. Na podstawie przeprowadzonych reakcji uszeregować siarczki badanych metali wg malejącej rozpuszczalności.
5. 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.

Doświadczenie 5 – Wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności PbCl₂

Sprzęt i odczynniki: 0,1 mol/L AgNO₃ (mianowany), PbCl₂ (nasycony), 0,5 mol/L K₂CrO₄

Wykonanie:

Biuretę napęlnić mianowanym roztworem 0,1 mol/L AgNO₃. Do 3 kolb stożkowych starannie odmierzyć pipetą po 20 mL przesącza nasyconego PbCl₂. Następnie do każdej kolby stożkowej dodać po 5 kropel 0,5 mol/L K₂CrO₄. Tak przygotowane mieszaniny miareczkować mianowanym roztworem 0,1 mol/L AgNO₃ aż do momentu, gdy w żółtej zawieszynie pojawi się pierwszy, trwały odcień czerwony.

Obliczyć stężenie jonów Cl⁻ (mol/L) oraz iloczyn rozpuszczalności PbCl₂ wiedząc, że $[Pb^{2+}] = \frac{1}{2} [Cl^-]$. Z trzech wyników podać wartość średnią.

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 $\text{NH}_3(\text{aq})$, 2 mol/L i 6 mol/L HNO_3 , 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?
3. Do probówek, w których otrzymano klarowne roztwory, dodawać po kropli 2 mol/L HNO_3 aż do odczynu w przybliżeniu obojętnego, a następnie 6 mol/L HNO_3 do odczynu silnie kwaśnego.

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 probówki 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, probówki

Wykonanie:

a) Do jednej probówki 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 probówek 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 próbkach 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: 0,25 mol/L AgNO_3 , 1,5 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$, 0,25 mol/L $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,25 mol/L KBr, 0,25 mol/L $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, probówki

Wykonanie:

Do probówek 1, 2, 3, 4 dodać po kropli 0,25 mol/L AgNO_3 , następnie do probówek 1 i 3 dodać po 5 kropli 1,5 mol/L $\text{NH}_3(\text{aq})$, a do probówek 2 i 4 po 5 kropli 0,25 mol/L $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Do probówki 1 dodać 1 kroplę 0,25 mol/L KBr.

Do probówki 2 dodać 1 kroplę 0,25 mol/L KBr.

Do probówki 3 dodać 1 kroplę 0,25 mol/L $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Do probówki 4 dodać 1 kroplę 0,25 mol/L $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Zanotować zmiany. Wyjaśnić przebieg reakcji i napisać ich równania. Wskazać, który z powstałych jonów kompleksowych srebra jest najbardziej trwały. Napisać stałe trwałości obu kompleksów. Podać wnioski.

D. 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 6 – Wyznaczanie punktu izoelektrycznego kazeiny

Sprzęt i odczynniki: 1 mol/L roztwór CH₃COOH, 0,1 mol/L roztwór CH₃COOH, 0,01 mol/L roztwór CH₃COOH, kazeina, pipety, 9 probówek

Wykonanie:

Do 9 probówek wlać wodę destylowaną i roztwór kwasu octowego CH₃COOH o odpowiednim stężeniu, według załączonej poniżej tabeli.

Lp.	Stężenie CH ₃ COOH [mol/L]	Objętość CH ₃ COOH [mL]	Objętość H ₂ O [mL]
1.	0,01	0,6	8,4
2.	0,01	1,3	7,7
3.	0,1	0,3	8,7
4.	0,1	0,5	8,5
5.	0,1	1,0	8,0
6.	0,1	2,0	7,0
7.	0,1	4,0	5,0
8.	0,1	8,0	1,0
9.	1,0	1,6	7,4

Następnie do tak przygotowanych probówek wprowadzić po 1 mL roztworu kazeiny i wymieszać. Roztwór kazeiny zawiera Na₂CO₃ o stężeniu 0,05 mol/L.

Po 5 minutach obserwować zachodzące zmiany (zmętnienie, kłaczkowanie).

Najsilniejsza koagulacja odpowiada punktowi izoelektrycznemu.

Znając skład roztworu buforowego, obliczyć pH w punkcie izoelektrycznym:

$$\text{pH} = -\log [(C_{\text{kw}} / C_{\text{s}}) \cdot K_{\text{kw}}]$$

C_{kw} - stężenie kwasu octowego w mol/L (CH₃COOH)

C_{s} - stężenie soli octanu sodowego w mol/L (CH₃COONa)

K_{kw} - stała dysocjacji kwasu octowego ($1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L)

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 0,5 mol/L roztworu jonów SO_3^{2-} i 2 krople roztworu skrobi. Do tak przygotowanego roztworu dodawaj kroplami 0,1 mol/L roztworu jodu w KI licząc dodawane krople. Po dodaniu każdej kropli dokładnie mieszaj roztwór. Koniec reakcji poznaje się po wystąpieniu trwałego niebieskiego zabarwienia (po dodaniu pierwszych kropli jodu niebieskie zabarwienie szybko znika).

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?
4. Jakie środowisko i dlaczego ułatwia reakcje utleniania, a jakie redukcji w powyższych doświadczeniach?

Doświadczenie 4 – Określanie kierunku reakcji redoks

Sprzęt i odczynniki: woda chlorowa, roztwór I₂ w KI, CHCl₃ (chloroform), roztwory 0,01 mol/L KBr, KI, H₂SO₄

Wykonanie:

1. Do dwóch oddzielnych probówek wprowadzić odpowiednio: kilka kropel wody chlorowej i roztworu jodu w KI. Do każdej dodać 0,5 mL CHCl₃ i wytrząsać. Zaobserwuj barwę roztworów Cl₂ i I₂ w CHCl₃. 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 CHCl₃, 5 kropli H₂SO₄ oraz 10 kropli wody chlorowej. Dobrze wytrząsnąć i obserwować zabarwienie warstwy CHCl₃.
3. Do probówki wprowadzić 5 kropli 0,01 mol/L KI, następnie dodać 0,5 mL CHCl₃, 5 kropli H₂SO₄ oraz 10 kropli wody chlorowej. Dobrze wytrząsnąć i obserwować zabarwienie warstwy CHCl₃.
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). Zędnowanie 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.