

Ćwiczenie nr 2: Związki kompleksowe

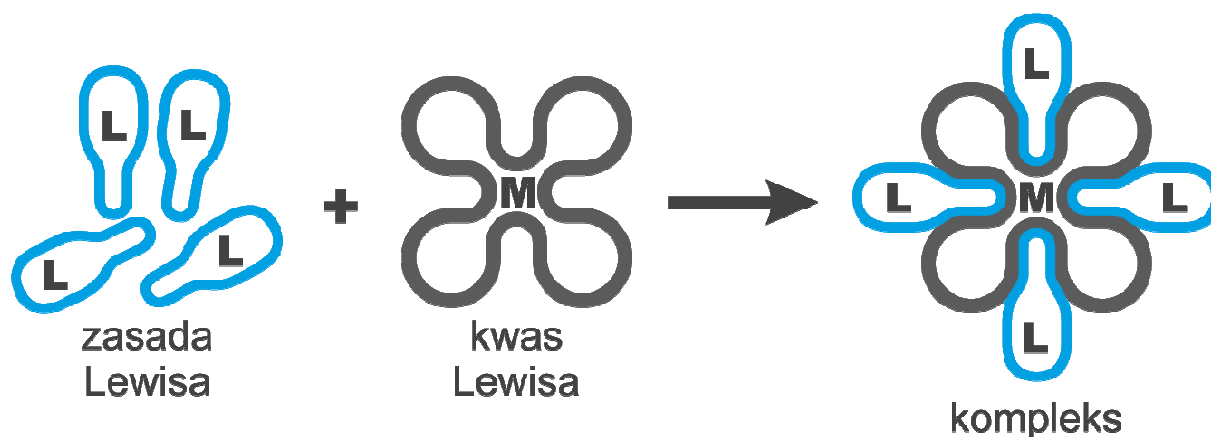
Autorzy: Rafał Grubba, Aleksandra Wiśniewska, Mateusz Zauliczny

1. Związki kompleksowe - pojęcia podstawowe

1.1 Definicje

Związek kompleksowy

Związek kompleksowy jest to związek składający się z atomu lub jonu centralnego oraz otaczających go ligandów. Atom lub jon centralny związany jest z ligandami **wiązaniem koordynacyjnym**. Inne stosowane nazwy: związek koordynacyjny, związek zespolony.



Rys 1. Schematyczne przedstawienie budowy związków kompleksowych: M – atom lub jon centralny; L - ligand

Teoria kwasów i zasad Lewisa

Kwas jest to atom, cząsteczka lub jon będący akceptorem (biorcą) pary elektronowej. Zasada jest to atom, cząsteczka lub jon będący donorem (dawcą) pary elektronowej. W wyniku reakcji kwasu Lewisa z zasadą Lewisa powstaje **wiązanie koordynacyjne**.

Atom lub jon centralny

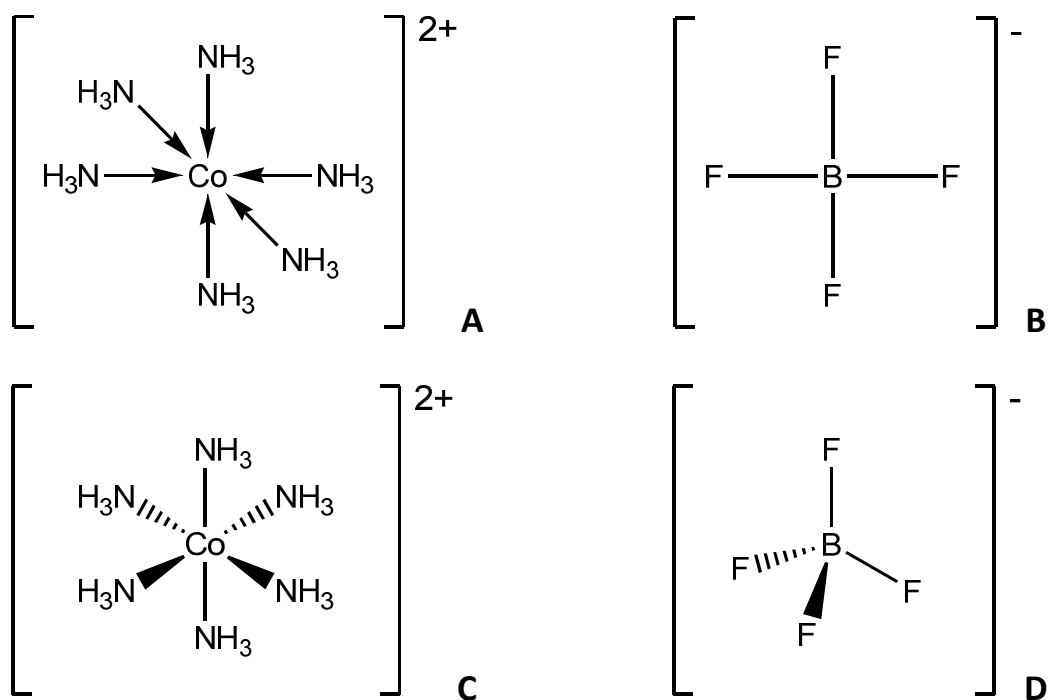
Przeważnie jest to metal lub kation metalu należący do **bloku d** pierwiastków.

Przykłady:

- W kompleksie $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ jonem centralnym jest Ni^{2+}
- W kompleksie $[\text{BiI}_4]^-$ jonem centralnym jest Bi^{3+}
- W kompleksie $\text{W}(\text{CO})_6$ atomem centralnym jest W^0

Atomem centralnym w kompleksach mogą być także niemetały z bloku p np. bor w kompleksach BF_4^- lub $\text{BH}_3 \cdot \text{THF}$. Kompleksy te łatwo ulegają hydrolizie i są nietrwałe w rozwarze wodnym.

Atom lub jon centralny w związkach kompleksowych posiada właściwości **kwasy Lewisa** (akceptor pary elektronowej).



Rys 2. Wzory strukturalne związków kompleksowych: A – w kompleksach gdzie ligandami są cząsteczki np. NH_3 , strzałki symbolizują wiązanie koordynacyjne; B – w kompleksach gdzie ligandami są aniony np. F^- , kreski symbolizują wiązanie koordynacyjne; C i D – wzory przestrzenne związków kompleksowych, kreski symbolizują wiązania w płaszczyźnie rysunku, pogrubione wiązania są skierowane nad płaszczyznę natomiast przerywane pod płaszczyznę rysunku.

Ligand

Termin *ligand* pochodzi z łaciny: *ligare* – wiązać, łączyć, powiązać.

Ligandami mogą być obojętne cząsteczki lub aniony posiadające wolną parę elektronową.

Przykłady:

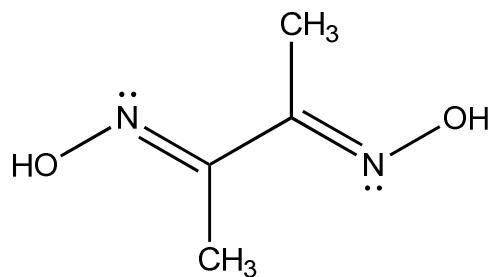
- Cząsteczki obojętne jako ligandy: H_2O , NH_3 , aminy (NR_3), fosfiny (PR_3), CO
- Aniony jako ligandy: OH^- , CN^- , I^- , Br^- , Cl^- , F^-

Ligand posiada właściwości **zasady Lewisa** (donor pary elektronowej).

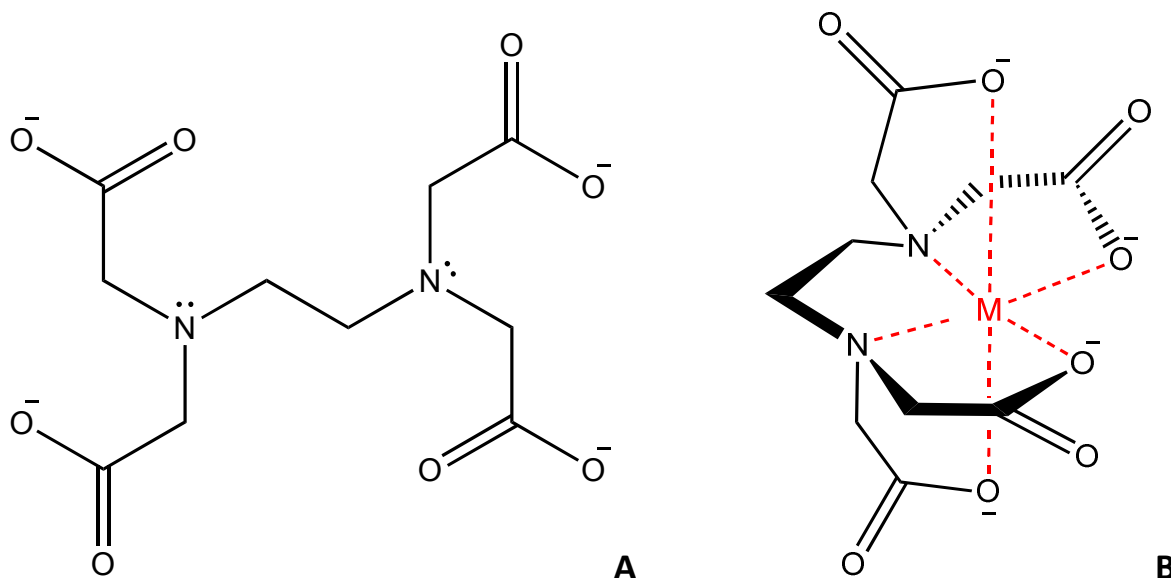
Ligandy chelatowe (inaczej kleszczowe, polidentne) są to cząsteczki, w których dwa lub więcej atomów posiada wolne pary elektronowe, które mogą koordynować do atomu centralnego.

Przykłady:

- Ligand dwukleszczowy: dimetyloglioksym, skrót H₂dmg



- Ligand sześciokleszczowy: anion kwasu etylenodiaminotetraoctowego (edta)



Rys 3. Struktura edta oraz kompleks z jonem metalu

Kompleksy zawierające ligandy chelatowe (kleszczowe) charakteryzują się większą trwałością w porównaniu do związków kompleksowych zawierający ligandy koordynujące tylko jedną parą elektronową. Ligandy chelatowe koordynując do metalu tworzą pierścienie co powoduje, że powstały kompleks jest wyjątkowo trwały (patrz Rys 3B).

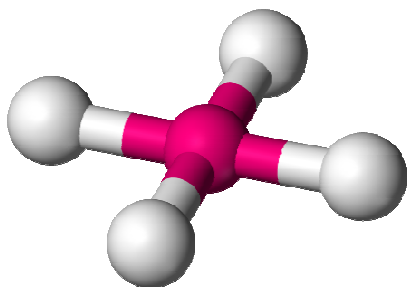
Liczba koordynacyjna (LK)

Jest to liczba atomów, bezpośrednio połączonych z atomem centralnym.

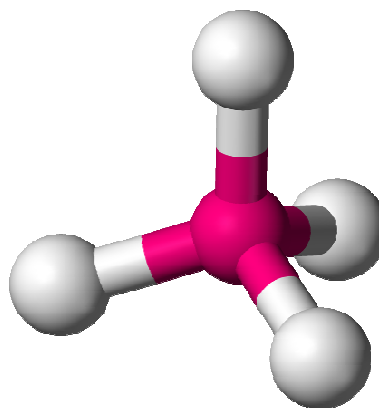
Znane są kompleksy o liczbach koordynacyjnych od 2 do 8, większe liczby koordynacyjne spotykane są w nielicznych przypadkach. Najczęściej występujące liczby koordynacyjne to 4 i 6. W przypadku LK=4 kompleksy mają kształt płaski kwadratowy lub tetraedryczny. Dla LK=6 kompleksy w większości przypadków mają kształt regularnego ośmiościanu (oktaedr).

Przykłady:

- LK= 4, kompleksy tetraedryczne: $[\text{BF}_4]^-$, $[\text{AlCl}_4]^-$, $\text{Ni}(\text{CO})_4$; Kompleksy płaskie kwadratowe: $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

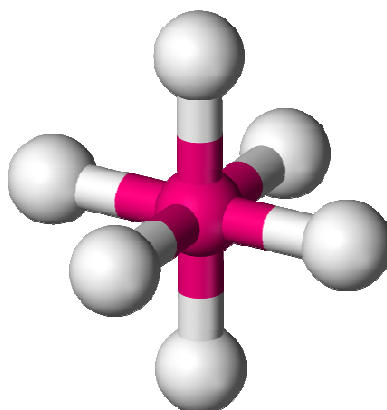


Kompleks płaski kwadratowy



Kompleks tetraedryczny

- LK= 6, kompleksy oktaedryczne: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $\text{W}(\text{CO})_6$



Kompleks oktaedryczny

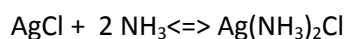
1.2 Rodzaje i otrzymywanie związków kompleksowych

Można wyróżnić trzy główne rodzaje związków kompleksowych:

- Kompleksy kationowe
- Kompleksy anionowe
- Kompleksy neutralne

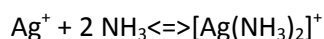
Poniżej przedstawiono przykłady otrzymywania różnych typów związków kompleksowych:

Synteza kompleksu kationowego

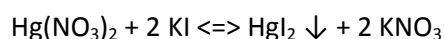


Trudno rozpuszczalny chlorek srebra łatwo przechodzi do roztworu po dodaniu nadmiaru amoniaku. Produktem tej reakcji jest rozpuszczalna sól - chlorek diaminasrebra(I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Związek ten składa się z trwałego kompleksowego kationu $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ i anionu chlorkowego Cl^- .

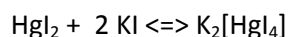
Jony chlorkowe Cl^- nie biorą udziału bezpośrednio w reakcji dlatego można ją zapisać w formie jonowej, gdzie jon Ag^+ (kwas Lewisa, jon centralny) reaguje z cząsteczkami amoniaku (zasada Lewisa, ligand) tworząc **kation kompleksowy**:



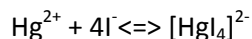
Synteza kompleksu anionowego



Azotan rtęci(II) reaguje z jodkiem potasu z wytrąceniem czerwonego osadu, trudno rozpuszczalnego jodku rtęci(II). W miarę dodawania nadmiaru KI wytrącony osad HgI_2 przechodzi do roztworu i otrzymuje się klarowny, bezbarwny roztwór:



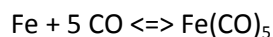
Produktem powyższej reakcji jest łatwo rozpuszczalna sól – tetrajodortęcian(II) potasu. Zbudowany jest z kompleksowego anionu $[\text{HgI}_4]^{2-}$, a przeciwjonami są kationy potasu. Reakcję można także zapisać w formie jonowej:



Jony Hg^{2+} (kwas Lewisa, jon centralny) reagują z jonami I^- (zasada Lewisa, ligand) dając **anion kompleksowy** $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

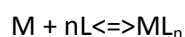
Synteza kompleksu neutralnego

Przykładem **kompleksu neutralnego** może być pentakarbonylżelazo(0). Związek ten można otrzymać w reakcji sproszkowanego żelaza z tlenkiem węgla:



1.3 Stała trwałości kompleksu

Syntezy związków kompleksowych są reakcjami równowagowymi i można zapisać je ogólnym równaniem:



Gdzie M – atom lub jon centralny; L- ligand; ML_n - kompleks

Dla tego procesu można podać wzór na stężeniową stałą równowagi, czyli stałą trwałości kompleksu β :

$$\beta = \frac{[ML_n]}{[M][L]^n}$$

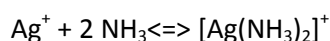
$[ML_n]$ – równowagowe stężenie kompleksu

$[L]$ – równowagowe stężenie ligandu

$[M]$ – równowagowe stężenie jonu centralnego

W literaturze stałe trwałości kompleksów podawane są w formie $\log\beta$. Im wyższa jest wartość stałej trwałości kompleksu tym wyższe jest stężenie kompleksu w roztworze, a co za tym idzie kompleks ten jest trwalszy. Znając wartości β można porównywać trwałość kompleksów zawierających ten sam atom lub jon centralny.

Przykład:

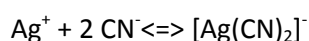


Dla powyższej reakcji można zapisać następujące wyrażenie na stałą trwałości β :

$$\beta(1) = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2}$$

Wartość $\log\beta$ odczytana z tablic dla $[Ag(NH_3)_2]^+$ wynosi 7,4 czyli $\beta(1) = 10^{7,4}$

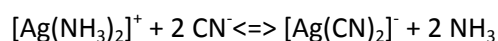
Analogicznie dla reakcji:



$$\beta(2) = \frac{[Ag(CN)_2^-]}{[Ag^+][CN^-]^2}$$

Wartość $\log\beta$ dla $[Ag(CN)_2]^-$ wynosi 21,5 czyli $\beta(2) = 10^{21,5}$

Kompleks $[Ag(CN)_2]^-$ jest bardziej trwały od kompleksu $[Ag(NH_3)_2]^+$, gdyż jego stała trwałości jest o kilka rzędów wielkości większa ($\beta(2) \gg \beta(1)$). Gdy do roztworu zawierającego kompleks $[Ag(NH_3)_2]^+$ dodamy roztwór cyjanków kompleks ten prawie całkowicie przejdzie w kompleks cyjankowy $[Ag(CN)_2]^-$:



2. Nazewnictwo związków kompleksowych

Ogólne zasady nazewnictwa związków kompleksowych można przedstawić w kilku punktach.

1. Przy zapisie wzorów chemicznych związków kompleksowych atom (lub jon) centralny wymienia się jako pierwszy. Ligandy zapisuje się w kolejności: ligandy anionowe ułożone w porządku alfabetycznym, ligandy obojętne w porządku alfabetycznym. Wzór całego kompleksu zamyka się w kwadratowych klamrach. Jeśli ligandy są wieloatomowe ich wzory zamyka się w nawiasach okrągłych. Jeśli podaje się wzór jonu kompleksowego bez towarzyszącego mu przeciwjonu, ładunek jonu pisze się na zewnątrz klamry kwadratowej jako prawy górny wskaźnik, np. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Wzór zapisujemy bez odstępów pomiędzy symbolami lub wzorami poszczególnych jonów.

2. Pisząc pełną nazwę kompleksu zachowuje się porządek odwrotny. Najpierw wymieniamy nazwy ligandów w porządku alfabetycznym, następnie nazwę atomu (lub jonu) centralnego. Dla oznaczenia liczby ligandów używa się przedrostków greckich mono-, di-, tri-, tetra- itd. Stopień utlenienia atomu centralnego podaje się na końcu nazwy kompleksu jako cyfrę rzymską zamkniętą w nawias okrągły. Nie zostawia się odstępów pomiędzy liczbą utlenienia a resztą nazwy np. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ jon tetraaminamiedzi(II).

3. Nazywając kompleksy anionowe do nazwy jonu centralnego dodajemy końcówkę -an lub -ian np. $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$: heksacyjanożelazian(II). W kompleksach kationowych podaje się nie zmienioną nazwę jonu centralnego np. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$: jon heksaakwamiedzi(II). W kompleksach obojętnych nazwa atomu centralnego nie odmienia się np. $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$: diaminadichloroplatyna(II).

4. Nazwy ligandów anionowych kończą się na -o. Nazwy ligandów obojętnych lub kationowych stosuje się bez zmiany i umieszcza w nawiasach. Wyjątek stanowią nazwy akwa (dla cząsteczki wody), amina (dla NH_3), karbonyl (dla CO) oraz nitrozył (dla NO).

5. Jeżeli w kompleksie pojawia się grupa mostkowa, łącząca dwa atomy stanowiące centra koordynacyjne, poprzedza się jej nazwę literą grecką μ .

Tabela 1. Nazwy częściej spotykanych ligandów nieorganicznych

Wzór	Nazwa	Wzór	Nazwa
O^{2-}	okso	H^-	hydrido lub hydro
OH^-	hydrokso	NO_3^-	azotano
S^{2-}	tio	SO_4^{2-}	siarczano
I^-	jodo	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	tiosiarczano
Br^-	bromo	NH_2^-	amido
Cl^-	chloro	NH^{2-}	imido
F^-	fluoro	NH_3	amina
CO_3^{2-}	węglano	H_2O	akwa
CN^-	cyjano	CO	karbonyl
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	szczawiano	NO	nitrozył
SCN^-	tiocyjaniano	R_3P	trialkilofosfina

Tabela 2. Przykłady wzorów i nazw kompleksów

Wzór	Nazwa
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	chlorek diaminasrebra(I)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	jon tetraaminamiedzi(II)
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	heksacyjanożelazian(II) potasu
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	tetrahydroksocynkan sodu
$\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$	di(tiosiarczano)srebrzan(I) sodu
HgCl_4^{2-}	tetrachlorortęcian(II)
$\text{Hg}(\text{SCN})_4^{2-}$	tetratiocyjanianortęcian(II)

3. Zagadnienia teoretyczne do samodzielnego opracowania

3.1 Które z teorii kwasów i zasad mają zastosowanie do opisu związków kompleksowych. Scharakteryzuj każdą z tych teorii, opisz 4 wybrane związki kompleksowe posługując się nimi.

3.2 Jakie czynniki mają wpływ na geometrię związków kompleksowych. Opisz znane ci wielościany koordynacyjne.

3.3 Co wpływa na trwałość związków kompleksowych. Co to jest reakcja wymiany ligandów. Podaj 4 przykłady takiej reakcji.

3.4 Scharakteryzuj podstawowe typy izomerii związków kompleksowych. Podaj przykład związku kompleksowego dla każdego typu izomerii.

3.5 Zaproponuj metodę otrzymywania następujących związków kompleksowych oraz podaj nazwę systematyczną dla każdego z poniższych związków. Napisz reakcje dysocjacji jonu kompleksowego:

- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}$
- $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$
- $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$
- $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$

3.6 Podaj po trzy przykłady cząsteczek i jonów spełniających rolę ligandów. Uzasadnij dlaczego mogą występować w tej roli. Wskaż, które z atomów łączą się bezpośrednio z atomem centralnym. Co to są ligandy chelatowe. Podaj 3 przykłady takich ligandów. (Znajdź inne przykłady niż w części teoretycznej skryptu).

3.7 Uszereguj kompleksy według rosnącej trwałości. Jaka stała może służyć do porównania trwałości kompleksów. Napisz odpowiednie wyrażenie dla każdego z kompleksów: HgCl_4^{2-} ; $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; HgI_4^{2-} ; $\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+}$; $\text{Al}(\text{OH})_4^-$; $\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2^{3-}$

3.8 Znaczenie i zastosowanie związków kompleksowych.

3.9 Oblicz stężenie wszystkich jonów obecnych w 0,1 M roztworze $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$. Dla kompleksu $\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$ przyjmij $\log\beta = 22,44$.

3.10 Zmieszano 50 cm³ 0,04 M roztworu AgNO_3 z 150 cm³ 0,1 M roztworu KCN. Oblicz stężenie jonów Ag^+ obecnych w roztworze po zmieszaniu. Dla kompleksu $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$ przyjmij $\log\beta = 21,22$.

Doświadczenie 1. Akwakompleksy

a) rozpuszczanie soli bezwodnej

Odczynniki: stały CuSO_4 (bezw),

Aparatura: Probówka, statyw

Wykonanie doświadczenia:

Do probówki wsypać szczyptę soli, dodać ok. 2 cm³ wody destylowanej i wymieszać do momentu rozpuszczenia soli. Zanotować obserwacje.

b) odwadnianie soli uwodnionych

Odczynniki: stałe sole: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$, stężony H_2SO_4 ,

Aparatura: 14 probówek, statyw na probówki, pipeta plastikowa

Wykonanie doświadczenia:

Przygotować 2 zestawy po 7 probówek oznaczonych symbolami metali, do których należy wsypać szczyptę azotanów odpowiednio miedzi, niklu, kobaltu, cynku, żelaza, glinu i chromu.

W pierwszym zestawie do każdej probówki dodać 4 cm³ wody destylowanej i zamieszać. Porównać barwę roztworu z barwą stałych hydratów.

W drugim zestawie do każdej z probówek dodać ok. 2 cm³ stężonego H_2SO_4 . Kwas siarkowy(VI) dodawać ostrożnie plastikową pipetą. Zamieszać. Odczekać 10 min po czym zanotować obserwacje (porównać kolor soli i roztworu).

Po zanotowaniu obserwacji wylać zawartość probówek z kwasem do kanistrów na odpady chemiczne. Probówki i pipetę umyć.

UWAGA! Sole rozpuszczone w wodzie zachować do ćwiczenia nr 2 i 3 (siedem probówek)!

Doświadczenie 2. Hydroksokompleksy

Odczynniki: roztwory wodne soli otrzymane doświadczeniu nr 1: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, 2,0 M NaOH

Aparatura:14 probówek, statyw na probówki, papierek wskaźnikowy, pipeta plastikowa, bagietka szklana

Wykonanie doświadczenia:

Każdy z 7 wodnych roztworów soli z ćwiczenia 1 podzielić na 2 równe części. Probówki oznaczyć symbolami metali. Pierwszy zestaw 7 roztworów wykorzystać do ćwiczenia nr 2, drugi zestaw pozostawić do ćwiczenia nr 3. Za pomocą papierka wskaźnikowego oszacować pH badanego roztworu. W tym celu należy zanurzyć szklaną bagietkę w analizowanym roztworze i nanieść kroplę roztworu na papierek uniwersalny, porównać barwę papierka ze skalą pH.

Następnie do każdego z roztworów dodawać po kropli 2,0 M NaOH do odczynu słabo alkalicznego (próba z użyciem uniwersalnego papierka wskaźnikowego). Obserwować barwy otrzymanych osadów. Do tych samych probówek dodać nadmiar NaOH, aż przestaną zachodzić jakiegokolwiek widoczne zmiany. Otrzymane hydroksokompleksy zachować do ćwiczenia 4b. Pozostałe roztwory usunąć, a probówki umyć.

**UWAGA! Nie wszystkie jony metali tworzą hydroksokompleksy !
Roztwory hydroksokompleksów zachować do ćwiczenia 4b (w sumie 3 probówki)!**

Doświadczenie 3. Aminakompleksy

Odczynniki: roztwory wodne soli otrzymane w doświadczeniu nr 1: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, roztwór NH_3

Aparatura: 7 probówek, statyw na probówki, pipeta plastikowa

Wykonanie doświadczenia:

W doświadczeniu należy wykorzystać 7 roztworów wodnych pozostałych z ćwiczenia nr 2. Pamiętać o właściwym oznaczeniu probówek. Następnie do każdej z probówek dodawać po kropli pipetą roztwór NH_3 obserwując jak zmienia się barwa roztworu oraz czy wytrąca się osad. W przypadku wytrącenia osadu dodać jeszcze nadmiar roztworu amoniaku. Wymieszać zawartość probówki i upewnić się, czy wcześniej wytrącony osad jest rozpuszczalny w roztworze amoniaku. Zanotować obserwacje. Zachować aminakompleks niklu do ćwiczenia nr 5, pozostałe roztwory usunąć, a probówki umyć.

**UWAGA! Nie wszystkie jony metali tworzą aminakompleksy.
Aminakompleks niklu zachować do ćwiczenia nr 5!**

Doświadczenie 4. Rozkład związków kompleksowych

a) rozcieńczanie roztworu związku kompleksowego

Odczynniki: Roztwory wodne soli: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; roztwór KI, woda destylowana

Aparatura: 2 probówki, statyw na probówki, pipeta plastikowa

Wykonanie doświadczenia:

W dwóch odpowiednio oznaczonych probówkach umieścić po $0,5 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ (w każdej probówce inny roztwór soli). Następnie dodawać po kropli roztwór KI obserwując jak zmienia się barwa roztworu oraz czy wytrąca się osad. W przypadku wytrącenia osadu dodać jeszcze nadmiar roztworu KI do całkowitego rozpuszczenia się osadu. Otrzymany klarowny roztwór rozcieńczyć kilkukrotnie wodą destylowaną obserwując czy nastąpi ponownie wytrącanie się osadu (użyć dużego nadmiaru wody destylowanej).

b) zobojętnianie roztworu związku kompleksowego

Odczynniki: Roztwory wodne hydroksokompleksów otrzymanych w doświadczeniu nr 2; rozcieńczony roztwór H_2SO_4

Aparatura: 3 probówki, statyw na probówki, pipeta plastikowa

Wykonanie doświadczenia:

W trzech probówkach umieścić po 1 cm^3 roztworu hydroksokompleksów otrzymanych w zadaniu nr 2 (w każdej probówce inny kompleks). Następnie dodawać po kropli rozcieńczony roztwór H_2SO_4 , aż do momentu wytrącenia się osadów. Następnie dodać nadmiar roztworu H_2SO_4 do całkowitego rozpuszczenia się osadu. Zanotować obserwacje. Po zakończeniu ćwiczenia umyć szkło.

Doświadczenie 5: Wymiana ligandów w jonie kompleksowym.

Odczynniki: Roztwory wodne soli: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, aminakompleks niklu z ćwiczenia nr 3; stały NH_4SCN , NaF , H_2dmg (dimetyloglioksym), alkohol izoamylowy ($\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$)

Aparatura: Probówki, statyw na probówki

Wykonanie doświadczenia:

Probówka 1:

W probówce umieścić 1 cm^3 roztworu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$. Dodać szczyptę stałego NH_4SCN i dokładnie wymieszać. Obserwować zmianę barwy roztworu. Napisać z czego ona wynika, zapisać odpowiednie równanie reakcji chemicznej. Następnie do otrzymanego kompleksu dodać roztwór NaF do całkowitego odbarwienia. Zapisać równanie reakcji chemicznej i wyjaśnić co dzieje się w roztworze.

Probówka 2:

W probówce umieścić 1 cm^3 roztworu $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Dodać nadmiar stałego NH_4SCN . Następnie dodać alkohol izoamylowy, w takiej ilości, aby warstwa organiczna w probówce miała wysokość ok. 0,5 cm. Całość energicznie wytrząsnąć. Obserwować zmiany barwy. Zapisać równanie reakcji chemicznej.

Probówka 3:

W probówce zmieszać $0,5\text{ cm}^3$ roztworu $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ i $0,5\text{ cm}^3$ roztworu $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. Dodać nadmiar stałego NH_4SCN i alkohol izoamylowy (aby warstwa organiczna w probówce miała wysokość ok. 0,5 cm). Zawartość probówki dokładnie wymieszać. Zanotować obserwacje i wyjaśnić z czego one wynikają. Następnie dodać NaF (do odbarwienia warstwy wodnej w probówce). Całość energicznie wytrząsnąć. Otrzymany wynik porównać z probówkami nr 1 oraz 2 i na tej podstawie wyjaśnić co dzieje się w roztworze.

Doświadczenie 6: Synteza związku kompleksowego

Odczynniki: stały $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, NH_3 , dimetyloglioksym (H_2dmg)

Aparatura: Zlewka, sącze ze szkła porowatego, kolba ssawkowa

Wykonanie doświadczenia: Przygotować roztwór $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, w tym celu należy odważyć podaną przez prowadzącego ilość $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ (nie więcej niż 0,120g) i rozpuścić w wodzie destylowanej. Do tak

otrzymanego roztworu dodać nadmiar amoniaku do odczynu zasadowego. Następnie do otrzymanego aminakompleksu niklu dodać duży nadmiar roztworu dimetylogliksymu (H_2dmg). Otrzymany osad przesączyć przez szkło porowate, a przesącz sprawdzić na całkowitą strącenia, dodając kilka kropel dimetylogliksymu (H_2dmg). Osad przemyć wodą destylowaną oraz wysuszyć w suszarce. Zważyć otrzymany kompleks niklu. Obliczyć wydajność reakcji i zawartość niklu w kompleksie.

Literatura

1. A. Bielański, Podstawy Chemii Nieorganicznej, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002
2. C. E. Housecroft, A.G. Sharpe, Inorganic Chemistry, Pearson Education Limited, Edinburgh 2008
3. Z. Stasicka, Nomenklatura Chemii Nieorganicznej, Wydawnictwo Uniwersytetu Wrocławskiego, Wrocław 1998
4. Skrypt do ćwiczeń z chemii nieorganicznej: J. Chojnacki, Równowagi w roztworach związków kompleksowych