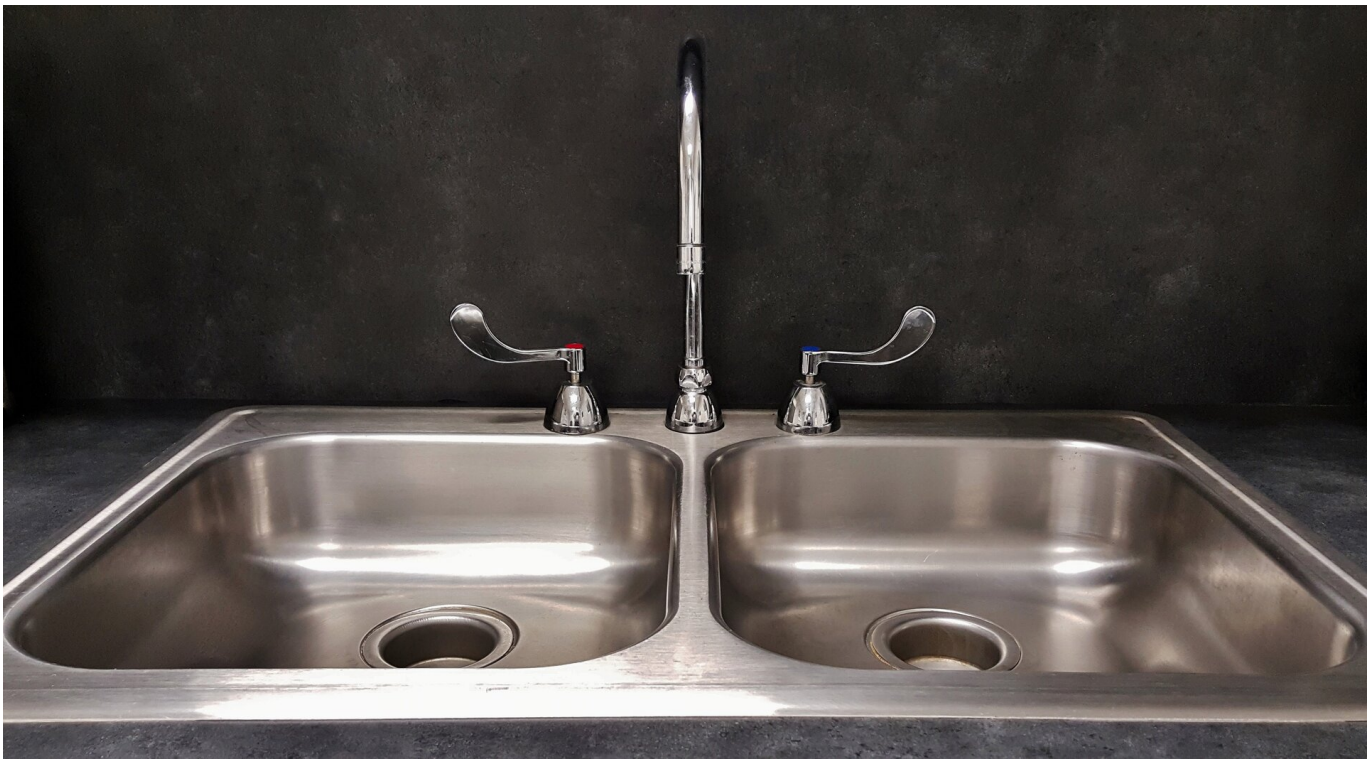
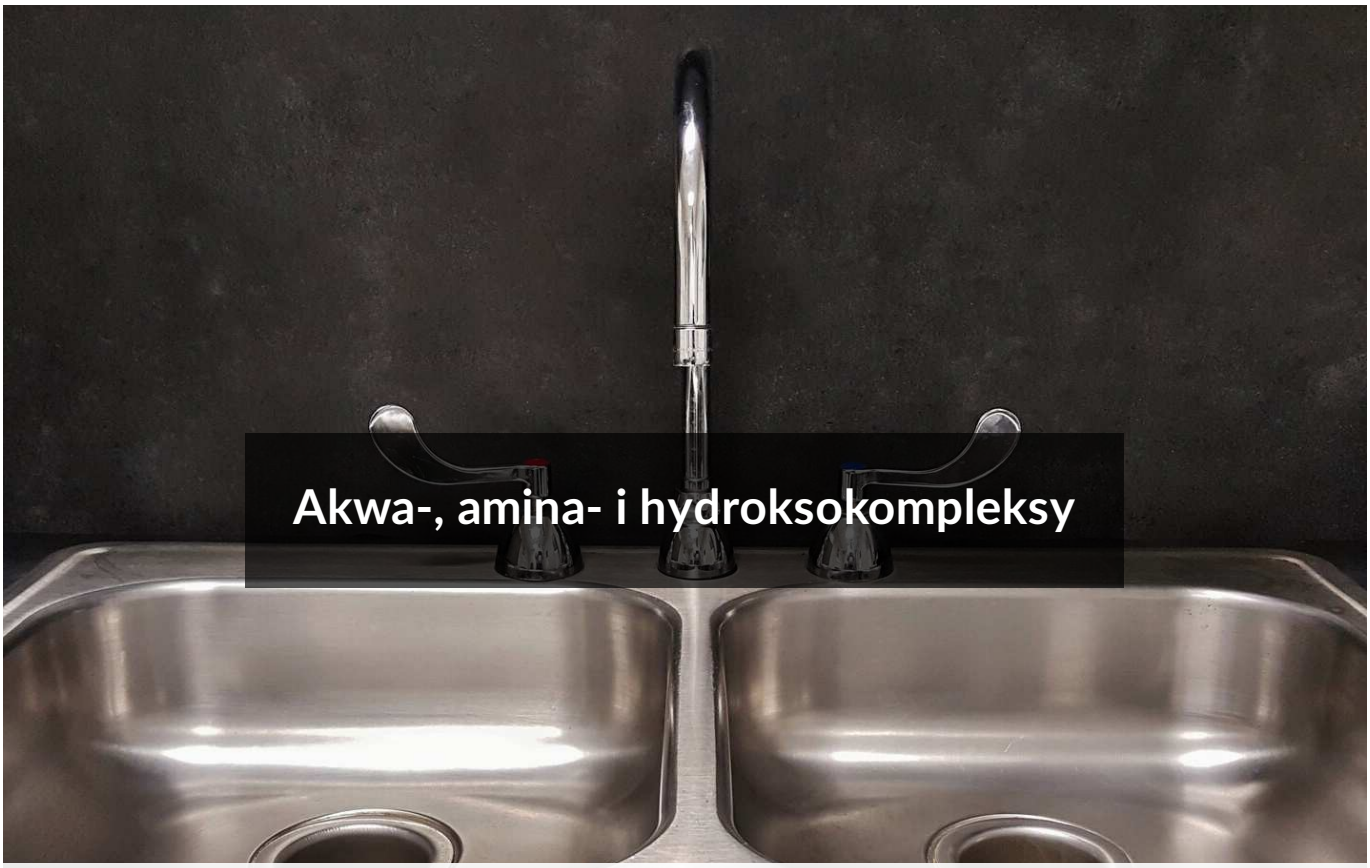


Akwa-, amina- i hydroksokompleksy

- Wprowadzenie
- Przeczytaj
- Mapa pojęć
- Sprawdź się
- Dla nauczyciela



Preparatów do udrażniania rur nie należy stosować do instalacji aluminiowych, ponieważ mogą wywoływać reakcję, której produktem jest związek kompleksowy.
Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Czy zastanawialiście się, dlaczego preparatu do udrażniania rur nie można stosować do instalacji aluminiowych? Aby odpowiedzieć na to pytanie, trzeba poznać związki kompleksowe. Są one złożone z jonu (lub atomu) centralnego oraz ligandów, które przekazują parę elektronową do wspólnego używania. Tworzące się wiązanie jest określane jako koordynacyjne lub donorowo-akceptorowe.

Twoje cele

- Poznasz budowę ligandów: akwa, amina i hydrokso.
- Zapiszesz równania reakcji z udziałem związków kompleksowych.
- Poznasz reakcje charakterystyczne jonów kompleksowych.

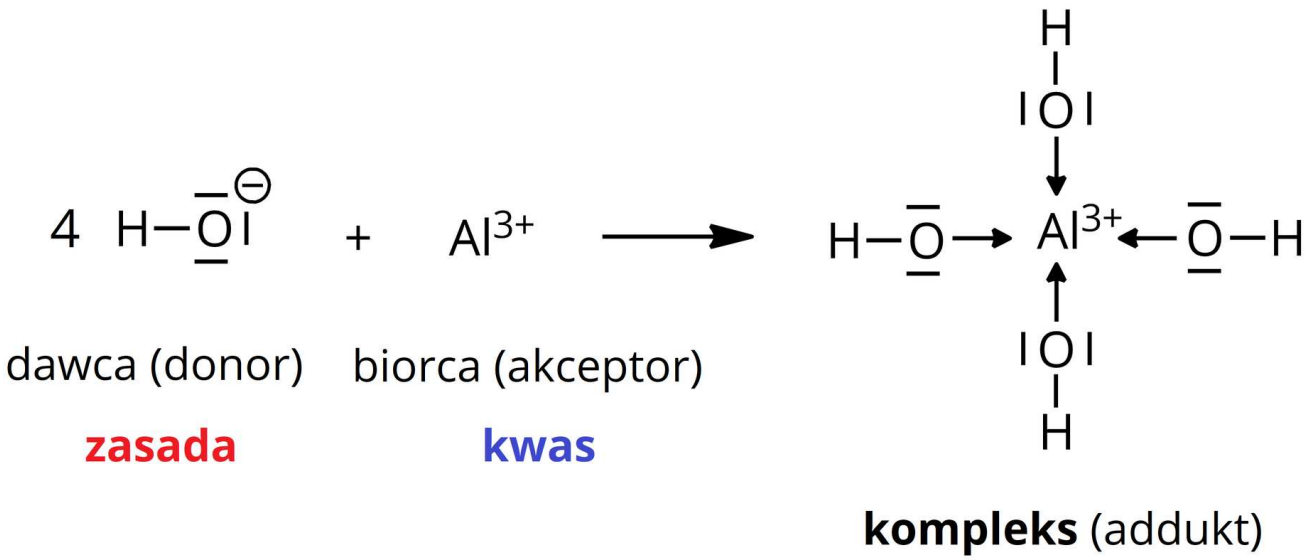
Przeczytaj

Czym są związki kompleksowe?

Związki kompleksowe powstają poprzez utworzenie wiązania pomiędzy ligandem a jonem (atomem) centralnym. Charakteryzują się one tym, że:

- wiązania koordynacyjne, łączące ligandy z jonem (atomem) centralnym, utworzone zostają przez parę elektronową pochodzącą od liganda;
- ligandy i jon (atom) centralny mogą istnieć niezależnie jako trwałe drobiny (cząsteczki lub jony).

Wobec tego, oprócz typowych kompleksów w rodzaju $[Al(OH)_4]^-$ (anionu tetrahydroksoglinianowego), $[Fe(CN)_6]^{4-}$ (anionu heksacyjanożelazianowego(II)) lub $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ (kationu heksaakwamanganu(II)), do tej grupy można także zaliczyć NH_4^+ (jon amonu) czy I_3^- (anion trijodkowy), a także inne cząsteczki/jony utworzone w wyniku reakcji między kwasem a zasadą w ujęciu Lewisa. Reakcję powstawania kompleksu przedstawiono poniżej:



Uproszczony schemat tworzenia anionu tetrahydroksoglinianowego. W rzeczywistości jony glinu nie występują w roztworze wodnym w formie wolnej, ale w postaci akwakompleksów o wzorze $[Al(H_2O)_6]^{3+}$. Reakcja tworzenia anionu tetrahydroksoglinianowego jest więc procesem wymiany ligandów wokół jonu centralnego.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

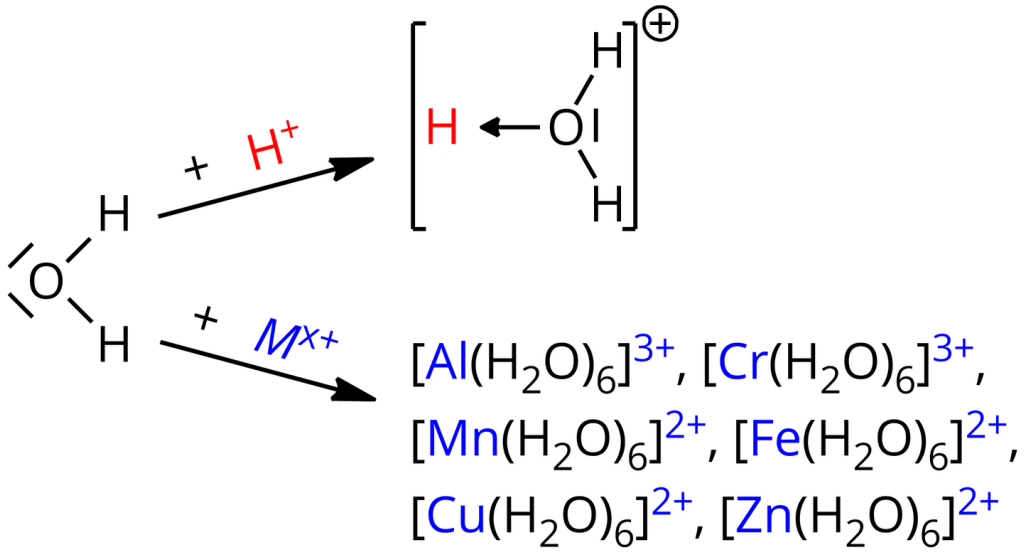
Do najpowszechniejszych ligandów zalicza się:

- cząsteczki wody (H_2O) i jony wodorotlenkowe (OH^-), w których atomem donorowym jest atom tlenu;

- cząsteczki amoniaku (NH_3), w których atomem posiadającym wolną parę elektronową i donorem tej pary jest atom azotu.

Ligand akwa

Gdy ligandem w kompleksie jest cząsteczka wody, mówi się o obecności liganda akwa w kompleksie. Cząsteczka wody posiada dwie wolne pary elektronowe należące do atomu tlenu. Dzięki temu może pełnić rolę zasady Lewisa w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego. Ligand akwa jest ligandem obojętnym, zatem nie wpływa na ładunek jonu kompleksowego



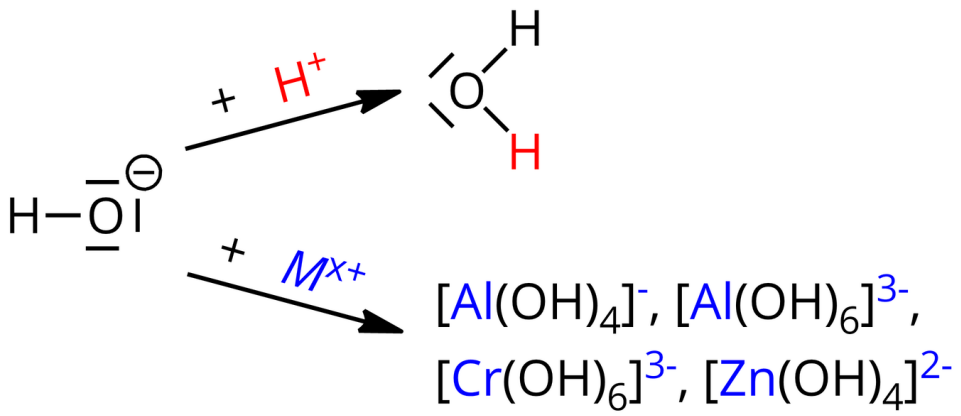
Schematy powstawania akwakompleksów, w których ligandem jest cząsteczka wody.
Jon H^+/M^{x+} pełni rolę kwasu Lewisa – akceptor pary elektronowej.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Tworzenie się akwakompleksów zachodzi powszechnie w wodnych roztworach kationów metali, gdzie kationy te stanowią jon centralny powstających kompleksów. Zatem zapisywanie wzoru kationu metalu w reakcji dysocjacji jego soli jest jedynie uproszczeniem – w rzeczywistości kationy te raczej nie są obserwowane w stanie wolnym. W formie akwakompleksów występują także hydraty kationów metali w postaci kryształów.

Innym powszechnym akwakompleksem jest jon powstający w wyniku autodysocjacji wody oraz w wyniku dysocjacji kwasów, czyli jon oksoniowy: H_3O^+. Powstaje on wskutek akceptacji przez jon wodoru pary elektronowej należącej do atomu tlenu w cząsteczce wody. Proces tworzenia się tych kompleksów jest tak szybki, że w roztworze wodnym wolne jony wodoru w zasadzie nie występują. Dlatego pomiar pH, którego wartości uzyskuje się poprzez badanie stężenia jonów wodoru w roztworze, tak naprawdę sprawdza stężenie jonów oksoniowych.

Ligand hydrokso

W roztworach wodnych o zasadowym pH ligandami dla jonu centralnego mogą stać się jony wodorotlenkowe. W ich przypadku atom tlenu posiada aż trzy wolne pary elektronowe, mogące utworzyć wiązanie koordynacyjne. Ligand hydrokso jest ligandem ujemnym, zatem obniża ładunek jonu kompleksowego.



Schematy powstawania hydroksokompleksów, w których ligandem jest anion wodorotlenkowy.
Jon H^+/M^{x+} pełni rolę kwasu Lewisa – akceptor pary elektronowej.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Jednymi z najpopularniejszych hydroksokompleksów są kompleksy metali o charakterze amfoterycznym, takich jak cynk czy glin. Powstają one np. w wyniku reakcji wodorotlenków tych metali z wodnymi roztworami wodorotlenków będących mocnymi elektrolitami. Co więcej, w niektórych przypadkach stężenie tych mocnych elektrolitów wpływa na liczbę ligandów przyjmowanych przez kation metalu, np. w przypadku glinu:

- $\mathrm{Al(OH)_3 + NaOH_{(rozc.)} \rightarrow [Al(OH)_4]^- + Na^+}$
- $\mathrm{Al(OH)_3 + 3\ NaOH_{(stęż.)} \rightarrow [Al(OH)_6]^{3-} + 3\ Na^+}$

Co więcej, podwyższenie pH roztworu zawierającego kationy metali prowadzi do wymiany cząsteczek wody w akwakompleksach na jony wodorotlenkowe, a proces ten zachodzi szybciej w sytuacji, gdy ilość cząsteczek wody związanej z jonem centralnym jest większa, a pH roztworu jest wyższe. Warto zauważyć, że większość akwakompleksów wykazuje charakter kwasowy, bowiem w wodnym roztworze o obojętnym pH dochodzi do deprotonacji jednej z cząsteczek wody, będących ligandami.

$$\mathrm{[}Me\mathrm{(H_2O)_6]^n + H_2O \rightarrow [}Me\mathrm{(H_2O)_5(OH)]^{n-1}}$$

gdzie:

- Me – kation metalu;
- n – ładunek jonu kompleksowego,

W przypadku akwakomplesów niektórych metali, deprotonacji w takich warunkach ulegają nawet dwie cząsteczki wody. Czasami deprotonacji towarzyszy wytrącanie się osadu akwahydroksokompleksu, jak w przypadku jonu miedzi(II):

$$[\mathrm{Cu(H_2O)_6}]^{2+} + \mathrm{H_2O} \rightarrow [\mathrm{Cu(H_2O)_5(OH)}]^{+} + \mathrm{H_3O^+}$$

$$[\mathrm{Cu(H_2O)_5OH}]^{+} + \mathrm{H_2O} \rightarrow [\mathrm{Cu(H_2O)_4(OH)_2}] \downarrow + \mathrm{H_3O^+}$$

Wzór wytrącającego się kompleksu zapisuje się w uproszczeniu jako wodorotlenek metalu lub uwodniony tlenek metalu.

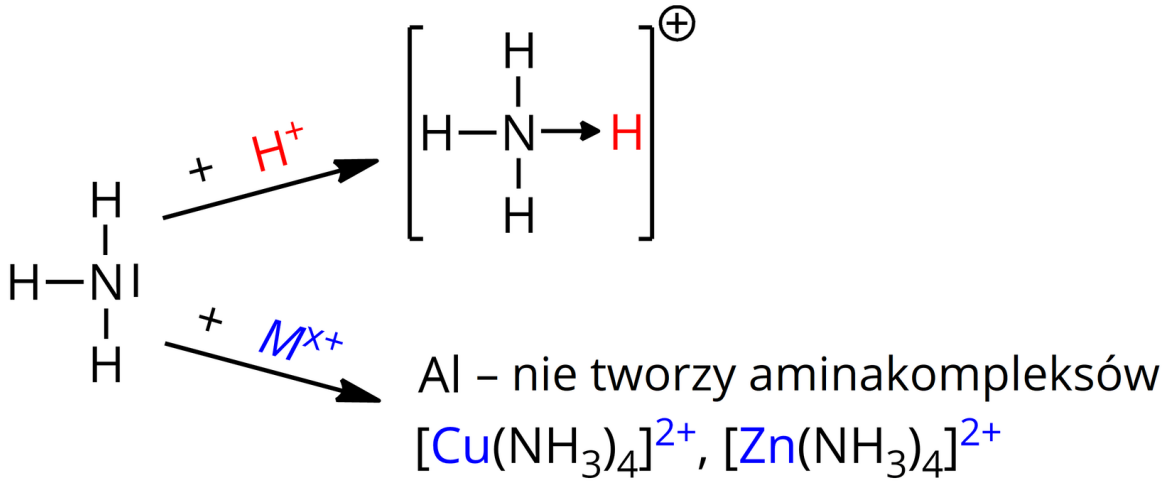
Obniżenie pH natomiast prowadzi do protonacji jonów wodorotlenkowych w kompleksie i odtworzenia akwakompleksu. W analogiczny sposób zachodzi reakcja neutralizacji w roztworze o charakterze zasadowym, kiedy to anion wodorotlenkowy staje się donorem wiązania koordynacyjnego dla jonu wodoru, pochodzącego np. od mocnego kwasu dodanego do roztworu lub od obecnych w roztworze kationów oksoniowych:

$$\mathrm{OH^-} + \mathrm{H_3O^+} \rightarrow 2\ \mathrm{H_2O}$$

Warto też zaznaczyć, że niektóre jony metali nie tworzą hydroksokompleksów, jak na przykład jony kobaltu(II), kobaltu(III) czy niklu(II).

Ligand amina

W wyniku dodania amoniaku do roztworu zawierającego jony metali może dojść do powstania aminakompleksów, gdzie cząsteczki amoniaku pełnią rolę ligandów. Atom azotu w cząsteczce amoniaku posiada bowiem jedną wolną parę elektronową, która może brać udział w tworzeniu wiązania koordynacyjnego.



Schematy powstawania aminakompleksów, w których ligandem jest cząsteczka amoniaku.
Jon H^+/M^{x+} pełni rolę kwasu Lewisa – akceptor pary elektronowej.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Aminakompleksy mogą powstawać, gdy do trudno rozpuszczalnej soli dodany zostanie nadmiar amoniaku, jak w przypadku chlorku srebra(I):

$$\mathrm{AgCl} + 2\ \mathrm{NH_3} \rightleftarrows [\mathrm{Ag(NH_3)_2}]\mathrm{Cl}$$

W reakcji tej powstaje chlorek diaminasrebra(I) – dobrze rozpuszczalna sól, która dysocjuje na jony:

$$[\mathrm{Ag(NH_3)_2}]\mathrm{Cl} \xrightarrow{\mathrm{H_2O}} [\mathrm{Ag(NH_3)_2}]^+ + \mathrm{Cl}^-$$

Innym przykładem powstawania aminakompleksów jest podmiana (substytucja) cząsteczek wody w akwakompleksach przez cząsteczki amoniaku w sytuacji, gdy aminakompleksy danego metalu charakteryzują się większą trwałością niż akwakompleksy, jak w przypadku jonu tetraakwamiedzi(II):

$$[\mathrm{Cu(H_2O)_4}]^{2+} + 4\ \mathrm{NH_3} \rightarrow [\mathrm{Cu(NH_3)_4}]^{2+} + 4\ \mathrm{H_2O}$$

Podobnie jak w przypadku liganda hydrokso, nie wszystkie jony metali tworzą aminaakompleksy. Należą do nich m. in. jony glinu oraz jony żelaza(III).

Słownik

teoria Lewisa

teoria kwasowo-zasadowa, w której kwas jest biorcą (akceptorem) pary elektronowej, zaś zasada – dawcą (donorem) pary elektronowej
ligandy

donory (dawcy) pary elektronowej do utworzenia wiązania koordynacyjnego
aminakompleksy

kompleksy zawierające ligand NH_3, np. $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$
akwakompleksy

kompleksy zawierające ligand H_2O, np. $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$, $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$
hydroksokompleksy

kompleksy zawierające ligand OH^-, np. $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$
protonacja

przyłączenie jonu H^+ (jonu wodoru) przez zasadę Brønsteda
teoria Brønsteda

teoria kwasowo-zasadowa, w której kwas jest dawcą (donorem) jonu wodoru, zaś zasada – biorcą (akceptorem) jonu wodoru

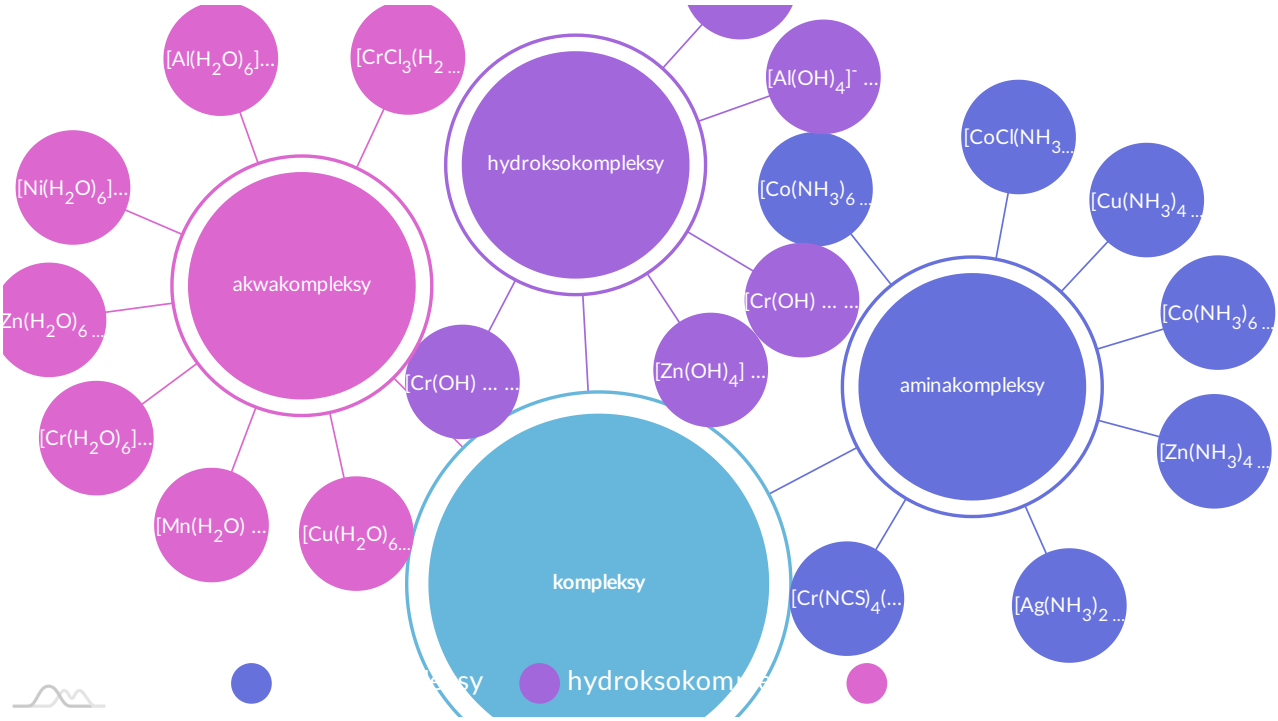
Bibliografia

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 1997.

Mapa pojęć

Polecenie 1

Czy znasz reprezentantów akwa-, amina-, hydroksokompleksów? Aby poszerzyć swoją wiedzę, zapoznaj się z poniższą mapą pojęć prezentującą przykłady akwa-, amina-, hydroksokompleksów, zwróć uwagę na ich nazwy, a następnie rozwiąż ćwiczenia sprawdzające.



Mapa pojęć pt. „Przykłady akwa-, amina- i hydroksokompleksów”

Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie Bielański, A. *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa, 2013., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

Przyporządkuj nazwy kompleksów bądź jonów kompleksowych przez przeciągnięcie nazwy odpowiadającej odpowiedniemu wzorowi.

jon tetrahydroksocynkanowy	$[Cu(H_2O)_6]^{2+}$
jon pentaaminachlorokobaltu(II)	$[CoCl(NH_3)_5]^{+}$
chlorek heksaakwachromu(III)	$[Zn(OH)_4]^{2-}$
jon heksaakwamiedzi(II)	$[Cr(H_2O)_6]Cl_3$

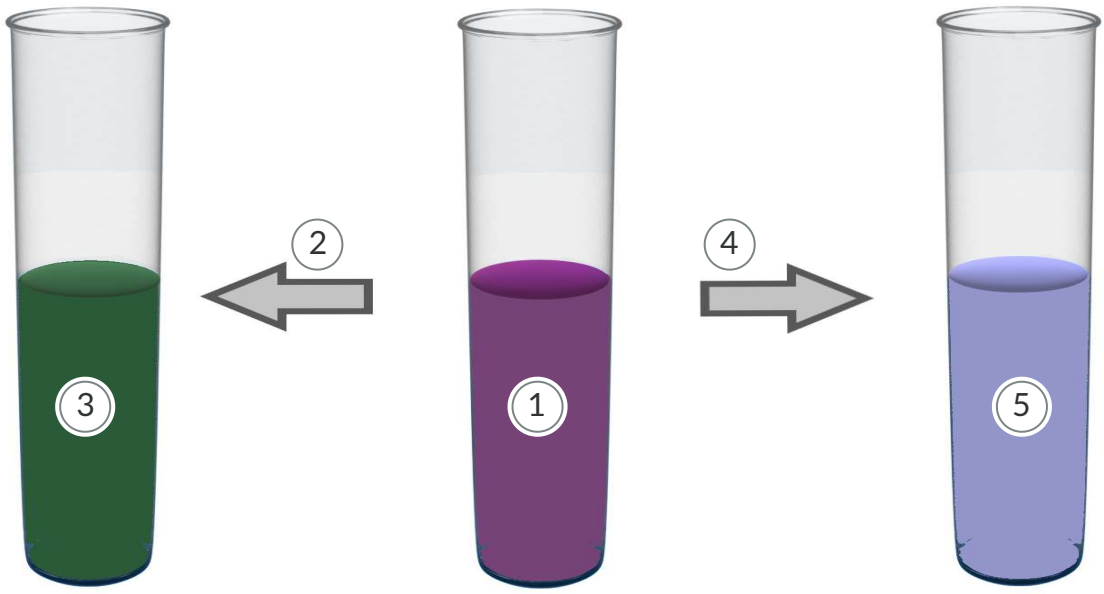
Ćwiczenie 2

Spośród podanych niżej odpowiedzi wybierz tę, która zawiera tylko akwakompleksy.

- ○ $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$, $[CrCl_3(H_2O)_3]$, $[Ni(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+}$
- ○ $[FeCl_2(H_2O)_2(OH)_2]^{+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$, $[Ag(NH_3)_2]^{+}$, $[Ni(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+}$
- ○ $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]^{2+}$, $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$
- ○ $[Cr(OH)_6]^{3-}$, $[Al(OH)_6]^{3-}$, $[Pt(OH)(H_2O)_3]^{+}$, $[CoCl(NH_3)_5]^{+}$

Polecenie 2

Poniżej przedstawione są 3 probówki z różnokolorowymi kompleksami. Każda probówka zawiera roztwory kompleksów chromu. Zapoznaj się z informacjami na ich temat, przeanalizuj ich właściwości, a następnie wykonaj ćwiczenie nr 3.



1

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$$

Nazwa: jon heksaakwachromianowy(III)

Stopień utlenienia metalu: $+3$

Kolor roztworu: fioletowy

Chrom(III) w wodzie powoduje powstanie kompleksu heksakoordynacyjnego $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, który zachowuje się jak kwas uwalniając wodór do wody zgodnie z równowagą:

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightarrow [Cr(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^+$$

2

Dodanie zasady do $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$

Obecność zasady prowadzi do usunięcia trzech obecnych w wodzie atomów wodoru, który działa jak spoiwo, tworząc obojętny kompleks, słabo rozpuszczalny w wodzie, który wytrąca się:

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 3\ OH^- \rightarrow [Cr(H_2O)_3(OH)_3] + 3\ H_2O$$

W obecności nadmiaru zasady obojętny kompleks reaguje dalej zgodnie z reakcją:

$$[Cr(H_2O)_3(OH)_3] + 3\ OH^- \rightarrow [Cr(OH)_6]^{3-} + 3\ H_2O$$

Kompleks heksahydroksychromianowy(III) jest rozpuszczalny w wodzie, dlatego wcześniej powstały osad rozpuszcza się.

3

$$[Cr(OH)_6]^{3-}$$

Nazwa: jon tetrahydroksochromianowy(III)

Stopień utlenienia metalu: $+3$

Kolor roztworu: ciemnozielony

4

Reakcja pomiędzy $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ i amoniakiem

W obecności niewielkich ilości amoniaku reakcja pomiędzy $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ a NH_3 zachodzi z powstawaniem kompleksu słabo rozpuszczalnego w wodzie, co powoduje wytrącanie się osadu:

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 3\ NH_3 \rightarrow [Cr(H_2O)_3(OH)_3] + 3\ NH_4{}^+$$

Natomiast w obecności nadmiaru amoniaku cała woda zostaje zastąpiona cząsteczką NH_3 z utworzeniem rozpuszczalnego w wodzie jonu heksaaminachromianowego(III):

$$[Cr(H_2O)_6]^{3+} + 6\ NH_3 \rightarrow [Cr(NH_3)_6]^{3+} + 6\ H_2O$$

5

$$[Cr(NH_3)_6]^{3+}$$

Nazwa: jon heksaaminachromianowy(III)

Stopień utlenienia metalu: $+3$

Kolor roztworu: jasnofioletowy

Grafika interaktywna pt. „Porównanie kompleksów chromu”

Źródło: GroMar Sp. z o.o. oprac. na podst. wiadomości dostępnych pod adresem https://www.savemyexams.co.uk/ oraz https://www.chimicamo.org/, licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 3

Dokonaj odpowiednich obliczeń, które pozwolą na ustalenie wartościowości atomu metalu w kompleksach z **Polecenia 2.**

Uwaga!

Ligandy **akwa i amina** są obdarzone ładunkiem 0.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:

Ćwiczenie 1

Przyporządkuj pojęcia do definicji.

Kompleks -	kompleksy zawierające ligand NH_3.
Ligand -	układ złożony z centralnego atomu lub jonu metalu otoczonego ligandami.
Aminakompleksy -	cząsteczki/ atomy/ aniony połączone z atomem centralnym za pomocą wiązań koordynacyjnych.
Akwakompleksy -	kompleksy zawierające ligand H_2O.

Ćwiczenie 2

Wybierz poprawną odpowiedź.

Reakcja jonów miedzi(II) z amoniakiem oraz reakcja amoniaku z mocnym kwasem to procesy konkurencyjne, ponieważ:

- W obydwu reakcjach atom azotu w cząsteczce amoniaku zmienia stopień utlenienia.
- W obydwu reakcjach amoniak pełni rolę zasady Lewisa.
- W obydwu reakcjach amoniak pełni rolę zasady Brønsteda.

Ćwiczenie 3

Wybierz odpowiednie określenia, aby powstały zdania prawdziwe.

Jony OH^- są _____ Lewisa i mogą reagować z jonem glinu, dając $[Al(OH)_4]^-$. Wskutek dodania mocnego kwasu, ligandy hydrokso reagują z jonami H_3O^+ pełniącymi funkcję _____ Lewisa.

kwasu | kwasem | zasady | zasadą

Ćwiczenie 4

Zapisz równanie reakcji w formie jonowej skróconej tworzenia kompleksu niklu(II) z amoniakiem, wiedząc że liczba koordynacyjna niklu w tym kompleksie wynosi 6. Przyjmij, że w roztworze wodnym jony niklu(II) występują w postaci heksaakwakompleksu.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 5

Do wodnego roztworu $AlCl_3$ dodawano kroplami wodny roztwór $NaOH$. Zaobserwowano wytrącanie osadu, który następnie uległ roztworzeniu. Określ, jakie obserwacje można będzie zauważyć podczas stopniowego dodawania roztworu HCl do otrzymanego końcowego roztworu. Wyjaśnij przyczyny zachodzenia obserwowanych zjawisk za pomocą odpowiednich równań reakcji chemicznych.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 6

Do jasnoniebieskiego wodnego roztworu $CuSO_4$ dodawano kroplami wodny roztwór NH_3. Zaobserwowano zmianę barwy roztworu wskutek utworzenia jonu kompleksowego heksaaminamiedzi(II). Zapisz równanie procesu, przyjmując, że jony miedzi(II) w wodnym roztworze $CuSO_4$ występują w postaci jonu $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$.

Równanie reakcji zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7

Określ, czy jon $NH_4{}^+$ może być ligandem? Odpowiedź uzasadnij w oparciu o wzór elektronowy (kreskowy) tego jonu.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8

Do roztworu zawierającego jony $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ dodano niewielką ilość stężonego kwasu siarkowego(VI) i zamieszano. Zaobserwowano zanik charakterystycznego ciemnoniebieskiego zabarwienia. Zapisz równanie tego procesu w postaci jonowej skróconej.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 9

Wodorotlenki cynku i glinu roztwarzają się w roztworze NaOH, natomiast reakcji z wodą amoniakalną ulega tylko $\mathrm{Zn(OH)_2}$. Zapisz równania reakcji w formie cząsteczkowej, przyjmując, że w powstających związkach kompleksowych liczba koordynacyjna wynosi 4, lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi:

$\mathrm{Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow}$

$\mathrm{Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow}$

$\mathrm{Zn(OH)_2 + NH_{3(aq)} \rightarrow}$

$\mathrm{Al(OH)_3 + NH_{3(aq)} \rightarrow}$

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Elżbieta Korzeniak, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Akwa-, amina- i hydroksokompleksy

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego – kształcenie w zakresie rozszerzonym

Podstawa programowa

Zakres rozszerzony:

VII. Systematyka związków nieorganicznych. Uczeń:

8) klasyfikuje wodorotlenki ze względu na ich charakter chemiczny (zasadowy, amfoteryczny); projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny wodorotlenku; wnioskuje o charakterze chemicznym wodorotlenku na podstawie wyników doświadczenia; pisze odpowiednie równania reakcji potwierdzające charakter chemiczny wodorotlenków (w tym równania reakcji otrzymywania hydroksokompleksów).

Cele operacyjne

Uczeń:

- omawia budowę ligandów akwa, amina i hydrokso;
- pisze równania reakcji związków kompleksowych;
- wymienia reakcje charakterystyczne jonów kompleksowych.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- burza mózgów;
- dyskusja dydaktyczna;
- mapa pojęć;
- ćwiczenia uczniowskie;
- analiza materiału źródłowego;

- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

- praca zbiorowa;
- praca w parach;
- praca indywidualna.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do Internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica i kreda.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom przykładowe pytania: Czy taki środek jak „Kret" może być stosowany do czyszczenia rur aluminiowych? Dlaczego?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół teorii Bronsteda i teorii Lewisa.
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Przypomnienie pojęcia ligand – uczniowie na forum podają definicję. Nauczyciel weryfikuje poprawność merytoryczną.
2. Mapa pojęciowa. Nauczyciel zaznacza, że w mapie pojawi się przypomnienie teorii Brønsteda i teorii Lewisa. Nauczyciel zapisuje na tablicy hasło – Ligandy.
3. Uczniowie rysują wzory elektronowe cząsteczki wody, cząsteczki amoniaku i jonu OH^-. W oparciu o teorię Lewisa, formułują warunek konieczny charakteryzujący te trzy ligandy – każda z tych cząsteczek oraz jonów mogła pełnić rolę liganda posiada co najmniej jedną wolną parę elektronową, jest więc zasadą Lewisa.
4. Oprócz teorii Lewisa jest teoria Brønsteda. Nauczyciel więc zadaje pytanie: Czy te ligandy pełnią rolę zasady Brønsteda (TAK)? – dyskusja uczniów.
5. Nauczyciel zapisuje procesy protonacji cząsteczki amoniaku na tablicy, po czym trwa dyskusja uczniów do postawionego pytania: Czy jony NH_4^+ mogą pełnić rolę ligandów? (Nie, ponieważ nie mają wolnej pary elektronowej – można więc potraktować procesy protonacji oraz koordynacji jako procesy konkurencyjne względem siebie.)
6. Nauczyciel nawiązuje do amfoterycznych właściwości wodorotlenku glinu i wodorotlenku cynku – fakt roztwarzania się osadów w nadmiarze zasady wynika z tworzenia hydroksokompleksów.

7. Nauczyciel wprowadza pojęcie akwakompleksów jako głównej formy, w jakiej występują jony metali przejściowych w roztworze wodnym, a także aminakompleksy.
8. Przykład zasadowych właściwości amoniaku: tworzenie aminakompleksu z jonami Cu^{2+} oraz jego rozkład pod wpływem kwasu. Sformułowanie tezy, że jony Cu^{2+} i jony H^{+} są kwasami Lewisa, które konkurują ze sobą w reakcji z NH_3 – zasadą Lewisa.
9. Nauczyciel odsyła uczniów do medium bazowego i prosi o wykonanie ćwiczeń indywidualnie.
10. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia multimedialne w e-materiale.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów, wykorzystując pytania:

- Co to jest ligand?
- Jak definiujemy kwasy i zasady w teorii Lewisa?
- Co to są aminakompleksy?
- Co to są akwakompleksy?
- Co to są hydroksokompleksy?

2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:

- Przypomniałem/łam sobie, że...
- Co było dla mnie łatwe...
- Czego się nauczyłam/łem...
- Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się".

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Mapa pojęciowa może być wykorzystana przez uczniów podczas lekcji bieżącej lub do lekcji powtórzeniowej o kompleksach.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Co to jest ligand?
- Jak definiujemy kwasy i zasady w teorii Lewisa?
- Co to są aminakompleksy?
- Co to są akwakompleksy?
- Co to są hydroksokompleksy?

2. Szkielet mapy myśli dla uczniów:
   https://docs.google.com/presentation/d/1MGEnrgcxr29QTZhQ9H3uDlAJrt7aepdxNsQdDlfb38I/edit#slide=id.p2