# Лабораторная работа №10. Получение и свойства комплексных соединений.

Коротков Антон и Хохлов Андрей Б06-302

27.04.2024

### 1 Практическая часть

#### 1.1 Опыт №1. Получение гидроксокомплексов металлов и их свойства.

Соединения ряда переходных металлов проявляют амофтерные свойства, т.е. способны реагировать как с кислотами, так и с основаниями. Мы пронаблюдали это на примере солей цинка и хрома:

$$ZnCl_2 + 2NaOH \rightarrow Zn(OH)_2 \downarrow +2NaCl$$
 (1)

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$
 (2)

При аккуратном приливании к хлориду цинка едкого натра сначала наблюдается выпадение белого осадка гидроксида цинка, который затем быстро растворяется.

Поскольку хлорид аммония - соль, образованная остатком слабого основания и сильной кислоты, его раствор имеет кислотную среду. Поэтому при приливании его к нашему основному комплексу выпадет гидроксид цинка:

$$Na_2[Zn(OH)_4] + 2NH_4Cl \rightarrow 2NaCl + Zn(OH)_2 + 2NH_3$$
 (3)

Аналогичные вещи происходят и с хромом, стоит только учитывать, что цинк образует тетрагидроксо комплексы, а хром - гекса:

$$Cr(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow +3NaNO_3$$
 (4)

$$Cr(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$$
 (5)

$$Na_3[Cr(OH)_6] + 3NH_4Cl \rightarrow 3NaCl + 3NH_3 + Cr(OH)_3] \downarrow$$
 (6)

Стоит учитывать также, что гидроксид хрома (III) - осадок серо-зеленого цвета, а комплексы хрома - зеленые.

### 1.2 Опыт №2. Получение катионных комплексов

Получим зеленый осадок - гидроксид никеля(II):

$$Ni(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Ni(OH)_2 \downarrow + 2NaNO_3$$
 (7)

Далее прильем амминак до растворения осадка:

$$Ni(OH)_2 + 6NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6](OH)_2$$
 (8)

Получили раствор синего цвета, а всё потому что в растворе катионы гексааминикеля 2+. С сульфатом меди и хлоридом кобальта происходят аналогичные реакции:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$
 (9)

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \to [Cu(NH_3)_4](OH)_2$$
 (10)

Гидроксид меди (II) - синий осадок, комплекс меди - также синий.

$$CoCl_2 + 2NaOH \rightarrow Co(OH)_2 \downarrow + 2NaCl$$
 (11)

$$Co(OH)_2 + 6NH_3 \to [Co(NH_3)_6](OH)_2$$
 (12)

Гидроксид кобальта - синий, комплекс - тоже. Уравнение его диссоциации:

$$[Co(NH_3)_6](OH)_2 \to [Co(NH_3)_6]^{2+} + 2OH^-$$
 (13)

Более сильным основанием является, очевидно, комплексный катион, тк он хотя бы растворим.

# 1.3 Опыт №3. Образование комплексных соединений в реакциях обмена

К счастью, гексацианоферрат (II) меди (II) - красный осадок:

$$2CuSO_4 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Cu_2[Fe(CN)_6] \downarrow +2K_2SO_4 \tag{14}$$

# 1.4 Опыт №4. Сравнение свойств двойной соли и координационного соединения

Как известно, двойные соли - соли, содержащие два разных катиона. Фишка данного опыта в том, что в двойных солях оба катиона свободно находятся в растворе, а в комплексных солях комплексный катион/анион очень слабо диссоциирует. Реакции с солью Мора:

$$(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O + Na_2S \rightarrow 6H_2O + (NH_4)_2SO_4 + FeS \downarrow +Na_2SO_4$$
 (15)

Выпал черный сульфид железа.

$$(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O + 2BaCl_2 \rightarrow 2BaSO_4 \downarrow +2NH_4Cl + FeCl_2 + 6H_2O$$
 (16)

Выпал белый сульфат бария.

$$(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O + 2NaOH \rightarrow 2NH_3 \uparrow + FeSO_4 + 8H_2O + Na_2SO_4$$
 (17)

Наблюдается посинение индикаторной бумажки, тк выделяется аммиак. Итого уравнение диссоциации:

$$(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O \rightarrow 2NH_4^+ + Fe^{2+} + 2SO_4^{2-} + 6H_2O$$
 (18)

При приливании к желтой кровяной соли сульфида натрия, естественно, ничего не выпадет, тк уравнение его диссоциации:

$$K_4[Fe(CN)_6] \to 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-}$$
 (19)

#### 1.5 Опыт №5. Получения двойного комплексного соедиения.

Сначала получим красный осадок гексацианоферрата(II) никеля:

$$2Ni(NO_3)_2 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Ni_2[Fe(CN)_6] \downarrow +4KNO_3$$
 (20)

Затем растворим его в аммиаке:

$$Ni_2[Fe(CN)_6] + 12NH_3 \rightarrow [Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$$
 (21)

Получили лиловый комплекс с зарядом катиона 2+, зарядом аниона 4-.

## 1.6 Опыт №6. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексного иона.

В желтой кровяной соли железо находится в степени окисления +2, что говорит о его восстановительных свойствах, поэтому в реакции с перманганатом калия:

$$KMnO_4 + 5K_4[Fe(CN)_6] + 4H_2SO_4 \rightarrow 3K_2SO_4 + 5K_3[Fe(CN)_6] + MnSO_4 + 4H_2O$$
 (22)

Происхрдит образование красной кровяной соли.

#### 1.7 Опыт №7. Исследование устойчивости комплексных ионов.

Получим аммиачный раствор хлорида серебра:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$
 (23)

$$AgCl + 2NH_3 \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl \tag{24}$$

При обработке азотной кислотой основный комплекс, безусловно, не выживет:

$$[Ag(NH_3)_2]Cl + 2HNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow 2NH_4NO_3 \tag{25}$$

При добавлении сульфида натрия перевыпадет серый сульфид серебра:

$$2AgCl + Na_2S \to Ag_2S \downarrow +2NaCl \tag{26}$$

При добавлении к хлориду диаминсеребра йодида натрия будет выпадать йодид серебра:

$$[Ag(NH_3)_2]Cl + KI \to AgI \downarrow +2NH_3 + KCl \tag{27}$$

Если к осадку йодида серебра прилить избыток йодида калия, то он растворится:

$$AqI + KI \to K[AqI_2] \tag{28}$$

Реакции с йодной водой и металлами у нас, к сожалению, не пошли.

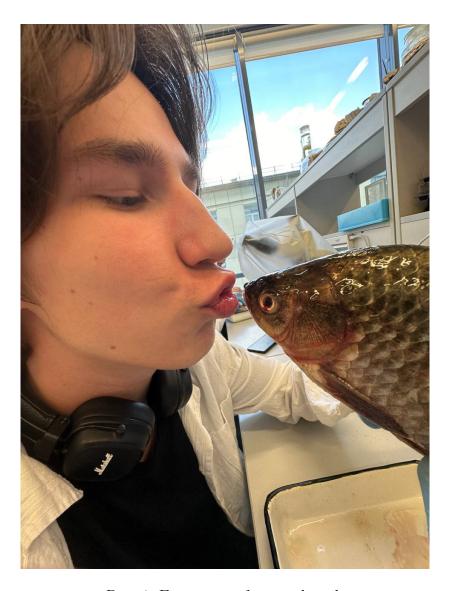


Рис. 1: Едем на рыблку rrah rrah