### Практическая работа 9

# Свойства переходных металлов и их соединений

Хохлов Андрей, Коротков Антон

29 апреля 2024 г.

#### 1. Кислотно-основные свойства соединений хрома(III)

При осаждении выпадает серо-зелёный осадок

$$CrCl_3 + NaOH \longrightarrow NaCl + Cr(OH)_3 \downarrow$$
 (1)

Разделили раствор на 2 пробирки, в первой пробирке:

$$Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$$
 (2)

Во второй пробирке:

$$2Cr(OH)_3 + 6HCl \longrightarrow 2CrCl_3 + 3H_2O$$
 (3)

Альтернативный опыт

$$2\operatorname{CrCl}_3 + \operatorname{Na_2CO_3} \longrightarrow \operatorname{Cr_2(CO_3)_3} + \operatorname{NaCl} \tag{4}$$

Сульфид хрома гидролизуется необратимо:

$$2\operatorname{CrCl}_{3} + 3\operatorname{Na}_{2}S + 6\operatorname{H}_{2}O \longrightarrow 3\operatorname{H}_{2}S + 2\operatorname{Cr}(OH)_{3} + 6\operatorname{NaCl}$$
 (5)

- 2. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(III)
- 3. Равновесие «хромат-дихромат» и его зависимость от кислотности среды

При добавлении кислоты хромат переходит в дихромат:

$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$
 (6)

Добавление щёлочи возвращает дихромат к хромату

$$Na_2Cr_2O_7 + 2NaOH \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + H_2O$$
 (7)

Затем, разделили полученный дихромат по трём пробиркам, в первой пробирке добавили недостаток хлорида бария и реакция не пошла, с ацетатом реакция тоже не пошла, осадка не было, а вот в избытке хлорида бария выпал белый осадок

$$Na_2Cr_2O_7 + BaCl_2 \longrightarrow BaCrO_4 + CrO_3 + 2NaCl$$
 (8)

При разбавлении, дихромат начинал приобретать жёлтую окраску, значит при уменьшении концентрации равновесие сдвигается в сторону хромата.

#### 4. Окислительные свойства дихромата калия

Рассмотрим реакцию с хлороводородом, в растворе реакция не пошла, а вот когда дихромат был сухой, пошла реакция с выделением хлора.

$$Na_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 3Cl_2 + 2CrO_3 + 2NaCl + 7H_2O$$
 (9)

С сульфидом натрия тоже пошла реакция:

$$Na_2Cr_2O_7 + 3Na_2S + 7H_2O \longrightarrow 2S + 3Cr(OH)_3 + 8NaOH$$
 (10)

## 5. Окислительно-восстановительные свойства марганца и ванадия в высших степенях окисления

При добавлении глюкозы к перманганату в кислой среде перманганат обесцветился, уравнивание этой реакции отсавим читателю в качестве **небольшого упражнения** 

$$KMnO_4 + H_2SO_4 + Glu \longrightarrow CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$
(11)

В нейтральной среде реакция не пошла, а в щелочной среде выпал зелёный осадок манганата калия, переходящий в бурый.

$$KMnO_4 + NaOH + Glu \longrightarrow Glu - Acid - Na + K_2MnO_4 + H_2O$$
 (12)

При добавлении хлорида бария выпадает осадок перманганта бария

$$2KMnO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaMn_2O_8 + 2KCl$$
 (13)

С серной кислотой будет переосаждаться до сульфата бария:

$$BaMn_2O_8 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2Mn_2O_8$$
 (14)

Потом, мы начали делать Ванадиевую радугу, для этого раствор ортованадата натрия подкисляют, а затем вносят металлический цинк, выделяющийся водород восстанавливает ванадий.

$$VO_4^{-3} \longrightarrow VO_2^{2+}() \longrightarrow V^{3+}() \longrightarrow V^{2+}()$$
 (15)

### 6. Разложение перманганата калия

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \tag{16}$$

Лучинка загорается из-за кислорода, в осадок выпадает манганат зелёный, потом оксид тёмно-коричневого цвета.

#### 7. Химические свойства железа

По результатам эксперимента, у нас разбавленная пассивировала(кек), но всё равно данные реакции справедливы: Для разбавленной:

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$
 (17)

Для концентрированной:

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + SO_2 + H_2O$$
 (18)

После внесения порошка железа он начал покрываться медью.

$$Fe + CuSO4 \longrightarrow Cu + FeSO_4$$
 (19)

## 8. Окислительно-восстановительные свойства железа(II) и железа(III)

$$FeCl_3 + Na_2SO_3 + H_2O \longrightarrow FeCl_2 + Na_2SO_4 + 2HCl$$
 (20)

$$FeCl_3 + 2KI \longrightarrow FeCl_2 + I_2 + 2KCl$$
 (21)

$$FeCl_3 + 2KI \longrightarrow FeCl_2 + I_2 + 2KCl$$
 (22)

$$FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + 8H_2O$$
 (23)

### 9. Качественные реакции на ионы железа(II) и железа(III)

$$[Fe(H_2O)_6]Cl_3 + NaSCN \longrightarrow [Fe(SCN)(H_2O)_5]Cl_2 + NaCl + H_2O$$
 (24)

Получение берлинской лазури

$$4\operatorname{FeCl}_{3} + 3\operatorname{K}_{4}[\operatorname{Fe}(\operatorname{CN})_{6}] \longrightarrow \operatorname{Fe}_{4}[\operatorname{Fe}(\operatorname{CN})_{6}]_{3} + 12\operatorname{KCl}$$
(25)

Получение турнбулевой сини

$$3FeSO4 + 2K3[Fe(CN)6] \longrightarrow Fe3[Fe(CN)6]2 + 3K2SO4$$
 (26)

## 10. Взаимодействие цинка с растворами кислот и щелочей

$$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$
 (27)

$$Zn + NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 + H_2$$
 (28)

#### 11. Окисление аммиачного комплекса кобальта (II)

Аммиачный комплекс кобальта розового цвета

$$CoCl_2 + NH_3 \longrightarrow Co[(NH_3)_6Cl]$$
 (29)

## 12. Получение соли Шевреля и её аналогов

До прокаливаня была получена соль Шевреля

$$CuSO_4 + H_2SO_4 + Na_2SO_4 \longrightarrow Cu_2SO_3 \cdot CuSO_3 \cdot 2H_2O + SO_2$$
 (30)

После прокаливания получили оксид меди (I)