

НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
ВЫСШАЯ ШКОЛА ЭКОНОМИКИ

Факультет физики

Лабораторная работа

«Свойства переходных металлов и их соединений.
Комплексные соединения переходных металлов»

Работу выполнил студент 3 курса
Захаров Сергей Дмитриевич



НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

Москва
3 октября 2020

Содержание

| | |
|---|----------|
| 1. Свойства переходных металлов и их соединений | 2 |
| 1.1. Опыт 1: Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома III | 2 |
| 1.1.1. Реактивы и оборудование | 2 |
| 1.1.2. Порядок выполнения опыта | 2 |
| 1.2. Опыт 2: Равновесие "хромат-дихромат" и его зависимость от кислотности среды . | 2 |
| 1.2.1. Реактивы и оборудование | 2 |
| 1.2.2. Порядок выполнения опыта | 2 |
| 1.3. Опыт 3: Окислительно-восстановительные свойства хрома и ванадия в высших степенях окисления (демонстрационный) | 3 |
| 1.3.1. Реактивы и оборудование | 3 |
| 1.3.2. Порядок выполнения опыта | 3 |
| 1.4. Опыт 4: Разложение перманганата калия (демонстрационный) | 3 |
| 1.4.1. Реактивы и оборудование | 3 |
| 1.4.2. Порядок выполнения опыта | 3 |
| 1.5. Опыт 5: Химические свойства железа и меди | 4 |
| 1.5.1. Реактивы и оборудование | 4 |
| 1.5.2. Порядок выполнения опыта | 4 |
| 1.6. Опыт 6: Взаимодействие цинка с растворами кислот и щелочей | 5 |
| 1.6.1. Реактивы и оборудование | 5 |
| 1.6.2. Порядок выполнения опыта | 5 |
| 2. Комплексные соединения переходных металлов | 6 |
| 2.1. Опыт 1: Гидрохсокомплексы металлов и их свойства | 6 |
| 2.1.1. Реактивы и оборудование | 6 |
| 2.1.2. Порядок выполнения опыта | 6 |
| 2.2. Опыт 2: Получение катионных комплексов | 6 |
| 2.2.1. Реактивы и оборудование | 6 |
| 2.2.2. Порядок выполнения опыта | 6 |
| 2.3. Опыт 3: Образование комплексных соединений в реакциях обмена | 7 |
| 2.3.1. Реактивы и оборудование | 7 |
| 2.3.2. Порядок выполнения опыта | 7 |
| 2.4. Опыт 4: Получение двойного комплексного соединения | 7 |
| 2.4.1. Реактивы и оборудование | 7 |
| 2.4.2. Порядок выполнения опыта | 7 |
| 2.5. Опыт 5: Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексного иона | 7 |
| 2.5.1. Реактивы и оборудование | 7 |
| 2.5.2. Порядок выполнения опыта | 8 |
| 2.6. Опыт 6: Исследование устойчивости комплексных ионов | 8 |
| 2.6.1. Реактивы и оборудование | 8 |
| 2.6.2. Порядок выполнения опыта | 8 |

1. Свойства переходных металлов и их соединений

1.1. Опыт 1: Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома III

1.1.1. Реактивы и оборудование

- Растворы: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaOH (1M), H_2O_2 (3%), NaClO
- Пробирки
- Держатель для пробирки
- Спиртовка

1.1.2. Порядок выполнения опыта

В пробирку был налит 1 мл раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, после чего в нее был прилит 1 мл 1M раствора NaOH и H_2O_2 (3%).

В ходе опыта окраска раствора поменялась с циановой (исходная) на изумрудную (NaOH), после чего стала коричневой (при добавлении перекиси), а затем со временем стала желтой.

После этого опыт был повторен, только теперь вместо перекиси использовался раствор NaClO . В этом случае, для получения того же результата раствор пришлось нагреть над пламенем спиртовки.



Окислительная активность есть способность принимать электроны от других. Поэтому делаем вывод, что NaClO более окислительно активен, чем H_2O_2 .

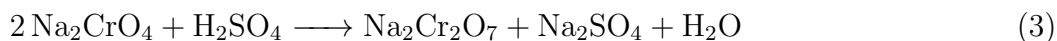
1.2. Опыт 2: Равновесие "хромат-дихромат" и его зависимость от кислотности среды

1.2.1. Реактивы и оборудование

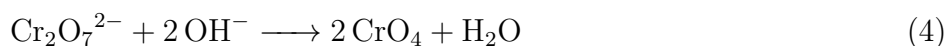
- Растворы: NaOH (1M), H_2SO_4 (1M)
- Пробирки

1.2.2. Порядок выполнения опыта

К полученному в прошлом опыте раствору хромата натрия был добавлен небольшой объем 1M раствор H_2SO_4 . Вследствие этого желтый хромат стал коричневатого цвета с выделяющимися пузырьками.



После этого к раствору был постепенно прилит 1M раствор NaOH , из-за чего раствор сперва стал оранжевым, а затем и вовсе пожелтел.



1.3. Опыт 3: Окислительно-восстановительные свойства хрома и ванадия в высших степенях окисления (демонстрационный)

1.3.1. Реактивы и оборудование

- Раствор: $K_2Cr_2O_7$, Na_3VO_4 , HCl (2M), H_2SO_4 (1M)
- Zn (гранулы)
- Гексан
- Пробирки
- Стакан 100 мл

1.3.2. Порядок выполнения опыта

В пробирку было налито примерно 2 мл раствора $K_2Cr_2O_7$. После этого был добавлен 1 мл 2M HCl , а затем несколько гранул цинка. В конце был налит слой органического растворителя (для невозможности реакции с кислородом воздуха). Раствор почернел.

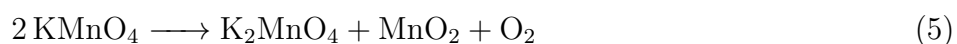
1.4. Опыт 4: Разложение перманганата калия (демонстрационный)

1.4.1. Реактивы и оборудование

- Сухая соль: $KMnO_4$
- Раствор: $NaOH$ (1M)
- Пробирки
- Шпатель
- Спиртовка
- Лучина

1.4.2. Порядок выполнения опыта

В сухую пробирку были помещены кристаллы перманганата калия на кончике шпателя. Пробирка была нагрета. В пробирку была внесена тлеющая лучина, которая в момент внесения вновь загорелась от кислорода, выделяющегося в ходе реакции разложения перманганата с выделением кислорода:



После этого (как только пробирка остыла), содержимое пробирки было растворено в 1M растворе $NaOH$.

Реакция после добавления $NaOH$:

(6)

1.5. Опыт 5: Химические свойства железа и меди

1.5.1. Реактивы и оборудование

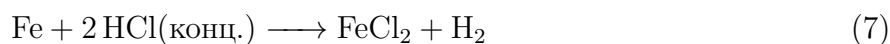
- Растворы (конц.): HCl, HNO₃, H₂SO₄
- Растворы (разб.): H₂SO₄
- Fe (порошок)
- CuSO₄
- Cu (проволока)
- Пробирки
- Шпатель
- Стеклянная палочка

1.5.2. Порядок выполнения опыта

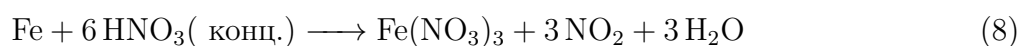
Fe

Описание реакции железа с:

- HCl(конц.): раствор шипит и пенится, пробирка нагревается, образуются бесцветные кристаллы.



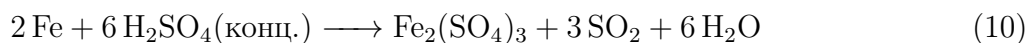
- HNO₃(конц.): раствор шипит, железо растворяется.



- H₂SO₄(разб.): раствор шипит.



- H₂SO₄(конц.): раствор едва шипит, реакция не идет (если и идет, то крайне слабо).



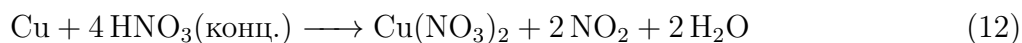
После этого порошок меди был добавлен в раствор сульфата меди CuSO₄. На крупницах железа начал образовываться рыжий медный налет:



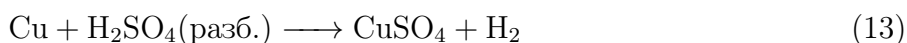
Cu

Описание реакции меди с:

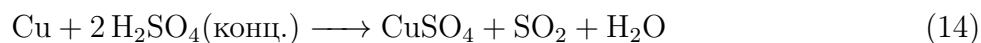
- HCl(конц.): ничего не происходит.
- HNO₃(конц.): медь быстро растворяется, раствор зеленеет.



- H₂SO₄(разб.): медь растворяется, но медленнее.



- H₂SO₄(конц.): медь растворяется, чуть быстрее.

**1.6. Опыт 6: Взаимодействие цинка с растворами кислот и щелочей****1.6.1. Реактивы и оборудование**

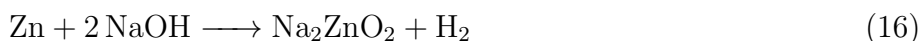
- Растворы: HCl (2М), NaOH (1М)
- Zn (гранулы)
- Пробирки
- Стеклянная палочка
- Спиртовка

1.6.2. Порядок выполнения опыта

В первую пробирку была помещена гранула цинка и прилита 2М HCl.



Во вторую пробирку была также помещена гранула цинка, а добавлен был раствор NaOH.



В обоих случаях было видно выделение газа (во второй пробирке процесс пошел не сразу).

Если цинк будет взаимодействовать с чем-то, содержащим водород, то цинк вытесняет его, т.е. обладает выраженными восстановительными свойствами.

2. Комплексные соединения переходных металлов

2.1. Опыт 1: Гидроксокомплексы металлов и их свойства

2.1.1. Реактивы и оборудование

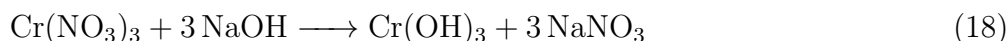
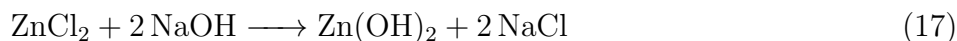
- Растворы: ZnCl_2 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, NaOH (1M)
- Пробирки

2.1.2. Порядок выполнения опыта

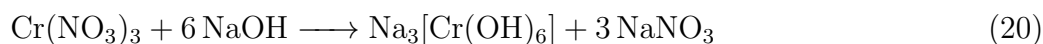
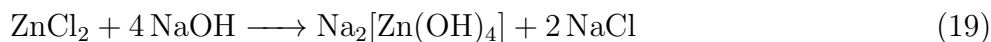
В пробирку был налит небольшой объем ZnCl_2 . После этого по каплям был добавлен раствор 1M NaOH . Сперва (при недостатке NaOH) образовывался белый осадок хлопьями. Спустя время, когда появился избыток NaOH , осадок растворился.

После этого опыт был повторен с $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, где произошло аналогичное (сперва раствор слегка позеленел).

В случае недостатка NaOH :



В случае избытка NaOH :



Осадок растворяется в щелочах, а также, как сказано в указании, в кислотах. По этой причине относим $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ к амфотерным.

2.2. Опыт 2: Получение катионных комплексов

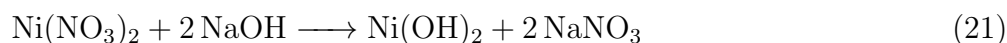
2.2.1. Реактивы и оборудование

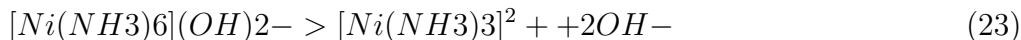
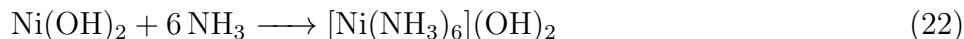
- Растворы: NH_3 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , CoCl_3 , NaOH (1M)
- Пробирки

2.2.2. Порядок выполнения опыта

В пробирку было внесено несколько капель раствора $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, а также раствор 1M NaOH до момента образования бело-зеленоватого осадка ($\text{Ni}(\text{OH})_2$). После этого к осадку было добавлено несколько капель раствора NH_3 . При этом раствор стал сине-сиреневым, а осадок растворился.

Аналогичные опыты были проведены с CuSO_4 и CoCl_3 . В случае меди осадок был синий (а после добавления NH_3 раствор стал сине-фиолетовым), в случае кобальта — сперва лазурным, после циановым (после добавления NH_3 раствор сначала не поменял цвет, а затем посерел; осадок также растворился).





Комплексное основание сильнее гидроксида, т.к. сила определяется радиусом катиона (у комплексного основания он очевидно больше).

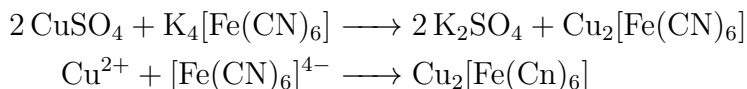
2.3. Опыт 3: Образование комплексных соединений в реакциях обмена

2.3.1. Реактивы и оборудование

- Растворы: CuSO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
- Пробирки

2.3.2. Порядок выполнения опыта

В пробирке были смешаны несколько капель 0,1М раствора CuSO_4 и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В результате выпал хлопьевидный осадок коричневого цвета.



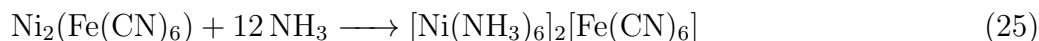
2.4. Опыт 4: Получение двойного комплексного соединения

2.4.1. Реактивы и оборудование

- Растворы: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, NH_3

2.4.2. Порядок выполнения опыта

В пробирку были внесены 3-4 капли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. К ним были добавлены 5-6 капель раствора $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, в результате чего выпал бело-лаймовый осадок. После этого в пробирку был добавлен раствор NH_3 . Спустя некоторое время в пробирке появился лилово-сиреневый осадок.



2.5. Опыт 5: Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексного иона

2.5.1. Реактивы и оборудование

- Растворы: KMnO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, HCl (1М)
- Пробирки

2.5.2. Порядок выполнения опыта

В пробирку были внесены 4-5 капли раствора KMnO_4 . Раствор был подкислен несколькими каплями HCl (1М). После этого в раствор по каплям был влит раствор $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в результате чего раствор покраснел.



2.6. Опыт 6: Исследование устойчивости комплексных ионов

2.6.1. Реактивы и оборудование

- Растворы: AgNO_3 , NaCl , NH_3 , KI
- Zn (Гранулы)
- Пробирки

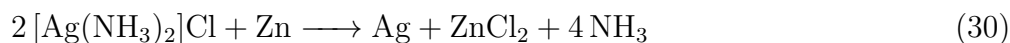
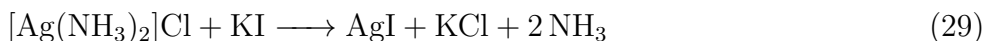
2.6.2. Порядок выполнения опыта

Сперва необходимо было получить раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Для этого в пробирке сперва были смешаны 1 мл раствора NaCl и 1-2 капли раствора AgNO_3 , при этом в пробирке выпал беловатый осадок. После этого осадок был растворен раствором NH_3 , благодаря чему и был получен $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Полученный раствор был разделен надвое.

Опишем строение $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Ag — комплексообразователь, NH_3 — лиганд (их два, они лиганды), Cl — ион на внешней сфере.

В первую часть раствора был добавлен раствор KI . При этом выпал светло-светло-желто-лимонный осадок.

Во вторую часть раствора была внесена гранула цинка. В ходе реакции она почернела.



$$\text{PP}_{\text{AgCl}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] \approx 1.77 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{PP}_{\text{AgI}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] \approx 8.3 \cdot 10^{-17}$$