



**Негосударственное частное образовательное учреждение  
высшего образования  
«Технический университет УГМК»**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ  
К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ ПО ДИСЦИПЛИНЕ  
ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ**

**Направление подготовки**

**22.03.02 Metallurgy**

**Профиль подготовки**

**Metallurgy of non-ferrous metals**

**Уровень высшего образования**

**Applied Bachelor**

Рассмотрено на заседании кафедры Metallurgy  
Одобрено Методическим советом университета 30 июня 2021 г., протокол № 4

г. Верхняя Пышма  
2021

Задания и методические указания к выполнению лабораторных работ составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия металлов».

Код направления и уровня подготовки	Название направления	Реквизиты приказа Министерства образования и науки Российской Федерации об утверждении и вводе в действие ФГОС ВО	
		Дата	
22.03.02	Металлургия	04.12.2015	1427
Автор – разработчик	Федоровых Наталья Владимировна		
Заведующий кафедрой «Металлургия»	Мастюгин Сергей Аркадьевич, д-р. тех. наук, доцент		
Продолжительность модуля/дисциплины:	108 часов (3 ЗЕ)		
Место проведения	Мобильная учебная аудитория (424), Лаборатория химических и физико-химических методов анализа		
Цель модуля/дисциплины:	<ul style="list-style-type: none"> <li>– обеспечение фундаментальной химической подготовки, способствующей формированию мировоззрения современного специалиста, обеспечивающего его общекультурное развитие;</li> <li>– формирование знаний основных понятий и законов химии, свойств важнейших веществ, окружающих человека в повседневной жизни, природе, промышленности, понимание сути химических превращений, умений применять полученные знания при решении профессиональных задач.</li> </ul>		

Практикум включает в себя 8 работ и 3 работы (заочная форма обучения) по основным разделам курса и направлен на углубленное изучение теоретического материала и на приобретение умения, навыков и опыта проведения эксперимента, анализа и обработки его результатов.

При подготовке к выполнению работ используются методические указания, в которых описаны методы исследования, условия проведения опытов и сформулированы вопросы и задания к работам. С целью оценки уровня освоения материала по каждой работе составляется отчет, на основании которого проводится защита работы.

***Лабораторные работы для очной формы обучения***

Код раздела, темы	Номер работы	Наименование работы	Время на выполнение работы (час.)
P1	1	Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов	2
P3	2	s-Металлы	2
P3	3	Алюминий, олово, свинец	2
P3	4	Металлы подгрупп меди и цинка	2
P3	5	Хром, марганец	2
P3	6	Железо, кобальт, никель	2
P3	7	Коррозия металлов	4
P3	8	Электролиз	4
		<b>Всего:</b>	<b>20</b>

***Лабораторные работы для заочной формы обучения***

Код раздела, темы	Номер работы	Наименование работы	Время на выполнение работы (час.)
P1	1	Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов	4
P3	2	Коррозия металлов	2
P3	3	Электролиз	2
		<b>Всего:</b>	<b>8</b>

## Методика выполнения работ

### Работа №1

**Тема работы** «Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов»

**Цель работы:** исследование окислительно-восстановительных реакций с участием металлов и влияние среды на протекание ОВР

**Задание:** опытным путем определить окислительно-восстановительные свойства соединений металлов, выявить влияние реакции среды на протекание ОВР с участием перманганата калия. Выполнить требования к результатам опытов, оформить и защитить отчет.

#### **Опыт 1.** Восстановительные свойства соединений хрома (III)

*Выполнение опыта*

В пробирку с хромитом натрия или калия, полученным в опыте 2, добавить пероксид водорода  $H_2O_2$  до изменения окраски.

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнение реакции  $K_2CrO_2 + H_2O_2 + KOH = \dots$

Сделать вывод, какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладают соединения хрома (III).

#### **Опыт 2.** Окислительные свойства соединений марганца (VII)

*Выполнение опыта*

Налить в пробирку 1-2 мл раствора  $KMnO_4$ , 0,5-1 мл раствора  $H_2SO_4$  и 2-3 мл раствора пероксида водорода  $H_2O_2$ . Отметить обесцвечивание раствора и выделение газа. К 1-2 мл раствора сульфата марганца  $MnSO_4$  по каплям прилить раствор перманганата калия до выделения бурого осадка  $MnO_2$ . При помощи универсальной индикаторной бумаги убедиться, что реакция раствора стала кислой.

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнения реакций:

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 = \dots;$

$MnSO_4 + KMnO_4 + H_2O = \dots$

Сделать вывод, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют соединения марганца (VII).

#### **Опыт 3.** Влияние среды на окислительно-восстановительные реакции

*Выполнение опыта*

В три пробирки налить по 2-3 мл раствора перманганата калия  $KMnO_4$ . В первую пробирку прилить 1-2 мл разбавленной серной кислоты, во вторую 1-2 мл воды, в третью - 1-2 мл концентрированного раствора щелочи.

В каждую пробирку добавить по 2-3 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия  $Na_2SO_3$ . Отметить наблюдения, учитывая, что фиолетовая окраска характерна для ионов  $MnO_4^-$ , бесцветная или слабо-розовая – для ионов  $Mn^{2+}$ , зеленая - для ионов  $MnO_4^{2-}$ , бурый цвет имеет осадок  $MnO_2$ .

*Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций. В каждой реакции указать окислитель, восстановитель, среду, процессы окисления и восстановления. Расставить коэффициенты.

Сделать вывод о характерной степени окисления марганца в кислой, щелочной и нейтральной среде.

### Работа №2

**Тема работы** «s-Металлы»

**Цель работы:** изучить химические свойства s-металлов.

**Задание:** провести реакции взаимодействия натрия, калия, магния, кальция с водой; убедиться на опыте, что пероксид натрия подвергается гидролизу и обладает двойственными окислительно-восстановительными свойствами; определить продукты горения магния. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

### **Опыт 1.** Взаимодействие щелочных металлов с водой (групповой)

#### *Выполнение опыта*

Налить в кристаллизатор воды. Пинцетом достать кусочек металлического натрия из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Ножом отрезать кусочек металла величиной со спичечную головку. Обратит внимание на потускнение металлической поверхности свежего надреза. Пинцетом перенести металл в кристаллизатор с водой. По окончании реакции к полученному раствору прибавить 1–2 капли фенолфталеина.

Не наклоняться над кристаллизатором, так как под конец реакции происходит разбрызгивание металлической окалины, которая может причинить сильные ожоги.

Провести аналогичный опыт с калием.

#### *Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций взаимодействия натрия и калия с водой.

Сделать вывод об активности натрия и калия по отношению к воде.

### **Опыт 2.** Взаимодействие пероксида натрия с водой

#### *Выполнение опыта*

В пробирку внести шпатель пероксида натрия  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , добавить 1–2 мл воды, затем несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается?

Требование к результатам опыта

#### *Запись результатов опыта*

Написать уравнение реакции гидролиза пероксида натрия и сделать вывод, солью какой кислоты является  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .

### **Опыт 3.** Окислительные и восстановительные свойства пероксида натрия

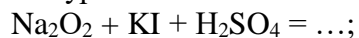
#### *Выполнение опыта*

Налить в пробирку 1–2 мл раствора иодида калия  $\text{KI}$ , добавить такое же количество разбавленной серной кислоты и насыпать шпатель пероксида натрия. Что происходит?

Налить в пробирку 1–2 мл раствора перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ , добавить шпатель пероксида натрия и перемешать. Отметить изменение окраски раствора.

#### *Запись результатов опыта*

Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций:



в каждой реакции указать окислитель и восстановитель.

Сделать вывод об окислительно-восстановительных функциях  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .

### **Опыт 4.** Горение магния на воздухе (групповой)

#### *Выполнение опыта*

Взять пинцетом кусочек магниевой стружки и внести в пламя спиртовки. После воспламенения сжечь его над фарфоровой чашкой. К собранному в чашке оксиду магния прилить несколько капель воды, хорошо перемешать и добавить 1–2 капли фенолфталеина. Объяснить появление окраски. С какими составными частями воздуха вступает во взаимодействие магний?

#### *Запись результатов опыта*

Составить уравнения реакций взаимодействия магния с кислородом, азотом и продуктов их взаимодействия с водой.

### **Опыт 5.** Взаимодействие кальция и магния с водой

#### *Выполнение опыта*

В три пробирки налить по 3-4 мл воды и в каждую добавить по несколько капель фенолфталеина. В одну пробирку пинцетом внести кусочек кальция, в две другие - по кусочку магния. Наблюдать за протеканием реакций. Одну из пробирок с магнием нагреть, в другую пробирку с магнием добавить раствора хлорида аммония.

#### *Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций взаимодействия:

а) кальция с водой; б) магния с водой; в) магния с водой и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

Объяснить влияние нагревания и присутствия хлорида аммония на реакцию взаимодействия магния с водой.

Сделать вывод об активности кальция и магния по отношению к воде.

### **Работа №3**

**Тема работы** «Алюминий, олово, свинец»

**Цель работы:** изучить химические свойства алюминия и его соединений, а также соединений олова и свинца.

**Задание:** получить гидроксиды Al, Sn (II), Pb (II) и убедиться на опытах, что они имеют амфотерный характер; что соединения Sn (II) проявляют свойства восстановителей, а соединения Pb (IV) - окислителей. Выполнить требования к результатам опытов, оформить и защитить отчет

### **Опыт 1.** Взаимодействие алюминия с кислородом и водой

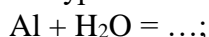
#### *Выполнение опыта*

Две алюминиевые проволоки зачистить наждачной бумагой. В пробирку налить 2-3 мл концентрированного раствора NaOH, нагреть его и опустить туда алюминиевые проволоки на 2-3 секунды. Затем сполоснуть их водой и опустить в раствор соли ртути, налитой в пробирку. Снова сполоснуть проволоки и обсушить фильтровальной бумагой. Одну из проволок опустить в воду, а другую оставить на воздухе. Отметить протекающие изменения с проволоками.

#### *Запись результатов опыта*

Объяснить, с какой целью алюминиевые проволоки обрабатывают растворами NaOH и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ .

Закончить уравнения реакций:



### **Опыт 2.** Получение и свойства гидроксида алюминия

#### *Выполнение опыта*

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли алюминия и в каждую пробирку добавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. В первой пробирке на осадок подействовать разбавленной HCl, во второй - раствором NaOH. Что наблюдается?

#### *Запись результатов опыта*

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и взаимодействия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  с кислотой и щелочью.

Составить уравнение диссоциации  $\text{Al}(\text{OH})_3$  по типу кислоты и по типу основания.

Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

### **Опыт 3.** Получение и свойства гидроксидов олова (II) и свинца (II)

#### *Выполнение опыта*

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора соли олова, в другую - такое же количество соли свинца. В обе пробирки по каплям добавить щелочи до образования осадка.

Для испытания образовавшихся осадков содержимое каждой из пробирок разделить на две части. К одной из них добавить разбавленной азотной Кислоты  $\text{HNO}_3$ , к другой - концентрированной щелочи  $\text{NaOH}$ . Размешать растворы до растворения осадков.

*Запись результатов опыта*

Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксидов олова (II) и свинца (II).

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  с кислотой и щелочью.

Составить уравнение диссоциации  $\text{M}(\text{OH})_2$  по типу кислоты и по типу основания.

Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II).

**Опыт 4.** Восстановительные свойства соединений олова (II)

*Выполнение опыта*

В пробирку налить 3-4 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ , добавить 1-2 мл разбавленной  $\text{HCl}$  и прилить раствор  $\text{SnCl}_2$  до обесцвечивания раствора.

В пробирку налить 4-5 мл раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , добавить 2-3 мл разбавленной  $\text{HCl}$  и прилить по каплям раствор  $\text{SnCl}_2$  до появления зеленой окраски.

**Опыт 5.** Окислительные свойства оксида свинца (IV)

*Выполнение опыта*

В пробирку налить 3-4 мл раствора  $\text{HNO}_3$ , добавить шпатель  $\text{PbO}_2$  и 1 мл раствора  $\text{MnSO}_4$ . Содержимое осторожно прокипятить, дать отстояться и отметить окраску раствора.

*Запись результатов опытов 4, 5*

Закончить уравнения реакций:



Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений олова и свинца.

#### **Работа №4**

**Тема работы** «Металлы подгрупп меди и цинка»

**Цель работы:** изучить химические свойства соединений металлов подгрупп меди и цинка.

**Задание:** получить гидроксид меди (II), исследовать его свойства; провести реакции взаимодействия солей цинка, кадмия и ртути со щелочью; получить комплексные соединения цинка и кадмия; убедиться на опыте, что соединения ртути (II) являются окислителями. Выполнить требования к результатам опытов, оформить и защитить отчет.

**Опыт 1.** Получение и свойства гидроксида меди (II)

*Выполнение опыта*

В четыре пробирки налить по 1-2 мл раствора соли меди (II) и во все добавить раствор щелочи до выпадения осадка. Затем прилить до растворения осадков в первую - раствор  $\text{HCl}$ , во вторую - раствор аммиака, в третью - концентрированной щелочи. Содержимое четвертой пробирки нагреть до кипения и отметить изменение окраски.

*Запись результатов опыта*

Написать уравнение реакции получения гидроксида меди (II).

Составить уравнения реакций растворения гидроксида меди (II) в:

а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NH}_4\text{OH}$ ; в) концентрированной щелочи.

Составить уравнение реакции, происходящей при нагревании  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Сделать выводы о кислотно-основных свойствах и термической устойчивости гидроксида меди (II).

**Опыт 2.** Окислительные свойства соли меди (II)

*Выполнение опыта*

Налить в пробирку 3-4 мл раствора  $\text{CuSO}_4$  и прибавить такой же объем раствора  $\text{KI}$ . Наблюдать образование белого осадка  $\text{CuI}$ . Дать осадку отстояться и испытать раствор иодкрахмальной бумажкой.

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнение реакции  $\text{CuSO}_4 + \text{KI} = \dots$  и объяснить изменение окраски йодкрахмальной бумажки.

Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений меди (II).

**Опыт 3.** Получение оксида серебра

*Выполнение опыта*

В пробирку налить 3-4 капли раствора  $\text{AgNO}_3$  и добавить 1-2 капли раствора щелочи. Отметить цвет образующегося осадка.

*Запись результатов опыта*

Составить уравнение реакции образования оксида серебра.

**Опыт 4.** Действие щелочи на растворы солей металлов подгруппы цинка

*Выполнение опыта*

Налить в четыре пробирки по 1-2 мл растворов солей цинка, кадмия, ртути (I) и ртути (II). В каждую пробирку по каплям прибавить раствор щелочи до выпадения осадков. Отметить их цвет. Прилить во все пробирки избыток раствора щелочи. Какой из осадков растворяется?

*Запись результатов опыта*

Составить уравнения реакций взаимодействия вышеперечисленных солей с раствором щелочи.

Написать молекулярное и ионные уравнения реакции растворения осадка в избытке щелочи.

**Опыт 5.** Окислительные свойства солей ртути

*Выполнение опыта*

В пробирку налить 1-2 мл раствора нитрата ртути (II) и прибавить по каплям раствор  $\text{SnCl}_2$  до образования белого осадка хлорида ртути (I)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . К осадку добавить избыток раствора  $\text{SnCl}_2$ . Наблюдать постепенное образование серого осадка металлической ртути.

*Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций образования  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  и металлической ртути.

Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах солей ртути (II) и (I).

**Опыт 6.** Комплексные соединения цинка и кадмия

*Выполнение опыта*

Налить в одну пробирку 1-2 мл раствора соли цинка, в другую 1-2 мл раствора соли кадмия. В обе пробирки добавить по каплям раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$  до образования осадков, а затем до полного их растворения.

*Запись результатов опыта*

Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования гидроксидов и аммиакатов цинка и кадмия.

## **Работа №5**

**Тема работы** «Хром, марганец»

**Цель работы:** изучить химические свойства соединений хрома и марганца.

**Задание:** убедиться на опытах, что кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома и марганца зависят от степени окисления. Выполнить требования к результатам опытов, оформить и защитить отчет.



**Опыт 1.** Получение оксида хрома (III) (групповой)

*Выполнение опыта*

В фарфоровую чашку насыпать горкой небольшое количество дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и горячей спичкой нагреть его сверху. Наблюдать бурное разложение соли. Отметить цвет исходного вещества и продукта реакции. Проверить растворимость последнего в воде.

*Запись результатов опыта*

Написать уравнение реакции разложения дихромата аммония и сделать вывод, к какому типу ОВР относится данная реакция.

Сделать вывод о растворимости в воде оксида хрома (III).

**Опыт 2.** Получение и свойства гидроксида хрома (III)

*Выполнение опыта*

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли хрома (III) и добавить в каждую по каплям раствор щелочи до появления серо-зеленого осадка. Для определения свойств  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  добавить в первую пробирку раствор  $\text{HCl}$ , а во вторую концентрированный раствор щелочи до полного растворения осадков. (Пробирку с образовавшимся хромитом сохранить для опыта 3).

*Запись результатов опыта*

Написать уравнение реакции получения гидроксида хрома (III).

Составить уравнения реакций взаимодействия  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  с кислотой и щелочью.

Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

**Опыт 3.** Взаимные переходы хромата и дихромата

*Выполнение опыта*

Налить в одну пробирку 2-3 мл раствора хромата калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , а в другую - столько же дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Заметить окраску в обеих пробирках. В первую пробирку добавить 1-2 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую 1-2 мл раствора щелочи. Наблюдать изменения окраски.

*Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций перехода хромата в дихромат в кислой среде и дихромата в хромат в щелочной среде.

Сделать вывод о влиянии реакции среды на устойчивость хроматов и дихроматов.

**Опыт 4.** Окислительные свойства соединений хрома (VI)

*Выполнение опыта*

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и подкислить растворы 1 мл разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Затем в одну пробирку прилить немного свежеприготовленного раствора сульфита натрия, во вторую - раствора нитрита калия. Как изменится окраска растворов?

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнения реакций:



Сделать вывод, какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладают соединения хрома (VI).

**Опыт 5.** Получение и свойства гидроксида марганца (II)

*Выполнение опыта*

В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соли марганца (II) и в каждую добавить по каплям раствор щелочи до образования осадка. Отметить его цвет. В одну из пробирок прилить раствор кислоты, другую оставить на воздухе и наблюдать изменение цвета осадка. Осадок сохранить для опыта 3.

*Запись результатов опыта*

Составить уравнение реакции образования  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ .

Написать уравнение реакции растворения гидроксида марганца (II) в кислоте.

Написать уравнение реакции окисления гидроксида марганца (II) на воздухе до  $MnO(OH)_2$   
Сделать вывод о кислотно-основных свойствах  $Mn(OH)_2$ .

**Опыт 6.** Восстановительные свойства соединений марганца (II)

*Выполнение опыта*

В пробирку налить 2-3 мл раствора азотной кислоты  $HNO_3$  (1:1) и 2-3 капли раствора сульфата марганца  $MnSO_4$ , перемешать и на кончике шпателя добавить висмутата натрия  $NaBiO_3$ . По изменению окраски раствора определить образовавшееся соединение.

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнение реакции



Сделать вывод, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют соединения марганца (II).

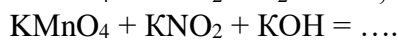
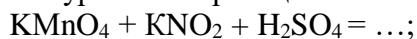
**Опыт 7.** Влияние среды на характер восстановления перманганата калия

*Выполнение опыта*

В три пробирки налить по 2-3 мл раствора перманганата калия и добавить: в первую - 1-2 мл раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, а в третью 1-2 мл концентрированной щелочи. Во все три пробирки добавить по каплям раствор нитрита калия  $KNO_2$  до исчезновения фиолетового окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадков определить соединения марганца.

*Запись результатов опыта*

Закончить уравнения реакций:



Сделать вывод о характерной степени окисления марганца в кислой, нейтральной и щелочной среде.

## **Работа №6**

**Тема работы** «Железо, кобальт, никель»

**Цель работы** -изучить химические свойства соединений железа, кобальта, никеля.

**Задание:** получить гидроксиды железа (II), кобальта (II), никеля (II) и изучить их окислительно-восстановительные свойства; убедиться на опытах, что соединения железа (II) проявляют восстановительные, а железа (III) - окислительные свойства; получить комплексные соединения никеля и кобальта. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

**Опыт 1.** Получение и свойства гидроксида железа (II)

*Выполнение опыта*

Налить в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора  $FeSO_4$  и прилить такой же объем щелочи. Наблюдать выделение осадка. Через несколько минут наблюдается побурение осадка. Почему?

*Запись результатов опыта*

Написать уравнения реакций получения гидроксида железа (II).

Составить уравнение реакции окисления гидроксида железа (II). до  $Fe(OH)_3$  под действием кислорода воздуха и воды.

**Опыт 2.** Получение и свойства гидроксида кобальта (II)

#### *Выполнение опыта*

Налить в две пробирки по 1-2 мл раствора  $\text{CoCl}_2$ , добавить 1-2 мл раствора щелочи. Наблюдать осаждение синей формы  $\text{Co}(\text{OH})_2$ . Нагреть содержимое одной пробирки. Образуется  $\text{Co}(\text{OH})_2$  розового цвета. При стоянии на воздухе  $\text{Co}(\text{OH})_2$  окисляется до  $\text{Co}(\text{OH})_3$ . Быстро ли происходит эта реакция?

В другую пробирку с  $\text{Co}(\text{OH})_2$  прилить несколько капель раствора пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Что наблюдается?

#### *Запись результатов опыта*

Составить уравнения реакций получения гидроксида кобальта (II) и окисление его на воздухе до  $\text{Co}(\text{OH})_3$ .

Написать уравнение реакции окисления  $\text{Co}(\text{OH})_2$  пероксидом водорода.

Сделать вывод о скорости окисления  $\text{Co}(\text{OH})_2$  под действием кислорода воздуха и пероксида водорода.

#### **Опыт 3.** Получение и свойства гидроксида никеля (II)

##### *Выполнение опыта*

В пробирку налить 1-2 мл раствора  $\text{NiCl}_2$ , добавить столько же раствора щелочи. Наблюдать образование осадка, отметить его цвет. Затем прилить несколько капель пероксида водорода. Изменяется ли цвет осадка?

##### *Запись результатов опыта*

Написать уравнение реакции получения гидроксида никеля (II).

Сделать вывод о характере изменения восстановительной активности в ряду  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  -  $\text{Co}(\text{OH})_2$  -  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ .

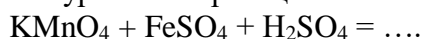
#### **Опыт 4.** Восстановительные свойства иона $\text{Fe}^{2+}$

##### *Выполнение опыта*

Налить в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора  $\text{FeSO}_4$ , добавить 1-2 мл разбавленной серной кислоты и прилить раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . Почему происходит обесцвечивание?

##### *Запись результатов опыта*

Закончить уравнение реакции



Сделать вывод, какие свойства (окислительные или восстановительные) характерны для соединений железа (II).

#### **Опыт 5.** Окислительные свойства иона $\text{Fe}^{3+}$

##### *Выполнение опыта*

К 1-2 мл раствора иодида калия  $\text{KI}$  прилить 1-2 мл хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$  до появления коричневой окраски раствора. Раствор разбавить до бледно-желтого цвета и опустить в него полоску йодкрахмальной бумаги. Что наблюдается?

##### *Запись результатов опыта*

Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции взаимодействия иодида калия с хлоридом железа (III).

Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений железа (III).

#### **Опыт 6.** Получение комплексных соединений кобальта

##### *Выполнение опыта*

К 1-2 мл раствора соли кобальта (II) прилить такой же объем концентрированного раствора  $\text{KSCN}$ . Образуется комплексная соль кобальта, раствор которой имеет синюю окраску.

##### *Запись результатов опыта*

Составить уравнение реакции образования комплексной соли кобальта, учитывая, что координационное число кобальта равно 4.

### Опыт 7. Получение комплексных соединений никеля

#### Выполнение опыта

Налить в пробирку 1-2 мл раствора соли никеля (II), прилить раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$  до образования осадка основной соли. К полученному осадку прилить избыток гидроксида аммония до растворения осадка. Наблюдать образование сине-фиолетового раствора аммиаката никеля.

#### Запись результатов опыта

Составить уравнение реакции образования основной соли никеля (II).

Составить уравнение реакции образования комплексной соли никеля, учитывая, что координационное число никеля равно 4.

### Работа №7

#### Тема работы «Коррозия металлов»

**Цель работы** - изучить понятия «коррозия металлов», «химическая и электрохимическая коррозия», способы защиты металлов от коррозии

**Задание:** провести опыты и выявить влияние образования гальванической пары на процесс растворения металла в кислоте; роль оксидной пленки в ослаблении коррозии; защитные свойства катодных и анодных покрытий. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет

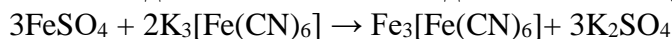
#### Опыт 1. Качественная реакция на ионы $\text{Fe}^{2+}$

Постановка этого опыта обусловлена тем, что при исследовании процессов, протекающих при электрохимической коррозии железа, необходимо будет экспериментально определить, в каких условиях этот металл подвергается коррозионному разрушению.

Известно, что для Fe наиболее характерными степенями окисления являются +2 и +3. При коррозии железа будет происходить его окисление и образование соединений железа (II) ( $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ). В аналитической химии существует качественная реакция, с помощью которой в водных растворах обнаруживают ионы  $\text{Fe}^{2+}$ . Так, качественной реакцией на ионы  $\text{Fe}^{2+}$  является реакция взаимодействия солей железа (II) с цианидным комплексом железа, входящим в состав красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - гексацианоферрат (III) калия/ Данная реакция позволяет обнаружить ионы  $\text{Fe}^{2+}$ , что и будет являться экспериментальным подтверждением коррозионного разрушения железа.

#### Выполнение опыта

Приготовьте раствор соли железа (II) Для этого микрошпателем в пробирку насыпьте кристаллический сульфат железа (II) и растворите его в воде. К полученному раствору  $\text{FeSO}_4$  добавьте 2-3 капли раствора и гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . При этом образуется темносиний осадок комплексного соединения железа (II), который называется турнбулевой синью:



#### Запись результатов опыта

Напишите молекулярное, ионное и сокращенное ионное уравнения данной реакции

В выводе объясните, почему ионы  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  обуславливают качественное определение ионов  $\text{Fe}^{2+}$  в растворе и обоснуйте возможность использования этой качественной реакции для определения коррозионного разрушения железа.

#### Опыт 2. Электрохимическая коррозия железа с водородной деполяризацией

#### Выполнение опыта

Возьмите две пластинки: одну из луженого, а другую - из оцинкованного железа. Нарушите целостность защитного покрытия путем нанесения на поверхность каждой пластинки глубокой царапины. Поместите пластинки в плоскодонную стеклянную чашечку и на царапину нанесите

с помощью пипетки сначала по капле раствора разбавленной серной кислоты, а затем - по капле раствора красной кровяной соли

*Запись результатов опыта*

Укажите, в каком случае появляется синее окрашивание поврежденной поверхности? О чем это свидетельствует?

Рассмотрите механизм электрохимической коррозии, используя следующий алгоритм:

Составьте схему коррозионной гальванопары  $Me_1$  /среда/  $Me_2$ .

Укажите окислитель ( $H^+$  или  $O_2$ ). Окислитель задается характером среды

Определите, какой из металлов выступит в роли анода, а какой - катода? Для этого сравните значения стандартных электродных потенциалов металлов. При этом примите во внимание, что анодом всегда является более активный металл. Другой, соответственно, менее активный металл, является катодом. Более того, анод является восстановителем.

Укажите направление движения электронов на схеме коррозионной гальванопары (от анода к катоду).

Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на электродах, учитывая, что на аноде происходит процесс окисления, а на катоде - процесс восстановления

Составьте суммарное ионное, а затем молекулярное уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей при электрохимической коррозии.

В выводе объясните причину коррозионного разрушения луженого железа. Определите природу металлического покрытия: какими покрытиями (анодными или катодными) по отношению к железу являются олово и цинк?

Введите понятие анодного и катодного покрытия. Покажите, какое из них способно защищать железо от коррозионного разрушения при нарушении целостности покрытия.

### **Опыт 3.** Электрохимическая коррозия железа с кислородной деполяризацией

*Выполнение опыта*

В две пробирки влейте по 2-3 мл раствора поваренной соли и в каждую из них добавьте по несколько капель красной кровяной соли. В первую пробирку поместите железную скрепку, обмотанную медной проволочкой, во вторую - железную скрепку с зажатой в нее цинковой гранулой. Наблюдайте за изменением окраски раствора.

*Запись результатов опыта*

Отметьте, в какой из пробирок происходит изменение цвета раствора, и объясните причину наблюдаемого явления

Разберите механизм электрохимической коррозии, происходящей при контакте двух металлов ( $Fe - Cu$  и  $Fe - Zn$ ) в нейтральной среде согласно алгоритму, приведенному в опыте 4.

В выводе объясните причину коррозионного разрушения железа, находящегося в контакте с медью. Ответьте на вопрос, почему чистое железо менее подвержено коррозии по сравнению с железом, содержащим в своем составе примеси менее активных металлов.

## **Работа №8**

**Тема работы** «Электролиз»

**Цель работы:** изучить понятие «электролиз», рассмотреть анодные и катодные процессы при электролизе растворов различных солей.

**Задание:** провести электролиз водных растворов солей. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

### **Опыт 1.** Электролиз раствора иодида калия

*Выполнение опыта*

В U-образную трубку налить приблизительно до половины раствора иодида калия. Вставить в оба колена трубки угольные электроды и подключить прибор к источнику постоянного электрического тока. Наблюдать окрашивание раствора у анода и выделение газа на катоде. Почему на катоде не выделяется металлический калий? Отключить ток и прибавить 2-3 капли раствора фенолфталеина в катодное пространство. Что наблюдается?

*Запись результатов опыта*

Составить схему электролиза водного раствора KI . Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

Появление каких ионов в процессе электролиза обуславливает окраску индикатора в катодном пространстве? Указать pH раствора.

**Опыт 2.** Электролиз раствора сульфата натрия

*Выполнение опыта*

В U-образную трубку налить раствор сульфата натрия. Погрузить электроды, включить ток и наблюдать выделение пузырьков газа на электродах. Через 1-2 мин отключить ток и добавить в оба колена трубки по несколько капель раствора лакмуса. Обратит внимание на различную окраску лакмуса в анодном и катодном пространстве.

*Запись результатов опыта*

Составить схему электролиза водного раствора Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

Указать вещества, которые образуются у катода и анода и изменяют окраску индикатора. Каково значение pH в анодном и катодном пространстве?

**Опыт 3.** Электролиз раствора сульфата меди

*Выполнение опыта*

Налить в U-образную трубку раствор сульфата меди. Пользуясь угольными электродами, пропускать ток в течение 4-5 мин. Какое вещество выделяется на катоде? Выделяется ли газ на аноде?

*Запись результатов опыта*

Составить схему электролиза водного раствора CuSO<sub>4</sub>. Написать уравнения электродных и суммарной реакций. Указать продукты электролиза.

Назвать вещество, которое образуется у анода (в анодном пространстве) и указать pH среды.

**Опыт 4.** Электролиз с растворимым анодом

*Выполнение опыта*

Присоединить электрод с отложившейся в предыдущем опыте медью к положительному полюсу источника тока, а другой электрод - к отрицательному полюсу, пропускать электрический ток. Наблюдать растворение меди с анода и выделение ее на катоде.

*Запись результатов опыта*

Составить схему электролиза раствора сульфата меди с медным анодом. Написать уравнения электродных реакций.