

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Емельянов Сергей Геннадьевич
Должность: ректор
Дата подписания: 26.09.2022 15:09:40
Уникальный программный ключ:
9ba7d3e34c012eba476ffd2d064cf2781953be730df2374d16f3c0ce536f0fc6

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Юго-Западный государственный университет»
(ЮЗГУ)

Кафедра фундаментальной химии и химической технологии

УТВЕРЖДАЮ
Проректор по учебной работе
« 15 » _____ 2017 г.
Ю. С. Локтионова



ХИМИЯ

Методические указания по выполнению лабораторных работ и
практических занятий для студентов направления подготовки
21.05.04 заочной формы обучения

Курск 2017

УДК 540

Составитель Е. А. Фатьянова

Рецензент

Кандидат химических наук, доцент *Н.В. Кувардин*

Химия: методические указания по выполнению лабораторных работ и практических занятий для студентов направления подготовки 21.05.04 заочной формы обучения / Юго-Зап. гос. ун-т; сост. Е.А.Фатьянова. - Курск, 2017. – 21с.:табл. 2. -Библиогр.: с. 21.

Предназначены для подготовки к выполнению лабораторных работ и практическим занятиям по дисциплине «Химия».

Содержат описание лабораторных работ, проводимых в рамках изучения дисциплины «Химия», требования к оформлению отчета. Содержат рекомендованные задания для выполнения студентами на практических занятиях. Задания приведены с конкретизацией по темам практических занятий.

Методические указания предназначены для студентов направления подготовки 21.05.04 Горное дело заочной формы обучения.

Текст печатается в авторской рецензии

Подписано в печать 15.12.17. Форма 60x84 1/16.
Усл. печ. л. 4,2. Уч.-изд. л. 1,1. Тираж 100 экз. Заказ. 3308. Бесплатно
Юго-Западный государственный университет.
305040, г. Курск, ул. 50 лет Октября, 94.

Введение

Лабораторный практикум – совокупность лабораторных работ – является неотъемлемой составляющей при изучении любой химической дисциплины.

Данные методические указания предназначены для подготовки к лабораторным работам по дисциплине «Химия» студентами направления подготовки 21.05.04 Горное дело заочной формы обучения. Методические указания содержат описания лабораторных работ, включённых в лабораторный практикум данной дисциплины, требования к отчёту, вопросы для самоподготовки.

Методические указания позволяют подготовиться к выполнению экспериментальной части лабораторной работы, произвести требуемые расчёты и оформить отчёт.

Целью практических занятий является формирование навыков выполнения расчетных и других заданий, а также закрепление знаний, полученных на лекциях и в ходе самостоятельной работы по дисциплине «Химия».

В методических указаниях приводятся задания, которые рекомендуются для выполнения на практических занятиях, однако они не ограничивают возможности преподавателя использовать задания из сборников задач и упражнений, предложенных в списке рекомендованной литературы.

К лабораторному занятию студенты готовятся заранее, изучая теоретический материал, методику выполнения эксперимента и требования к отчёту.

Общие вопросы по организации подготовки и выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия»

Лабораторные работы наряду с лекционными и практическими занятиями позволяют вырабатывать у студента знания, умения и навыки, таким образом, позволяя формировать у него компетенции.

Согласно учебному плану лабораторные работы предусмотрены в обоих семестрах изучения дисциплины. Лабораторный практикум обоих семестров составляет 8 академических часов. Перечень лабораторных работ представлен в таблице 1.

Таблица 1. Лабораторные работы

№	Наименование лабораторной работы	Объем, час
1	2	3
I семестр		
1.	Реакции ионного обмена	2
2.	Окислительно-восстановительные реакции.	2
Итого за семестр		4
II семестр		
1.	Свойства соединений углерода и кремния	2
2.	Свойства d-элементов: железа, меди, цинка	2
Итого за семестр		4
Итого		8

Порядок выполнения лабораторного практикума включает следующие этапы: изучение теоретического материала по теме лабораторной работы с использованием учебников и конспекта лекций, выполнение эксперимента (лабораторной работы), обработка результатов, оформление отчета и домашнего индивидуального задания к нему, собеседование по лабораторной работе.

Лабораторные работы, представленные для выполнения, не требуют сложного оборудования. Перечень оборудования для первого семестра указан в указаниях для первого семестра. Для второго семестра требуются пробирки, спиртовки, держатель для пробирок, пробки с газоотводными трубками, фарфоровые чашечки.

ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1 семестр

Лабораторная работа

РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Опыт 1 **Образование малорастворимых веществ**

В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — хлорида железа (III) FeCl_3 , во вторую — силиката натрия Na_2SiO_3 , в третью — разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Добавьте в них по такому же количеству растворов: первую пробирку —

гидроксида натрия, во вторую — соляной кислоты, в третью — хлорида бария. Наблюдайте в первом случае выпадение осадка гидроксида железа (III), во втором — метакремниевой кислоты, в третьем — сульфата бария.

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

Опыт 2 Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия NaCH_3COO , во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Во вторую пробирку добавьте 4 н. раствора щелочи и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, протекающей в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его распада на аммиак и воду.

Опыт 3. Образование летучих продуктов реакции

Поместите в две пробирки по 5—7 капель раствора соды Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе иона CO_3^{2-} , для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты (1:1) и наблюдайте выделение газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок CaCO_3 ? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции взаимодействия соды с серной кислотой.

Вопросы для самостоятельной подготовки

1. Какие вещества относятся к группе электролитов? Механизм распада электролитов на ионы.

2. Диссоциация кислот, основания, солей (средних, основных, кислых, двойных). Ступенчатая диссоциация.
3. Степень и константа электролитической диссоциации. Зависимость их от различных факторов. Состояние сильных и слабых электролитов в растворах. Закон Оствальда.
4. Реакции обмена в растворах электролитов. Направление протекания реакций ионного обмена. Составление уравнений реакций обмена в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
5. Произведение растворимости. Условия, необходимые для образования осадка и его растворения.
6. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Понятие о водородном показателе среды (рН). Методы определения рН среды.
7. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза солей. Механизм гидролиза солей разных групп: по катиону, по аниону, по катиону-аниону.
8. рН растворов солей различных типов.
9. Составление уравнений гидролиза солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
10. Понятия степени и константы гидролиза. Расчёт данных величин.
11. Влияние на равновесие реакции гидролиза внешних факторов (разбавления, температуры, рН среды).

Лабораторная работа

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 1. Восстановительные свойства металлов

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,1М раствора серной кислоты. В одну пробирку внесите цинк, в другую – железо, а в третью – медь.

Запишите наблюдения, составьте уравнения происходящих реакций и объясните результаты опыта.

Опыт 2. Влияние рН среды на окислительно-восстановительные реакции

В три пробирки налейте по 3мл раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую пробирку прилейте 2мл 1М раствора серной кис-

лоты, во вторую – 2мл воды, в третью – 2мл 2М раствора гидроксида калия.

В каждую пробирку добавьте по 3мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 .

Запишите наблюдения, составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций и объясните результаты опыта.

Обратите внимание на то, что фиолетовая окраска характерна для ионов MnO_4^- , слабо-розовая – для ионов Mn^{2+} , зеленая – для ионов MnO_4^{2-} , бурый цвет имеют осадки MnO_2 и $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства нитрит – иона NO_2^-

1. К подкисленному раствору иодида калия KI (под тягой!) добавьте несколько капель раствора нитрита натрия NaNO_2 и несколько капель раствора крахмала. Что наблюдаете?

2. К подкисленному раствору перманганата калия KMnO_4 добавьте до обесцвечивания раствор нитрита натрия. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций. Объясните, какова функция NaNO_2 в опытах 1 и 2.

Вопросы для самостоятельной подготовки

1. Дайте понятие степени окисления?
2. Как определить степени окисления для элементов, входящих в состав молекул или сложных ионов? Приведите примеры.
3. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным реакциям?
4. Дайте понятие процессов окисления и восстановления. Приведите примеры.
5. Что называется окислителем? Какие элементы или их соединения с точки зрения строения электронной оболочки атома проявляют окислительные свойства? Где в периодической системе располагаются такие элементы?
6. Что называется восстановителем? Какие элементы или их соединения с точки зрения строения электронной оболочки атома проявляют восстановительные свойства? Где в периодической

системе располагаются такие элементы?

7. Дайте понятие окислительно-восстановительной двойственности.
8. Что происходит с окислителем и восстановителем во время окислительно-восстановительных процессов?
9. Какие окислительно-восстановительные реакции можно отнести к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры.
10. Какие окислительно-восстановительные реакции можно отнести к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры.
11. Какие окислительно-восстановительные реакции относятся к реакциям диспропорционирования? Приведите примеры.
12. Какой баланс должен выдерживаться в окислительно-восстановительных реакциях? Как это достигается?
13. Дайте понятие методу электронных уравнений.
14. Как определить термодинамическую возможность осуществления окислительно-восстановительной реакции в растворе в заданном направлении?
15. Как рассчитывается эквивалентная масса окислителя и восстановителя? Приведите примеры.
16. Какие свойства проявляют свободные металлы в окислительно-восстановительных реакциях?
17. Какая величина служит количественной характеристикой восстановительной активности металла в водном растворе?
18. Какие выводы о восстановительной активности металла позволяет сделать его положение в ряду напряжений металлов?

ОПИСАНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2 семестр

Лабораторная работа **СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ УГЛЕРОДА И КРЕМНИЯ**

Опыт 1. Адсорбционная способность активного угля

В конические колбы наливают по 50 мл воды и по несколько капель растворов лакмуса, фуксина или чернил для авторучек. При-

готовленные растворы пропускают через заполненную активированным углем колонку. Наблюдают обесцвечивание растворов.

Опыт 2. Взаимодействие CO_2 с водой и раствором щелочи

В одну пробирку наливают воду, в другую - 5%-ный раствор NaOH . Добавляют по 2-3 капли: к воде - раствор синего лакмуса, к NaOH - раствор фенолфталеина. Через растворы в пробирках пропускают диоксид углерода.

Опыт 3. Получение карбонатов щелочноземельных металлов и их растворение в воде

В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} : и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбонатов. К полученным осадкам добавить по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 4. Получение не растворимых гидроксокарбонатов

В пробирки набирают по 5-6 капель водных растворов солей: Mg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} и прибавляют к ним по столько же раствора Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков гидроксокарбонатов. Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 5. Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия

В две пробирки внести по 3-4 капли нейтрального лакмуса. В одну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, в другую - такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать уравнение в ионном и молекулярном виде по каждой ступени гидролиза. В каком случае гидролиз протекает слабее? Почему?

Опыт 6. Влияние иона CO_3^{2-} на гидролиз некоторых солей

К растворам солей железа (III) и олова (II) добавить по 3-5 капель раствора карбоната натрия. Отметить выделение газа и образование гидроксидов соответствующих металлов. Написать урав-

нения соответствующих реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему гидролиз идет практически до конца?

Опыт 7. Получение кремневой кислоты

В пробирку наливают 3 мл конц. HCl, 3мл 10%-го раствора силиката натрия (растворимого стекла) и перемешивают стеклянной палочкой. Получается коллоидный раствор — золь кремневой кислоты. Содержимое пробирки нагревают, при этом происходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок геля кремневой кислоты.

Опыт 8. Получение малорастворимых солей кремневой кислоты

В 4 пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - хлорида кальция, во - вторую - нитрата кобальта, в третью - ацетата свинца, в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвет осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Вопросы для самостоятельной подготовки

1. Опишите положение углерода и кремния в периодической системе элементов и электронную структуру их атомов?
2. Какова валентность атома углерода в соединениях? Какие степени окисления он проявляет в соединениях?
3. Каковы модификации углерода и кремния? Опишите их свойства.
4. Какова классификация карбидов? Укажите их основные свойства.
5. Назовите оксиды углерода, опишите их свойства.
6. Какова формула угольной кислоты, как она диссоциирует в водных растворах, каковы свойства карбонатов и гидрокарбонатов?
7. Опишите свойства кремниевой кислоты. Какова ее растворимость?
8. Опишите поведение олова и свинца в агрессивных средах.
9. Укажите возможные степени окисления олова и свинца, их относительную устойчивость.
10. Опишите кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства олова и свинца.

Лабораторная работа

СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ: ЖЕЛЕЗА, МЕДИ, ЦИНКА

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

В пробирку набирают 5-6 капель раствора соли Mn^{2+} , добавляют раствор щелочи и взбалтывают. Наблюдают выделение осадка и изменение его окраски вследствие окисления кислородом воздуха. Испытывают отношение осадка гидроксида к кислотам и растворам щелочей. Написать уравнения реакций получения гидроксида марганца (II), его окисления кислородом воздуха до $Mn(OH)_2$, его взаимодействия с серной кислотой.

Опыт 2. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония и сульфатом марганца (II). Отметить цвета осадков. Раствор сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2н. раствора кислоты.

Опыт 3. Окисление перманганатом калия сульфата марганца (II)

В пробирку внести 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца (II). Отметить исчезновение окраски и образование бурого осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе? Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В обе пробирки добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть на маленьком пламени горелки. Отметить изменение цвета раствора в первой пробирке и постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца во второй. Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Получение солей хрома (II)

В пробирку набирают 10-12 капель раствора соли Cr^{3+} и добавляют столько же концентрированной HCl . В раствор вносят гранулу цинка и наблюдают изменение окраски раствора.

Опыт 6. Свойства солей хрома (II)

Полученный в опыте 5 раствор соли хрома (II) делят на две части. К одной части добавляют концентрированный водный раствор аммиака, к другой части приливают концентрированный раствор ацетата натрия. Наблюдают изменение окраски.

Опыт 7. Свойства оксида хрома (III)

Разделить полученный оксид на 2 части, поместить в фарфоровые тигельки. В один из них добавить равный объем пиросульфата калия $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$, во второй - равный объем карбоната натрия и сплавить полученный смеси. Охладить продукты сплавления, перенести в пробирки и растворить в малом количестве воды. Отметить цвет растворов в двух пробирках. Написать уравнения соответствующих реакций сплавления.

Опыт 8. Гидролиз солей хрома (III)

В три пробирки налить раствор сульфата хрома (III). В первую пробирку добавить раствор лакмуса. Как изменился цвет индикатора. Написать уравнение гидролиза в ионной и молекулярной формах. Во вторую пробирку прибавить раствор карбоната натрия до образования осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Отметить выделение газа. Написать уравнение совместного гидролиза в ионном и молекулярном видах. В третью пробирку добавить избыток щелочи. Полученный раствор хромита нагреть на водяной бане до выпадения осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение соответствующих реакций.

Опыт 9. Переход дихромата калия в хромат и обратно

К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор NaOH до изменения окраски. Полученный раствор подкислить раствором 2 н. серной кислоты. Наблюдать изменение окраски. Записать реакцию равновесия хромат/дихромат и объяснить влияние среды на это равновесие.

Опыт 10. Получение гидроксида меди (II) и исследование его свойств

а) Внести в пробирку по 3-4 капли раствора сульфата меди (II) и 2н. раствора щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка гидрокси-

да меди (II). Осторожно нагреть пробирку с полученным осадком. Как изменяется цвет осадка при превращении гидроксида меди (II) в оксид? Написать уравнения реакций образования гидроксида меди (II) и его разложения.

б) Получить в двух пробирках гидроксид меди (II). К полученным осадкам прибавить в одну пробирку 5-6 капель 2н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2н. раствора щелочи. В каком случае происходит растворение осадка? Какой вывод можно сделать из этого опыта о свойствах гидроксида меди (II)? В избытке концентрированного раствора щелочи гидроксид меди (II) растворяется с образованием купратов типа $K_2[Cu(OH)_4]$. Однако последние весьма неустойчивы и при разбавлении раствора разлагаются с выделением $Cu(OH)_2$. Это показывает, что кислотные свойства гидроксида меди (II) выражены чрезвычайно слабо.

Опыт 11. Получение иодида меди (I)

Внести в пробирку по 3 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. Отметить образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в желтый цвет. Доказать с помощью крахмала, что желтая окраска обусловлена выделением свободного йода. Для определения цвета выпавшего осадка иодида меди (I) необходимо свободный йод, маскирующий своей окраской цвет осадка, перевести в бесцветный ион. Для этого прибавить в пробирку несколько капель сульфита натрия до исчезновения желтой окраски. Осадок сохранить для опыта 12а. Каков цвет иодида меди (I)? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 12. Комплексные соединения меди

а) комплексный тиосульфат меди (I). В пробирку с осадком иодида меди (I), полученном в опыте 11, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать полное растворение осадка, происходящее вследствие образования хорошо растворимого комплексного тиосульфата меди (I). Написать уравнение протекающей реакции, учитывая, что ионы $S_2O_3^{2-}$ являются монодентатными лигандами, координационное число Cu^{2+} -иона равно 2.

б) аминокомплекс меди (II). В пробирку с раствором сульфата меди (II) (2-3 капли) прибавить по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка основной соли $(CuOH)_2SO_4$, выпавшего при добавлении первых капель раствора аммиака. Отметить

окраску исходного раствора сульфата меди и раствора, получившегося после растворения осадка. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 13. Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{2+} . К раствору соли Мора добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 14. Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Данная реакция является качественной реакцией на ион Fe^{3+} . К раствору хлорида железа (III) добавить небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 9. Получение гидроксида железа (III) и его свойства

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа(III) и добавить по 3-4 капли 2н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 11. Комплексные соединения железа

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония и 2 капли 2н. раствора фтороводородной кислоты. Что наблюдается? Учитывая, что комплексный ион $[\text{FeF}_6]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнения соответствующих реакций.

Вопросы для самостоятельной подготовки

1. К какому электронному семейству относятся марганец?
2. Какова электронная структура атома марганца?
3. Какие степени окисления он проявляют в соединениях?

4. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере марганца. Укажите амфотерные оксиды и гидроксиды.

5. Какие формы существования марганца стабильны в средах кислот, щелочей и нейтральной? Какие продукты дает перманганат-ион при восстановлении в разных средах?

6. К какому электронному семейству относятся хром? Какова электронная структура атома хрома?

7. Какие степени окисления он проявляют в соединениях? В какой степени окисления хром не образует устойчивых соединений?

8. Каковы катионная и анионная формы существования хрома (III) в растворах? Каковы условия преимущественного существования той или другой формы?

9. Каковы общие правила изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов при повышении степени окисления атома? Продемонстрируйте на примере хрома.

10. Запишите хромат - дихроматное равновесие. Каковы условия перехода хромата в дихромат и обратно?

11. Указать положение меди и серебра в периодической системе элементов. Какова электронная конфигурация их атомов?

12. Почему восстановительные свойства у меди и серебра выражены слабее, чем у щелочных металлов?

13. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?

14. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?

15. Охарактеризуйте склонность меди и серебра к комплексообразованию.

16. Описать отношение меди и серебра к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям.

17. Указать положение цинка и кадмия в периодической системе элементов. Какой из этих элементов обладает наиболее выраженными металлическими свойствами? Почему?

18. Какие степени окисления они проявляют в соединениях?

19. Каковы кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов?

20. Охарактеризуйте склонность цинка и кадмия к комплексообразованию.

21. Описать отношение цинка и кадмия к воде, растворам щелочей, кислотам окислителям и кислотам не окислителям

22. Какие элементы входят в подгруппу железа? Почему эти элементы объединены в одну подгруппу.

23. Охарактеризовать положение элементов подгруппы железа в периодической системе элементов. Какова их электронная конфигурация? Какие степени окисления могут проявлять эти элементы в их соединения?

24. Как ведут себя элементы подгруппы железа в агрессивных средах (вода, растворы кислот и щелочей)?

25. Какой из ионов Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} обладает более сильными восстановительными свойствами? Привести примеры

26. В какой степени окисления ион железа обладает окислительными свойствами? Как можно различит ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

27. Охарактеризовать кислотно-основные свойства гидроксидов элементов подгруппы железа. Чем отличается поведение гидроксидов этих элементов в растворе аммиака?

28. Сравните комплексообразующие свойства элементов подгруппы железа.

Общие вопросы по организации подготовки и выполнению лабораторных работ по дисциплине «Химия»

Практические занятия наряду с лекционными и лабораторными занятиями позволяют вырабатывать у студента знания, умения и навыки, таким образом, позволяя формировать у него компетенции.

Объем практических занятий составляют 6 академических часов. Перечень практических занятий представлен в таблице 2.

Таблица 2. Практические занятия

№	Наименование практического занятия	Объём, час.
1	2	3
I семестр		
1.	Электрохимические системы	2

II семестр		
1.	Основные химические свойства металлов	2
2.	Идентификация соединений. Основные понятия аналитической химии	2
Итого		6

Задания, рекомендованные для выполнения на практических занятиях

Электрохимические системы

1. Рассчитайте потенциал водородного электрода, рН раствора которого равен 3. Сделайте вывод о процессах, протекающих на данном водородном электроде, если другим электродом в гальваническом элементе будет стандартный свинцовый? Произойдут ли изменения в процессах, протекающих на электродах, если водородный электрод также будет стандартным?

2. Рассчитайте потенциал водородного электрода, $[H^+]$ в котором равна 0,01 моль/л. Сделайте вывод о процессах, протекающих на данном водородном электроде, если другим электродом в гальваническом элементе будет стандартный медный? Произойдут ли изменения в процессах, протекающих на электродах, если водородный электрод также будет стандартным?

3. Рассчитайте потенциал водородного электрода рН раствора, которого равен 4. Сделайте вывод о процессах, протекающих на данном водородном электроде, если другим электродом в гальваническом элементе будет стандартный кобальтовый? Произойдут ли изменения в процессах, протекающих на электродах, если водородный электрод также будет стандартным?

4. Определите рН раствора электролита водородного электрода, потенциал которого составляет -0,118 В.

5. Потенциал водородного электрода равен -0,18 В. Определите концентрацию ионов водорода в нём. Сравните её значение с $[H^+]$ в стандартном водородном электроде.

6. Рассчитайте ЭДС концентрационного марганцового гальванического элемента, если концентрации ионов марганца в растворах электродов следующие: 0,1 моль/л и 0,01 моль/л. Какой из

электродов будет катодом, какой – анодом?

7. Рассчитайте ЭДС концентрационного оловянного гальванического элемента, если концентрации ионов олова в растворах электродов следующие: 1 моль/л и 0,001 моль/л. Какой из электродов будет катодом, какой – анодом?

8. Раствор, какой концентрации соли никеля нужно приготовить, чтобы получить никелевый электрод с потенциалом, равным – 0,31 В. В каком электроде – данном или стандартном – выше концентрация ионов никеля?

9. Какой электрод в гальваническом элементе, состоящем из кадмиевого и железного электродов, будет окисляться, если концентрация ионов кадмия в растворе составляет 0,001 моль/л, а железный электрод стандартный. Произойдут ли изменения в электродных процессах, если кадмиевый электрод также будет стандартным?

10. Какой электрод в гальваническом элементе, состоящем из свинцового и оловянного электродов, будет окисляться, если концентрация ионов свинца в растворе составляет 0,01 моль/л, а концентрация ионов олова – 1,0 моль/л. Произойдут ли изменения в электродных процессах, если свинцовый электрод будет стандартным?

11. Определите концентрацию ионов меди в растворе электролита электрода, чтобы его потенциал стал равен 0,25 В. Как изменится концентрация ионов меди по сравнению с таковой в стандартном медном электроде?

12. Определите концентрацию ионов серебра в растворе электролита электрода, чтобы его потенциал стал равен 0,74 В. Как изменится ЭДС гальванического элемента, в котором этот электрод будет катодом?

Основные химические свойства металлов

1. При непосредственном взаимодействии алюминия с фтором образуется малорастворимый и тугоплавкий фторид. Последний с фторидами щелочных металлов образует комплексный фторид. В промышленности криолит можно получить обработкой гидроксида алюминия плавиковой кислотой и содой. Составьте уравнения всех указанных реакций.

2. Напишите уравнение окислительно-восстановительного процесса, составив электронно-ионный баланс: $Al + HCl(\text{конц}) \rightarrow$
 Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя
 Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

3. Растворимость $TlCl$ составляет при $20^\circ C$ $12 \cdot 10^{-3}$ г на 200г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.

4. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений: $Ga \rightarrow Ga_2O_3 \rightarrow GaCl_3 \rightarrow Li[GaH_4] \rightarrow Ga(OH)_3 \rightarrow K_3[Ga(OH)_6]$.

5. Напишите уравнение окислительно-восстановительного процесса, составив электронно-ионный баланс: $Na_2B_2O_7 + MnSO_4 \rightarrow$.
 Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя.
 Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

6. Если $c(NH_4OH) = 2$ моль/л, то какой объем этого раствора был взят для осаждения $Al(OH)_3$ из раствора ($\rho = 1,3$ г/л) объемом 200 мл, в котором массовая доля $AlCl_3$ составляет 30%?

7. Определите направление реакции и нужную среду, подберите коэффициенты с электронно-ионными уравнениями и напишите полное уравнение реакции, которая возможна в системах:
 $CrO_2^- + Br_2 \leftrightarrow CrO_4^{2-} + 2Br^-$; $Cr^{3+} + Fe^{3+} \leftrightarrow Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+}$.

8. Напишите уравнение окислительно-восстановительного процесса, составив электронно-ионный баланс: $FeWO_4 + Na_2CO_3 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + Na_2WO_4 + \dots$.
 Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя. Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

9. К 5,88 г $K_2Cr_2O_7$ добавляют избыток $HCl(\text{конц})$. Рассчитайте, какой объем (н.у.) газа при этом выделится. В полученный раствор вносят цинк. Наблюдают изменение окраски раствора. Что происходит при стоянии конечного продукта на воздухе?

10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения $Mo \rightarrow MoO_3 \rightarrow Mo \rightarrow Na_2MoO_4 \rightarrow H_2MoO_4 \rightarrow (MoO_2)SO_4$.

11. Напишите уравнение окислительно-восстановительного процесса, составив электронно-ионный баланс: $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + \dots$.
 Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя. Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

12. Сколько грамм дихромата калия и какой объем 36%-ной соляной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл) потребуется, чтобы выделившейся при их взаимодействии газ полностью прореагировал с 10,4 г хрома. Кислоту следует брать с 50%-ным избытком.

Идентификация соединений. Основные понятия аналитической химии

1. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион SO_4^{2-} . Составьте уравнение протекающей реакции.

2. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион Cl^- . Составьте уравнение протекающей реакции.

3. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион NH_4^+ . Составьте уравнение протекающей реакции.

4. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион NO_2^- . Составьте уравнение протекающей реакции.

5. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион Fe^{3+} . Составьте уравнение протекающей реакции.

6. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион Fe^{2+} . Составьте уравнение протекающей реакции.

7. Написать уравнения реакций обнаружения ионов SO_4^{2-} , Cl^- , NH_4^+ , Fe^{3+} (Fe^{2+}).

8. Назовите качественный реагент, условия проведения качественной реакции и качественный признак (аналитический сигнал) на ион Ca^{2+} . Составьте уравнение протекающей реакции.

9. При добавлении к анализируемому раствору нитрата серебра образовался белый творожистый осадок, нерастворимый в азотной кислоте и щёлочи, но растворимый в аммиаке. Какой ион, находится в анализируемом растворе. Составьте уравнения реакций.

10. При добавлении к анализируемому раствору роданида калия образовалось кроваво-красное окрашивание. Какой ион, нахо-

дится в анализируемом растворе. Составьте уравнения реакций.

11. При добавлении к анализируемому раствору роданида калия не наблюдается изменение цвета раствора. Образование кроваво-красное окрашивания происходит после предварительного добавления конц. азотной кислоты и пероксида водорода. Какой ион, находится в анализируемом растворе. Составьте уравнения реакций.

12. При добавлении к анализируемому раствору хлорида бария образовался белый осадок, не растворимый ни в кислотах, ни в щелочах. Какой ион, находится в анализируемом растворе. Составьте уравнения реакций.

Список рекомендуемой литературы

1. Лупейко Т.Г. Введение в общую химию [Электронный ресурс]: учебник /Т.Г. Лупейко – Ростов н/Д: Издательство Южного федерального университета, 2010. – 232с. // Режим доступа - http://biblioclub.ru/index.php?page=book_red&id=241121&sr=1.

2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия [Текст]: учебник/ Н.С. Ахметов. - М.: Высш. шк., 2006. – 743 с.

3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учебное пособие /под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. - М.: Интеграл-Пресс, 2006. – 240с.

4. Общая химия и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие /под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. – Ростов-н/Д: Феникс, 2013. – 576с. // Режим доступа - http://biblioclub.ru/index.php?page=book_view_red&book_id=271598.

5. Лидин Р.А. Задачи по общей и неорганической химии [Текст]: учебное пособие /Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.А. Андреева. -М.: Владос, 2004.-207с.