**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
_____ О.Г. Локтионова
«__» _____ 2026 г.

# ХИМИЯ

Методические указания по выполнению лабораторных работ и практических занятий для студентов специальности 21.05.04

Курск - 2026

УДК 546 (076.5)

Составители: Е.А. Фатьянова

Рецензент
Кандидат технических наук, доцент *И.В. Савенкова*

**Химия:** методические указания по выполнению лабораторных работ и практических занятий для студентов специальности 21.05.04/ Юго-Зап. гос. ун-т; сост.: Е.А. Фатьянова. - Курск, 2026. – 28с. – Библиогр.: с. 28.

Методические указания предназначены для подготовки к выполнению лабораторных работ и практических занятий по дисциплине «Химия».

Содержат описание лабораторных работ, проводимых в рамках изучения дисциплины Химия, требования к оформлению отчетов, а также рекомендованные задания для выполнения студентами на практических занятиях.

Методические указания предназначены для студентов специальности 21.05.04 Горное дело, заочной формы обучения.

Текст печатается в авторской редакции

Подписано в печать 24.04.26. Формат 60*84 1/16.
Усл.печ.л. 1,63. Уч.-изд. л. 1,47. Тираж 100 экз. Заказ 407 . Бесплатно.
Юго-Западный государственный университет.
305040 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 специальности21.05.04Горное 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 рекомендуемых 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 занятиям 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. Пере-

чень 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 | 4 |
| Итого за семестр | | 6 |
| Итого | | 10 |

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**

Втри 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 $H_2SO_4$. Добавь-

те 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.

Опыт3**. 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 (pH). Методы определения pH среды.
7. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза солей. Механизм гидролиза солей разных групп: по катиону, по аниону, по катиону-аниону.
8. pH 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, pH среды).

Лабораторная работа

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 1.**Влияние pH среды на окислительно-восстановительные реакции**

В три пробирки налейте по 3мл раствора перманганата калия $KMnO_4$. В первую пробирку прилейте 2мл 1М раствора серной кислоты, 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 $Mn(OH)_2$.

Опыт 2. **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. Приготовленные 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 рас-

творNaOH. Добавляют по 2-3 капли: к воде - раствор синего лакмуса, кNaOH - раствор фенолфталеина. Через растворы в пробирках пропускают диоксид углерода.

Опыт 3.**Получение карбонатов щелочноземельных металлови 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 полученныхосадков карбонатов. К полученным осадкам добавить по одной каплеуксусной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 4.**Получение не растворимыхгидроксокарбонатов**

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 уравнениясоответствующих реакций в ионном и молекулярном виде.

Опыт 5.**Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия**

В две пробирки внести по 3-4 капли нейтрального лакмуса. Водну из пробирок добавить 1-2 капли раствора карбоната натрия, вдругую - такое же количество раствора гидрокарбоната натрия. Отметить различие в окраске лакмуса. Написать уравнение в ионном имолекулярном виде по каждой ступени гидролиза. В каком случаегидролиз 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 уравнениясоответствующих реакций гидролиза указанных солей при добавлении к ним карбоната натрия. Почему гидролиз идет практически доконца?

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 этомпроисходит коагуляция золя и выделяется студенистый осадок гелякремневой 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 - ацетатасвинца, в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробиркупо 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 системеэлементов и электронную структуру их атомов?
2. Какова валентность атома углерода в соединениях? Какие степениокисления 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-восстановительныесвойства олова и свинца.

Лабораторная работа

## СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ: ЖЕЛЕЗА, МЕДИ

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

В пробирку набирают 5-6 капель раствора соли $Mn^{2+}$, добав-

ляют 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 кали 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 $K_2S_2O_7$, 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 $Cr(OH)_3$. 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 гидроксида 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 монодентантнымилигандами, координационное число $Cu^{2+}$ -иона равно 2.

б) амминокомплекс 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 $K_3[Fe(CN)_6]$). 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 $K_4[Fe(CN)_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 15.**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 16.**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 $[FeF_6]^{3-}$ 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 амфо-

терные 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? Про- демонстрируйте 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 ще-

лочей, 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 практических занятий 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. | Скорость химических реакций. Химическое равновесие | 2 |
| 2. | Электронное строение атома | 2 |
| 3. | Электрохимические системы | 2 |
| Итого за семестр | | 6 |

| II семестр | | |
|---|---|---|
| 1. | Коллоидные растворы | 2 |
| 2. | Основные химические свойства металлов | 2 |
| 3. | Идентификация соединений. Основные понятия аналитической химии | 2 |
| Итого за семестр | | 6 |
| Итого | | 12 |

## Задания, рекомендованные для выполнения на практических занятиях

## *СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ*

*РАЗОБРАННЫЕ ПРИМЕРЫ ПО ТЕМЕ*

***Пример 1***. В реакционный сосуд объемом 2 л помещены 0,06 моль вещества А и 0,02 моль вещества В. При определенной температуре протекает реакция $A + 2B = AB_2$ Найти значение константы скорости реакции при этой температуре, если при заданных концентрациях веществ А и В скорость реакции равна $6\cdot10^{-7}$ *моль/(л·сек)*.

***Решение:*** Зная количества реагирующих веществ и объем системы, найдем молярные концентрации реагентов:

$\mathbf{C_A} = 0{,}06/2 = 0.03 = 3\cdot10^{-2}$ *моль/л*; $\mathbf{C_B} = 0{,}02/2 = 0.01 = 10^{-2}$ *моль/л*

Запишем выражение кинетического уравнения, связывающего скорость реакции с концентрациями реагирующих веществ:

$\mathbf{\upsilon = k C_A \cdot C_B^2}$.

Отсюда: $k = \dfrac{V}{C_A \cdot C_B^2 \cdot} = \dfrac{6.10^{-7}}{3\cdot10^{-2}\,(10^{-2})^2} = 0{,}2\ л^2/(моль)^2\cdot сек$

***Пример 2***. Для реакции: $Si_{(ТВ)} + 2H_2O_{(Г)} \rightarrow SiO_{2(ТВ)} + 2H_{2(Г)}$ напишите выражение для кинетического уравнения.

***Решение:*** Данная реакция гетерогенная, протекает на границе раздела фаз. Из реагирующих веществ вода участвует в реакции в

газообразной форме, перед ней коэффициент в уравнении равен 2 (…+ $2H_2O_{(Г)}$). Кремний ($Si_{(ТВ)}$) — твердое вещество, поэтому его концентрацию не учитываем в кинетическом уравнении. Следовательно, кинетическое уравнение (закон действующих масс) для данной реакции может иметь вид: $V = k \cdot C^2_{H_2O}$. Размерность константы скорости в этом случае *л/моль·сек·м*$^2$.

***Пример 3.*** Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре?

***Решение.*** Уменьшение объема в замкнутой системе эквивалентно пропорциональному увеличению давления.

Кинетическое уравнение данной реакции имеет вид:

$V = kC^2_{NO} \cdot C_{O_2}$.

При уменьшении объема системы в два раза и связанным с этим повышении давления в два раза концентрации реагирующих веществ тоже повышаются в два раза: $C'_{NO} = 2C_{NO}, C'_{O_2} = 2C_{O_2}$.

Новая скорость реакции:

$V' = kC'^2_{NO} \cdot C'_{O_2} = k(2C_{NO})^2 \cdot (2C_{O_2}) = 8kC^2_{NO} \cdot C_{O_2} = 8V$

Отсюда, при уменьшении объема замкнутой системы в два раза при постоянной температуре скорость данной реакции повышается в 8 раз.

***Пример 4.*** При 100 $^0$C некоторая реакция заканчивается за 20 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции $\gamma$ = 3,5, рассчитайте, через какое время закончится реакция при 60 $^0$C

***Решение.*** Скорость реакции, как и скорость всякого процесса, обратно пропорциональна времени проведения процесса. Следовательно, $V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2$. Пусть $T_1$, $V_1$ и $\tau_1$ — параметры медленного (низкотемпературного) процесса, а $T_2$, $V_2$ и $\tau_2$ — параметры высокотемпературного процесса. Подставляем имеющиеся данные в уравнение Вант-Гоффа:

$V_2/V_1 = 3{,}5^{(100-60)/10} = (3{,}5)^4 = 150$. Так как $V_2/V_1 = \tau_1/\tau_2 = 150$,

$\tau_1/\tau_2 = \tau_1/20$ $\quad \tau_1 = 150 \cdot 20 = 3000$ мин = 50 часов.

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ

**1.** В реакции A + B → AB при $C_A$ = 0,025 *моль/л* и $C_B$ = 0,02 *моль/л*,

скорость при этой температуре V = $5\cdot10^{-5}$*моль/(л·сек)*. Найти константу скорости *k.*

**2.** При 150 $^0$C реакция идет 16 мин. Принимая температурный коэффициент реакции **γ** = 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция при 200 $^0$C.

**3.** Как изменится скорость реакции: $2A_{(Г)}+B_{ТВ}+ D_{(Г)}\rightarrow 2E$ при повышении давления в системе в 3 раза при постоянной температуре?

**4.** В системе объемом 2 л содержится 0,1 *моль* вещества**А** и 0,3 *моль* вещества В Найти значение константы скорости реакции А + В → АВ, если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ А и В скорость реакции равна $5\cdot10^{-5}$*моль/(л·сек)*.

**5.** Чему равен температурный коэффициент **γ**, если при увеличении температуры на 30 $^0$C скорость реакции возрастает в 15,6 раза?

**6.** Как изменится скорость реакции $2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 3 раза?

**7.** В системе объемом 5 л содержится 0,2 *моль* вещества**А** и 0,5 *моль* вещества **В** Найти значение константы скорости реакции ***А*** + ***В*** → ***АВ***, если при заданной температуре и приведенных концентрациях веществ **А** и **В** скорость реакции равна $4\cdot10^{-4}$*моль/(л·сек)*.

**8.** Чему равен температурный коэффициент **γ**, если при понижении температуры на 30 $^0$C скорость реакции падает в 15,6 раза?

**9.** Как изменится скорость реакции $\boldsymbol{2NO_{(Г)} + O_{2(Г)} \rightarrow 2NO_{2(Г)}}$, если при постоянной температуре уменьшить объём системы в 2 раза?

## ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА

*РАЗОБРАННЫЕ ПРИМЕРЫ*

**ПРИМЕР 1.** Напишите электронную конфигурацию атома мышьяка и распределите электроны по квантовым ячейкам.

**РЕШЕНИЕ:** Сначала определяется общее количество электронов по порядковому номеру данного элемента в периодической системе. Порядковый номер атома мышьяка равен 33, значит, электронов также будет 33.

Затем на основании последовательности заполнения энергетических уровне и подуровней и учитывая максимальное количество

электронов на энергетических подуровнях (на s – 2 электрона, p – 6 электронов, d – 10 электронов, f – 14 электронов), распределяем электроны по энергетическим подуровням:

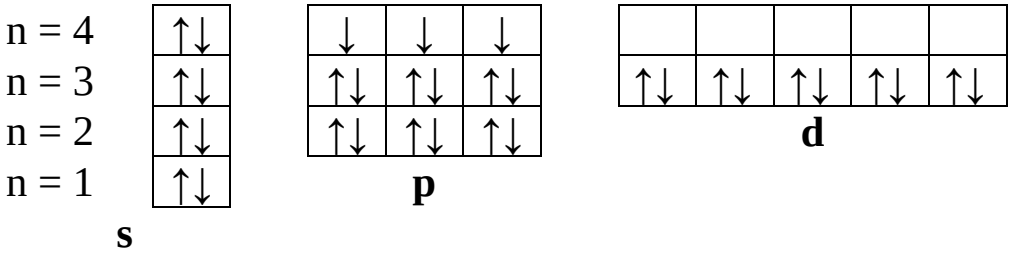
$_{33}As$ – $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^3}$;

Можно запись конфигурации оставить в указанном виде, однако при такой записи вероятность совершения ошибки при составлении возбужденных состояний возрастает. Лучшим вариантом будет перераспределение подуровней в последовательности их расположения в атоме:

$\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^3}$

Итого, $\mathbf{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}4s^2\ 4p^3\ 4d^0}$

Распределение электронов по квантовым ячейкам:

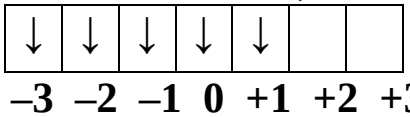



Каждый электрон в атоме можно охарактеризовать с помощью набора квантовых чисел.

**ПРИМЕР 2.** Опишите состояние пятого электрона на 4f подуровне ($4f^5$) в атоме с помощью набора квантовых чисел.

**РЕШЕНИЕ**

Электрон находится на 4f-подуровне, цифра 4 показывает значение главного квантового числа n = 4, а f-подуровню соответствует орбитальное квантовое число 3, т.е. *l*=3. Магнитное квантовое число приобретает значения от *–l до +l*, т.е. в данном примере




а пятый электрон попадает в магнитную квантовую ячейку с m=+1. Спиновое квантовое число s = -1/2.

***Задание 1***

Определите, какой заряд ядра и сколько электронов, протонов,

нейтронов в атомах:

1) **(а)** олова,
2) **(б)** магния,
3) **(в)** брома,
4) **(г)** серебра,
5) **(д)** цинка,
6) **(е)** никеля,
7) **(ж)** меди,
8) **(з)** железа,
9) **(и)** марганца,
10) **(к)** хрома,

ЗАДАНИЕ 2

Опишите состояние электрона с помощью набора квантовых чисел:

**1. (а)** 5-ый электрон на 4p подуровне
**2. (б)** 2-ый электрон на 3d подуровне
**3. (в)** 9-ый электрон на 4f подуровне
**4. (г)** 1-ый электрон на 6s подуровне
**5. (д)** 8-ой электрон на 5d-подуровне

**ЗАДАНИЕ 3**

- 1. Укажите положение элементов в периодической системе Д.И. Менделеева (порядковый номер, номер периода, номер группы, подгруппа);
- 2. напишите электронные конфигурации атомов, подчеркните валентные электроны; укажите, к какому электронному семейству относятся данные элементы;
- 3. распределите валентные электроны подчеркнутого элемента по квантовым ячейкам в основном и возбужденном, объясните, какие валентности и степени окисления он может проявлять:

**1. (а)** литий, бром, цирконий;
**2. (б)** магний, олово, кадмий;
**3. (в)** натрий, свинец, кобальт;
**4. (г)** кальций, сурьма, марганец;
**5. (д)** стронций, йод, титан;
**6. (е)** рубидий, сера, вольфрам;
**7. (ж)** цезий, алюминий, ванадий;
**8. (з)** бериллий, таллий, железо;

## ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

*РАЗОБРАННЫЕ ПРИМЕРЫ ПО ТЕМЕ*

**Пример 1.**

Из каких электродов состоит гальванический элемент, суммарное уравнение процессов, протекающих на электродах, имеет вид $Fe + Ni^{2+} = Fe^{2+} + Ni$. Составьте уравнения электродных реакций, а также схему элемента. Рассчитайте значение стандартного ЭДС данного гальванического элемента.

**Ответ**

Согласно суммарному уравнению $Fe + Ni^{2+} = Fe^{2+} + Ni$ гальванический элемент состоит из железного и никелевого электродов. Железо окисляется, а никель восстанавливается. Железный электрод будет анодом, а никелевый – катодом. Проверим это, сопоставив стандартные потенциалы железного и никелевого электродов.

$\varphi^0 (Fe^{2+}/Fe) = - 0,44$ В, $\varphi^0 (Ni^{2+}/Ni) = - 0,25$ В

Потенциал анода должен быть меньше потенциала катода, $\varphi^0 (Fe^{2+}/Fe) < \varphi^0 (Ni^{2+}/Ni)$. Это подтверждает, что в данном гальваническом элементе железный электрод будет анодом, а никелевый – катодом.

На электродах протекают процессы:

а (-): $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\bar{e}$

к (+): $Ni^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Ni$

Схема гальванического элемента: (-) $Fe \mid Fe^{2+} \mid\mid Ni^{2+} \mid Ni$ (+)

Рассчитаем ЭДС железно-никелевого стандартного гальванического элемента.

$E = \varphi^0 (Ni^{2+}/Ni) - \varphi^0 (Fe^{2+}/Fe)$

$E = -0,25 – (-0,44) = 0,19$ В

**Пример 2**

Рассчитайте ЭДС концентрационного хромового гальванического элемента, если концентрации ионов хрома в растворах электродов следующие: 0,1 моль/л и 0,01 моль/л. Какой из электродов будет катодом, какой – анодом?

**Ответ**

Рассчитаем потенциалы хромовых электродов, содержащих растворы с концентрацией ионов хрома 0,1 моль/л 0,01 моль/л.

$$\varphi_{Cr^{2+}/Cr} = -0{,}91 + \frac{0{,}059}{2}\lg[Cr^{2+}]$$

$$\varphi_{1\,Cr^{2+}/Cr} = -0{,}91 + \frac{0{,}059}{2}\lg[0{,}1] \approx -0{,}94\ B$$

$$\varphi_{2\ Cr^{2+}/Cr} = -0{,}91 + \frac{0{,}059}{2}\lg[0{,}01] \approx -0{,}97\ B$$

$\varphi_1 > \varphi_2$, следовательно, электрод с $[Cr^{2+}] = 0{,}1$ моль/л будет катодом, а электрод с $[Cr^{2+}] = 0{,}01$ моль/л – анодом.

Рассчитаем ЭДС хромового гальванического элемента.

$E = \varphi_1 - \varphi_2$, $E = -0{,}94 - (-0{,}97) = 0{,}03$ В

*ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ*

1. Из каких электродов состоит гальванический элемент? Составьте уравнения реакций, протекающих на электродах при работе данного гальванического элемента, а также схему элемента. Рассчитайте значение стандартного ЭДС данного гальванического элемента. Суммарное уравнение для процессов, протекающих на электродах в гальваническом элементе – $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$.

2. См. условие варианта 1. $2Al + 3Cd^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Cd$

3. См. условие варианта 1. $Ni + H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + H_2$

4. Схема гальванического элемента – (-) Mg/ $Mg^{2+}$ //$2H^+/H_2$, Pt(+). Напишите уравнения электродных процессов, а также суммарное уравнение. Какие электроды составляют этот элемент. Какой электрод является катодом, какой – анодом? Почему? Определите ЭДС в стандартных условиях.

5. См. условие варианта 4. (-) Cd/ $Cd^{2+}$ // $Ag^+$/ Ag (+)

6. 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?

7. 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?

8. 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?

9. 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?

10. 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?

## КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

1. Какой объём 0,006 н. $AgNO_3$ надо прибавить к 0,03л 0,012н. раствора KJ, чтобы получить отрицательно заряженные частицы золя иодида серебра. Напишите формулу мицеллы.

2. Пробное коагулирование золя гидроксида алюминия различными электролитами показало, что при прочих условиях порог коагуляции [ммоль/л] составляет для NaCl... 40, $CaC1_2$ ... 35, $K_2SO_4$ . . . 0,6, $Na_3PO_4$ . . .0,02. Какой заряд несёт гранула коллоидной частицы? Напишите примерную формулу коллоидной частицы.

3. Для коагуляции различными электролитами золя гидроксида железа (III) определённой концентрации расходуется а) KCl - 12 ммоль, б) $BaCl_2$ – 11,8 ммоль; в) $K_2SO_4$ – 0,20 ммоль; г) $MgSO_4$ – 0,21 ммоль. Дайте примерную структуру мицеллы, если золь был получен из $FeCl_3$.

4. Пробное коагулирование золя хлорида серебра различными электролитами показало, что при прочих равных условиях порог коагуляции (ммоль/л) составляет для $KNO_3$ – 70, $Fe(NO_3)_3$ – 0,07, $Ba(NO_3)_2$ – 0,7, $Mg(NO_3)_2$ – 0,8. Какой знак заряда несёт гранула коллоидной частицы? Дайте примерную её формулу.

5. При пропускании $H_2S$ через раствор $AsCl_3$ получили коллоидный раствор сульфида мышьяка. Напишите формулу мицеллы,

определите знак заряда гранулы.

6. Получили коллоидный раствор кремниевой кислоты при взаимодействии $Na_2SiO_3$ и $H_2SO_4$. В электрическом поле частицы золя перемещаются к аноду. Определите заряд гранулы, составьте формулу мицеллы. Какой из исходных электролитов был взят в избытке?

7. Получили коллоидный раствор $PbJ_2$ при взаимодействии KJ и $Pb(NO_3)_2$. В электрическом поле частицы золя перемещаются к катоду. Определите заряд гранулы, составьте формулу мицеллы. Какой из исходных электролитов был взят в избытке?

8. Составьте формулу мицеллы золя гидроксида алюминия, полученного при глубоком гидролизе сульфата алюминия.

9. Какой объём 0,006 н. $AgNO_3$ надо прибавить к 0,03л 0,012н. раствора KJ, чтобы получить отрицательно заряженные частицы золя иодида серебра. Напишите формулу мицеллы.

10. Какой объём 0,003 н. раствора хлорида железа (III) надо прибавить к 0,06л 0,002 н. $AgNO_3$, чтобы частицы золя имели отрицательный заряд. Составьте формулу мицеллы золя AgCl.

11. Какой объём 0,001 М раствора $MnCl_2$ надо прибавить к 0,02л 0,003 $MNa_2S$, чтобы не произошло образования золя сульфида марганца (II).

12. Пробное коагулирование золя сульфида мышьяка различными электролитами показало, что при прочих равных условиях порог коагуляции (ммоль/л) составляет для KCl – 50, $AlCl_3$ – 0,09, $CaCl_2$ – 0,7, $MgSO_4$ – 0,8. Какой знак заряда несёт гранула коллоидной частицы? Дайте примерную её формулу.

## 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: A1+HC1(конц)→ Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя

Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

3. Растворимость TlI составляет при $20^0$C $12 \cdot 10^{-3}$ г на 200г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.

4. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений: $Ga \rightarrow Ga_2O_3 \rightarrow GaC1_3 \rightarrow Li[GaH_4] \rightarrow Ga(OH)_3 \rightarrow K_3[Ga(OH)_6]$.

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 $A1(OH)_3$ из раствора ($\rho=1,3$ г/л) объемом 200 мл, в котором массовая доля $A1C1_3$ 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: $FeWO_4+Na_2CO_3+O_2 \rightarrow Fe_2O_3+Na_2WO_4+\ldots$. Определите эквивалентную массу окислителя и восстановителя. Определить термодинамическую вероятность этой реакции.

9. К 5,88 г $K_2Cr_2O_7$ добавляют избыток HC1(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: $NaCrO_2+PbO_2+NaOH \rightarrow Na_2PbO_2+\ldots$. 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 хро-

ма. 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, находится в анализируемом растворе. Составьте уравнения реакций.

11. При добавлении к анализируемому раствору роданида калия не наблюдается изменение цвета раствора. Образование крова-

во-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. ЛупейкоТ.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.