

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

Обнинский институт атомной энергетики –

филиал федерального государственного автономного образовательного учреждения высшего образования

«Национальный исследовательский ядерный университет «МИФИ»

(ИАТЭ НИЯУ МИФИ)

Одобрено на заседании
УМС ИАТЭ НИЯУ МИФИ

Протокол от 25.08.2025

№ 1-08/2025

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
по организации самостоятельной работы
для выполнения лабораторных работ**

Общая и неорганическая химия

название дисциплины

для студентов специальности/направления подготовки

04.03.01 Химия

Шифр, название специальности/направления подготовки

специализации/профиля

Аналитическая химия

Шифр, название специализации/профиля

Форма обучения: **очная**

г. Обнинск 2025 г.

Курс «Неорганической химии» сопровождается практическими лабораторными занятиями, основная цель которых закрепление теоретических знаний, а также получение практических навыков при выполнении лабораторных работ (обращении с химическими веществами, приборами и химической аппаратурой). Организация лабораторных работ проводится таким образом, чтобы студенты научились самостоятельно решать поставленные задачи путем проведения экспериментальных исследований и квалифицированной обработкой полученных результатов.

Курс выполнения лабораторных работ начинается занятием по ознакомлению с техникой безопасности. Необходимое для выполнения задания оборудование выдает лаборант. Текущий контроль на лабораторных работах проводится в виде устных опросов, по итогам лабораторных работ оформляется письменная работа (отчет). Оценивается ход лабораторных работ, достигнутые результаты, оформление согласно ГОСТ, своевременность срока сдачи.

При прохождении лабораторного практикума студентам предлагается работать в малых группах: учебная группа разбивается на несколько небольших групп – по 2-3 человека. Каждая группа выполняет задание (лабораторные опыты) из лабораторного практикума. Процесс выполнения лабораторных опытов осуществляется на основе обмена мнениями и выбора оптимального пути решения. На основании полученных данных по всем опытам каждый студент заполняет свой лабораторный журнал, где записывает результаты опытов, наблюдения, составляет уравнения реакций химических процессов, если нужно производит соответствующие расчеты и результаты представляет в виде графической зависимости.

На собеседовании с преподавателем студент представляет оформленный отчет по данной лабораторной работе и отвечает на вопросы преподавателя, связанные с методикой работы, результатами и выводами. По ряду работ предусматривается применение метода «защиты».

Групповая работа в химической лаборатории стимулирует согласованное взаимодействие между студентами, отношения взаимной ответственности и сотрудничества. При формировании групп учитывается два признака: степень химической подготовленности студентов и характер межличностных отношений. В ряде случаев студентам самим предлагается разбиться на группы, состав которых впоследствии может корректироваться для повышения качества работы.

В лабораторном практикуме при выполнении отдельных опытов используется метод проблемного обучения: студент получает задание на химический процесс, методику которого он должен подобрать самостоятельно, обсудить ее с преподавателем и затем приступить к его выполнению.

График лабораторных работ приведен в РПД к дисциплине.

Вопросы к защитам лабораторных работ:

Лабораторная работа по теме: «Очистка веществ»

- 1.Способы очистки веществ.
- 2.Перекристаллизация.
- 3.Возгонка.
- 4.Высаливание.
- 5.Перегонка.
- 6.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Определение эквивалентной массы карбоната натрия»

- 1.Эквивалент. Эквивалентная масса. Фактор эквивалентности.
- 2.Определение эквивалентной массы различных классов неорганических соединений.
- 3.Закон эквивалентов.
4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по темам: «Объемный химический анализ», «Приготовление растворов».

- 1.Способы выражения концентраций растворов: массовая доля, молярная концентрация, нормальная концентрация.
- 2.Сущность объемного химического анализа
- 3.Решение задач
4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Скорость химических реакций. Зависимость скорости от концентрации. Зависимость скорости от температуры». «Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Влияние катализатора на скорость химических реакций. Смещение химического равновесия обратимых реакций».

- 1.Гомогенные, гетерогенные реакции. Простые, сложные реакции. Механизм реакции.
2. Скорость химической реакции. Средняя, мгновенная.
- 3.Факторы от которых зависит скорость химической реакции.
4. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Закон действующих масс.

5. Молекулярность. Порядок реакции.
6. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
4. Энергия активации. Активированный комплекс. Энергетическая диаграмма химической реакции.
5. Катализ.
6. Обратимые реакции. Химическое равновесие.
7. Закон действующих масс для обратимых реакций. Константа равновесия.
8. Принцип Ле-Шателье.
9. Решение задач.
10. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Тепловые эффекты химических реакций».

1. Термодинамическая система. Типы систем.
2. Внутренняя энергия, теплота, работа.
3. Первое начало термодинамики.
4. Энтальпия.
5. Термохимия. Закон Гесса.
6. Следствия из закона Гесса.
7. Расчет тепловых эффектов химических реакций. Теплота образования.
8. Решение задач.
9. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Свойства важнейших классов неорганических соединений».

1. Оксиды. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.
2. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.
3. Основания. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.
4. Соли. Классификация. Номенклатура. Получение. Химические свойства.
5. Составление уравнений реакций проведенных опытов.
6. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Электролитическая диссоциация». «Диссоциация воды. Водородный показатель». «Буферные растворы».

Электролитическая диссоциация

1. Электролиты. Неэлектролиты.
2. Электролитическая диссоциация. Константа и степень диссоциации.
3. Сильные, слабые электролиты.

4. Диссоциация кислот, оснований, солей.

5. Ионное произведение воды. pH , pOH .

6. Решение задач.

7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Образование осадков. Произведение растворимости».

1. Растворимость. Произведение растворимости. Связь молярной растворимости и произведения растворимости.

2. Реакции ионного обмена (РИО). Условия протекания РИО. Уметь писать РИО в молекулярном и ионном виде. Делать вывод о направлении протекания реакции.

3. Решение задач.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Гидролиз солей».

1. Гидролиз солей

2. Типы солей, подвергающихся гидролизу.

3. Написание уравнений гидролиза.

4. Степень, Константа гидролиза.

5. Расчет pH растворов солей.

6. Гидролиз многоосновных солей.

7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Окислительно-восстановительные реакции».

«Количественное определение вещества в растворе методом окислительно-восстановительного титрования».

1. Процессы окисления, восстановления. Окислитель, восстановитель

2. Уметь уравнивать ОВР методом полуреакций.

3. Типы ОВР.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Составление гальванических элементов».

1. Электрод. Двойной электрический слой. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный потенциал.

2. Гальванические элементы. Элемент Даниэля-Якоби. Концентрационные гальванические элементы.

3. Расчет ЭДС и ΔG гальванических элементов.

4. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Коррозия металлов».

1. Коррозия: химическая, электрохимическая.

2. Окислители, восстановители в электрохимической коррозии.
3. Защита от коррозии.
4. Оформление отчета и составление выводов.

2 семестр

Лабораторная работа по теме: «Комплексные соединения». «Определение координационного числа ионов серебра титрованием».

1. Строение комплексных соединений. Классификация комплексных соединений.
2. Химическая связь в комплексных соединениях.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Диссоциация комплексных соединений.
5. Решение задач.

Лабораторная работа по теме: «Водород. Пероксид водорода и его производные».

1. Описать атомы протия, дейтерия и трития. В чём различие этих атомов? Какие изотопы водорода стабильны?
2. Распространенность водорода на Земле и в космосе.
3. Как получают водород в промышленности и в лаборатории? Привести уравнения реакций.
4. Физические свойства водорода (агрегатное состояние, растворимость в воде, водородная коррозия стали).
5. Исходя из строения атома водорода: а) указать возможные валентные состояния и степени окисленности водорода; б) описать строение молекулы H_2 с позиций методов ВС и МО; в) обосновать невозможность образования молекулы H_3 .
6. В виде каких ионов может входить водород в состав химических соединений?
7. Почему в периодической системе элементов водород относят как к I, так и к VII группе?
8. Как проверить полученный в лаборатории водород на чистоту?
9. Почему водород и кислород не взаимодействуют при обычной температуре, а при $700^\circ C$ реакция протекает практически мгновенно?
10. Указать различия в свойствах атомарного и молекулярного водорода. Одинаковы ли теплоты сгорания атомарного и молекулярного водорода? Ответ обосновать.
11. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства молекул и ионов водорода. Привести примеры реакций.
12. Как получают гидриды металлов? Составить уравнения реакций: а) получения гидрида кальция; б) взаимодействия его с водой.
13. Промышленное применение водорода.
14. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Галогены». «Определение свободного хлора в водном растворе и в хлорной извести».

1. Общая характеристика подгруппы галогенов (степени окисления, сродство к электрону, энергия ионизации)
2. Галогены в природе.
3. Физические свойства галогенов (прочность молекул, электроотрицательность)
4. Химические свойства галогенов.
5. Получение и применение галогенов.
6. Соединение галогенов с водородом.
7. Кислородосодержащие соединения галогенов.
8. Какие валентности и степени окисления характерны для элементов галогенов в различных соединениях?
9. При нагревании иода до определенной температуры при атмосферном давлении он, не плавясь, превращается в пары. Как называется явление перехода твердого вещества непосредственно в газовое состояние?
10. Предложите пять разных способов получения хлора.
11. Какой из галогенов является самым активным и какой – наименее активным восстановителем?
12. Почему в соединениях галогены проявляют, как правило, нечетные степени окисления? Почему фтор резко отличается по свойствам от других галогенов?
13. Охарактеризуйте физические свойства галогеноводородов.
14. Предложите способы получения всех галогеноводородов.
15. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ – галогенов.
16. В каком виде распространены галогены в природе?
17. Как получают хлор в промышленности и в лаборатории?
18. С какими простыми веществами взаимодействуют фтор и хлор?
19. При растворении хлора и брома в воде получают хлорная вода и бромная вода. Почему нельзя приготовить фторную и иодную воду?
20. Какая реакция является *качественной* на обнаружение хлорид-, бромид- и иодид- ионов?
21. Объясните, почему при работе с плавиковой кислотой нельзя пользоваться стеклянной посудой.
22. Как получить хлорную известь, исходя из карбоната кальция, хлорида натрия и воды? Написать уравнения процессов, которые необходимо для этого осуществить.
23. Назовите известные вам области применения свободного хлора, брома и йода.

24. Охарактеризуйте более подробно физические свойства и физиологическое действие хлора.
25. При каких условиях кристаллический иод можно расплавить?
26. Как называются растворы хлороводорода и фтороводорода в воде?
27. Как отличить раствор соляной кислоты от раствора плавиковой? Предложите два способа.
28. Как изменяются кислотные свойства в рядах $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ и $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$?
29. Назовите возможные области использования хлорной (белильной) извести. Приведите структурную формулу хлорной извести.
30. Исходя из строения атомов галогенов, указать, какие валентные состояния характерны для фтора, брома и йода. Какие степени окисленности проявляют галогены в своих соединениях?
31. Дать сравнительную характеристику атомов галогенов, указать: а) характер изменения первых потенциалов ионизации; б) характер энергии сродства к электрону.
32. Написать уравнения реакции взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
33. Из каких материалов можно изготовить аппаратуру для получения фтороводорода?
34. Могут ли галогеноводороды в каких-либо реакциях играть роль окислителя? Дать мотивированный ответ.
35. Энергия диссоциации молекул галогенов по схеме $\text{G}_2 \leftrightarrow 2\text{G}$ составляет для фтора, хлора, брома и йода соответственно 155, 243, 190, 149 кДж/моль. Объяснить наибольшую прочность молекул хлора.
36. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из растворов: а) бромида калия; б) бромата калия? Дать мотивированный ответ, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов.
37. Как изменяются в ряду $\text{HOCl} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$: а) устойчивость; б) окислительные свойства; в) кислотные свойства.
38. Дать сравнительную характеристику свойств образуемых галогенами простых веществ, указав характер изменения: а) стандартных энтальпий диссоциации молекул G_2 ; б) агрегатного состояния простых веществ при обычной температуре и давлении; в) окислительно-восстановительных свойств. Назвать причины, вызывающие эти изменения.
39. Привести примеры возможных реакций галогенов друг с другом. Указать степени окисленности галогенов в продуктах реакций.

40. Дать сравнительную характеристику свойств галогеноводородов, указав характер изменения: а) температур кипения и плавления; б) термической устойчивости; в) восстановительных свойств. Объяснить наблюдаемые закономерности.
41. Указать способы получения галогеноводородов. Почему HI нельзя получить способами, применяемыми для получения HCl?
42. В каких сосудах хранят водный раствор фтороводорода? Как называют такой раствор?
43. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду $\text{HOCl} - \text{HOBr} - \text{HOI}$?
44. Как получить хлорную известь, исходя из карбоната кальция, хлорида натрия и воды? Написать уравнения процессов, которые необходимо осуществить. Какие при этом получаются побочные продукты?
45. Написать электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод могут проявлять степень окисления -1, +1, +3, +5, +7, а фтор только -1?
46. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду $\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$. Чем это объясняется?
47. Как изменяется энергия ионизации и сродство к электрону в ряду $\text{Cl}, \text{Br}, \text{I}, \text{At}$. Чем это объясняется?
48. В какой степени окисления иод может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Написать формулы соответствующих соединений.
49. Написать схему химического равновесия в растворе хлорной воды. Действием каких веществ на хлорную воду можно доказать присутствие в ней: а) молекулярного хлора; б) иона хлора; в) в каком направлении сместится равновесие при добавлении щелочи?
50. Написать уравнения реакций получения хлороводорода тремя различными способами.
51. Как изменяется прочность химической связи в ряду $\text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$? Чем это объясняется?
52. Какой тип химической связи преимущественно имеет место в молекулах галогеноводородов, галогенидов щелочных металлов и оксидов галогенов?
53. Почему молекулы галогенов двухатомны?
54. В какой степени окисления галогены могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные? Написать соответствующие электронные формулы для хлора и йода.
55. Написать уравнение реакции, протекающей при растворении фтора в воде. Можно ли приготовить «фторную воду» аналогично хлорной?
56. Какой из галогеноводородов является наиболее сильным восстановителем? Какой – наиболее слабым? Пользуясь таблицей электродных потенциалов, указать один из

окислителей, которым можно окислить: а) KI, не окисляя KBr; б) KBr, не окисляя KI? Написать соответствующие уравнения.

57. Какими галогенами можно вытеснить Br₂ из растворов: а) KBr; б) KBrO₃? Написать уравнения соответствующих реакций, указать окислитель и восстановитель в каждом случае.

58. Написать формулы оксидов хлора в степени окисления хлора I, III, V, VII и соответствующих им кислот. Дать название кислот и указать, как последовательно изменяются их электролитическая сила, устойчивость и окислительные свойства.

59. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Влияет ли изменение концентрации этой кислоты на характер реакции с металлами? Ответ мотивировать.

60. Действием какого реактива можно разделить AgI и AgCl, находящиеся в смеси?

1) H₂SO₄; 2) HNO₃; 3) NH₃ – раствор; 4) KBr; 5) KOH.

61. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Сера и ее соединения». «Серная кислота и ее свойства». «Синтез тиосульфата натрия».

1. Какова общая конфигурация внешнего электронного слоя у атомов халькогенов?

2. Какие степени окисления может иметь кислород в своих соединениях? Какая из степеней окисления для него наиболее характерна?

3. Сколько стабильных изотопов имеет кислород?

4. Назовите природные процессы, в результате которых в атмосфере Земли образуется озон.

5. С какими простыми веществами кислород непосредственно не взаимодействует?

6. Какая реакция является качественной на сероводородную кислоту и её растворимые соли?

7. Чем отличается действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы?

8. Какие валентности имеют в своих соединениях кислород и сера? Почему кислород не проявляет переменной валентности?

9. Перечислите аллотропные модификации, которые образуют кислород и сера? Какие из модификаций термодинамически наиболее устойчивы?

10. Дайте своё объяснение, почему кислород и озон при обычных условиях – газы, а сера – твёрдое вещество?

11. Почему возможное разрушение озонового слоя Земли (даже частичное) вызывает огромное беспокойство экологов и врачей?

12. Какие реакции принято называть реакциями горения?

13. Приведите по два примера реакций с участием SO_2 , в которых степень окисления серы:
а) повышается; б) понижается; в) не изменяется.
14. Какая из кислот является более сильной и почему: а) H_2SO_4 или H_2SO_3 , б) H_2SO_4 или H_2SeO_4 ?
15. Обсудите возможность взаимодействия между следующими веществами:
сульфидом аммония и сульфатом алюминия в водной среде;
сульфидом железа (II) и серной кислотой;
оксидом серы (IV) и фенолятом натрия;
сульфатом железа (III) и магнием.
16. Напишите уравнения возможных реакций, укажите условия, в которых они протекают.
17. Как получают кислород в промышленности?
18. Приведите примеры уравнений реакций, в которых сера выступает: а) в качестве окислителя; б) в качестве восстановителя.
19. Охарактеризуйте отношение серы к кислотам и щелочам составьте уравнения соответствующих реакций.
20. Написать электронные формулы атомов серы, селена, теллура в невозбужденном и возбужденном состояниях.
21. Как изменяется потенциал ионизации и сродство к электрону в ряду S- Se- Te- Po? Чем это объясняется?
22. Промышленные и лабораторные способы получения кислорода.
23. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении:
а) серной кислоты; б) нитрата свинца; в) щелочи?
24. Указать, будут ли протекать следующие реакции, и написать соответствующие уравнения:
а) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{S} =$
б) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Ag} =$
в) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Ag} =$
г) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Zn} =$
25. Что будет происходить в растворе сульфида натрия при добавлении: а) соляной кислоты; б) азотной кислоты? Составить уравнения протекающих реакций.
26. Дать сравнительную характеристику водородных соединений элементов главной подгруппы VI группы, указав и объяснив характер изменения: а) термической устойчивости; б) температур плавления и кипения; в) кислотно-основных и окислительно-

восстановительных свойств. Какие из этих соединений могут быть получены взаимодействием водорода с соответствующим простым веществом?

27. Как и почему изменяются кислотные свойства в ряду серная – селеновая – теллуровая кислота? Как изменяются в этом ряду окислительные свойства?

28. Какова реакция среды в растворах:

а) Na_2S ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) NaHS ?

29. Серная кислота и её свойства. Промышленное получение серной кислоты.

30. Составить уравнения реакций: а) концентрированной H_2SO_4 с магнием и с серебром; б) разбавленной H_2SO_4 с железом.

31. Исходя из строения атомов серы, селена и теллура, указать, какие валентные состояния и степени окисленности характерны для этих элементов. Каковы формулы их высших гидроксидов? Ответ пояснить.

32. Какие водородные соединения образует сера? Как они получают? Каково их строение? Какие степени окисленности проявляет сера в этих соединениях?

33. Оксиды серы, их свойства, получение.

34. Почему сульфид цинка растворяется в соляной кислоте, а сульфид меди – нет? В какой кислоте можно растворить сульфид меди?

35. По каким свойствам можно отличить сульфит натрия от тиосульфата натрия? Привести уравнение реакций.

36. Какие свойства, окислительные или восстановительные, проявляет сернистая кислота при её взаимодействии: а) с магнием; б) с сероводородом; в) с йодом? Какой из входящих в её состав ионов обуславливает эти свойства в каждом из указанных случаев?

37. Какова реакция среды в растворе сульфида аммония: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?

38. Какие из перечисленных соединений вступили в реакцию с тиосульфатом натрия:

а) HCl ; б) NaCl ; в) NaI ; г) I_2 ; д) KMnO_4 , если при этом: 1) исходное вещество обесцветилось; 2) выпал осадок; 3) выделился газ?

39. В какой степени окисления сера может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем? Написать соответствующие электронные формулы. Привести примеры реакций.

40. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении:

а) хлороводородной кислоты; б) нитрата свинца (II); в) щёлочи?

41. Написать уравнения реакций взаимодействия тиосульфата натрия: а) с хлороводородной кислотой, б) с хлорной водой.

42.Какая соль K_2SO_3 или K_2SeO_3 имеет большую степень гидролиза в водном растворе одинаковой концентрации?

43.Написать уравнения реакций сульфидов: Al_2S_3 , Na_2S .

44.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Азот. Аммиак». «Азотная кислота и ее свойства».

Дать сравнительную характеристику атомов элементов подгруппы азота, указав: а) электронные конфигурации; б) валентные возможности; в) наиболее характерные степени окисления.

2. Азот в природе. Получение и свойства азота.

3.Описать электронное строение молекулы N_2 с позиции метода ВС.

4. Как называют соединения азота с металлами. Приведите примеры уравнений реакций получения этих соединений и уравнения реакций с участием этих соединений.

5. Описать электронное строение NH_3 , NH_4^+ , N_2O , HNO_2 , HNO_3 . Какова степень окисленности азота в этих соединениях?

6. Привести примеры соединений азота, в молекулах которых имеются связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

7. Привести примеры реакций, в которых азот играет роль окислителя, и пример реакции, в которой он играет роль восстановителя.

8. Какие соединения азота получают путем непосредственного связывания (фиксации) свободного атмосферного азота? Привести реакции их получения и указать условия проведения реакций.

9. Аммиак. Получение аммиака в лаборатории и промышленности.

10. Химические свойства аммиака.

11. Привести примеры характерных для аммиака реакций присоединения, замещения водорода и окисления.

12. Как можно разделить смесь газов, состоящую из O_2 и NH_3 .

13. Укажите, с какими из перечисленных веществ реагирует аммиак: карбонат магния, гидрокарбонат аммония, азотная кислота, бромоводород. Напишите уравнения протекающих реакций.

14. Бесцветный газ А с резким характерным запахом, легче воздуха, реагирует с сильной кислотой В, при этом образуется соль С, водный раствор которой не образует осадков ни с хлоридом бария, ни с нитратом серебра. Что из себя представляют вещества А, В. С? Напишите уравнения реакций.

15. Написать уравнения термического разложения следующих солей: $(NH_4)_2CO_3$, NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl , $(NH_4)_2Cr_2O_7$, NH_4NO_2 .

16. Гидразин. Получение, свойства.
17. Гидроксиламин. Получение, свойства.
18. Какими свойствами обладает азидоводород и его соли? Можно ли получить HN_3 непосредственным соединением азота и водорода? Ответ мотивировать.
19. Указать способы получения оксидов азота. Почему прямым синтезом из N_2 и O_2 может быть получен только NO ? Почему заметный выход NO при взаимодействии N_2 и O_2 наблюдается лишь при высоких температурах?
20. Описать химические свойства N_2O и NO . К какому классу оксидов они относятся?
21. Что представляет собой бурый газ, выделяющийся при действии концентрированной азотной кислоты на металлы? Почему его окраска усиливается при повышении температуры и ослабляется при ее понижении? Составить уравнения реакций, происходящих при растворении этого газа в воде и растворе щелочи.
22. Как можно выделить азот из его смеси с NO_2 ? Приведите уравнения реакции.
23. Какова реакция среды в растворах нитрата натрия, нитрата аммония, нитрита натрия, нитрита аммония? Какие из перечисленных солей взаимодействуют в подкисленном серной кислотой растворе: а) с йодидом калия; б) с перманганатом калия? Написать уравнения перечисленных реакций.
24. Дождевая вода в грозу содержит немного азотной кислоты. В результате каких реакций она образовалась?
25. Азотная кислота. Получение, свойства.
26. Написать уравнения взаимодействия азотной кислоты с цинком, магнием, медью, серой, углем, йодом. От чего зависит состав продуктов восстановления азотной кислоты?
27. Азотистая кислота. Получение, свойства.
28. Написать уравнение реакции диспропорционирования азотистой кислоты.
29. Какова термическая устойчивость нитратов и нитритов? Что происходит при нагревании следующих солей:
 NaNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$, NH_4NO_3 , NaNO_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , NH_4NO_3 ? Написать уравнения протекающих реакций.
30. Что называется царской водкой? Какими свойствами она обладает? Написать уравнение реакции взаимодействия царской водки с золотом.
31. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Фосфор. Сурьма. Висмут».

1. Фосфор в природе. Получение фосфора.
2. Аллотропные модификации фосфора, их получение, химические свойства.
3. Фосфин. Получение, химические свойства.

4. Соединения фосфора с галогенами, получение.
5. Оксиды фосфора. Получение, химические свойства.
6. Кислоты. Получение, химические свойства.
7. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторные работы по темам: «Углерод. Кремний». «Германий. Олово. Свинец».

1. Углерод в природе.
2. Аллотропия углерода (гибрид. углерода в алмазе и графите). Электропроводность и электропроводность графита.
3. Химические свойства углерода. Карбиды.
4. Диоксид серы (получение в пром. и лаборатории, физ. св-ва, применение). Угольная кислота. Соли угольной кислоты, получение. Получение соды.
5. Оксид углерода (II), физические свойства, электронное строение, получение, химические свойства. Карбонилы металлов. Окислительно-восстановительные свойства.
6. Соединения углерода с серой и азотом.
7. Кремний в природе. Получение свойства кремния.
8. Соединения кремния с водородом и галогенами. Гидролиз хлорида кремния и фторида кремния.
9. Диоксид кремния.
10. Кремниевые кислоты и их соли.
11. Олово, получение, химические свойства.
12. Свинец, получение, химические свойства.
13. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по темам: «Щелочные и щелочноземельные металлы». «Жесткость воды».

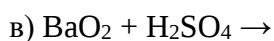
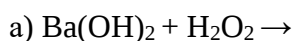
1. Чем объяснить различную последовательность расположения щелочных металлов в ряду напряжений и в периодической системе?
2. Как и почему изменяются основные свойства в ряду $\text{LiOH} - \text{CsOH}$?
3. Чем отличается электролитический способ получения щелочных металлов от электролитического способа получения едких щелочей? Какие электрохимические процессы происходят в том и другом случае?
4. Каково соотношение pH изомолярных растворов NaHSO_3 (pH_1) и Na_2SO_3 (pH_2):
а) $\text{pH}_1 > \text{pH}_2$; б) $\text{pH}_1 = \text{pH}_2$; в) $\text{pH}_1 < \text{pH}_2$?
5. При электролизе водного раствора NaOH на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько водорода выделится на катоде:
а) 2,8 л; б) 5,6 л; в) 11,2 л; г) 22,4 л?

5.Рассмотреть особенности строения атомов элементов II группы. Как изменяется первый потенциал ионизации с ростом порядкового номера элементов в главной и побочной подгруппах?

6.Почему первый потенциал ионизации атома бериллия (9,32 В) выше, чем у атома лития (5,39 В) и ниже, чем у атома лития (5,39 В)?

7.При растворении в кислоте 7,5 г оксида кальция, содержащего примесь карбоната кальция, выделилось 0,21 л газа (н.у.). Какова массовая доля (%) карбоната кальция в исходной смеси?

8.Закончить уравнения реакций:



9.Привести уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерности гидроксидов бериллия и цинка.

10.Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Рассмотреть случаи постоянной и временной жесткости.

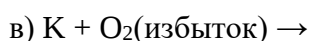
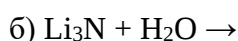
11.В чем заключается ионообменный способ устранения жесткости воды?

12.Вычислить временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1 н. раствора HCl .

13.Как изменяются радиусы и потенциалы ионизации атомов щелочных металлов с ростом порядкового номера элементов? Дать объяснение наблюдающимся закономерностям на основе электронного строения атомов.

14.Чем объясняются различия в свойствах элементов главной и побочной подгрупп I группы?

15.Закончить уравнения реакций:



16.Какая реакция среды в растворе карбоната калия: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?

17.Добавление каких из указанных веществ усилит гидролиз карбоната натрия: а) NaOH ; б) ZnCl_2 ; в) H_2O ; г) K_2S ?

18. Написать формулы тетрагидроксобериллата калия и тетрафторобериллата натрия. Как можно получить эти соединения?
19. Как и почему изменяются основные свойства гидроксидов металлов главной подгруппы II группы в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$?
20. В чем проявляется сходство химических свойств бериллия и алюминия? Чем объясняется это сходство?
21. Привести уравнения реакций, свидетельствующих об амфотерности гидроксидов бериллия и цинка.
22. Можно ли получить кальций восстановлением его оксида алюминием? Ответ обосновать расчетом энергии Гиббса реакции.
23. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) Na_2CO_3 ; б) NaOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Рассмотреть случаи постоянной и временной жесткости.
24. Сколько граммов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необходимо прибавить к 1000 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,86 мэкв/л?
25. Смесь хлоридов натрия и калия массой 0,245 г растворили в воде и на полученный раствор действовали раствором нитрата серебра. В результате реакции образовался осадок массой 0,57 г. Вычислите массовые доли (%) NaCl и KCl в смеси.
26. Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Алюминий».

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.
4. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия

Лабораторная работа по теме: «Титан».

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.

Лабораторная работа по теме: «Хром. Вольфрам. Молибден».

1. Нахождение в природе.
2. Получение.
3. Химические свойства.
4. Амфотерность оксида и гидроксида хрома.
5. Равновесие между хромат- и дихромат- ионами.
6. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (IV).

7.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Марганец».

1.Нахождение в природе.

2. Получение.

3. Химические свойства.

4. Окислительно-восстановительные свойства перманганат-иона в зависимости от кислотности среды.

5.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Семейство железа».

1.Нахождение в природе.

2. Получение железа. Доменный процесс. Выплавка стали.

3. Химические свойства.

4.Оформление отчета и составление выводов.

Лабораторная работа по теме: «Открытие ионов марганца, железа, кобальта и никеля».

1.Выполнение контрольной задачи по открытию катионов марганца, железа, кобальта и никеля.

2.Оформление отчета и составление выводов.

Критерии оценивания результатов:

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, знающие правила техники безопасности и разобравшие методику проведения опытов. Защиту лабораторной работы проводится при наличии отчета (с кратким описанием методики проведения опытов, уравнениями реакций, наблюдениями, выводами).

Прием лабораторных работ- собеседование, предусматривающее самостоятельный ответ студента в свободной форме на поставленные вопросы. В качестве вопросов могут использоваться вопросы, входящие, как в план лекционных занятий, так и сформулированные преподавателем дополнительно в соответствии с тематикой лабораторных работ и/или темами, предусмотренными для самостоятельного изучения.

Время приема лабораторной работы – не более 10 мин на работу.

в) Описание шкалы оценивания:

Сумма баллов за все лабораторные работы – 30 баллов (оценивается: допуск к работе, выполнение работы, в том числе составление отчета, защита работы).

Балл 30 – если студент смог продемонстрировать глубокое и прочное усвоение знаний программного материала, может работать самостоятельно;

Балл 24-29 - продемонстрировать достаточно полное знание программного материала, при выполнении практических задач необходима небольшая консультация;

Балл 18- 24 продемонстрировать общее знание изучаемого материала, при выполнении практических задач требует основательных консультаций и обязательного присмотра.

Общие требования по технике безопасности

1.1 Настоящие требования обязательны для исполнения в химической лаборатории.

1.2 К работе в лаборатории допускаются учащиеся, прошедшие инструктаж по технике безопасности.

1.3. Работать в лаборатории разрешается только в халатах с длинными рукавами. Длинные волосы должны быть аккуратно подобраны.

1.4 В лаборатории запрещается принимать пищу и напитки.

1.5 Запрещается работать в лаборатории в отсутствие преподавателя или лаборанта, а также выполнять в лаборатории экспериментальные работы, не связанные с выполнением учебного задания.

1.6 Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину и порядок. При всех работах с химикатами соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность, невнимательность, недостаточное знакомство с приборами и свойствами веществ могут повлечь за собой несчастный случай.

1.7 Все процедуры при выполнении работы (отмеривание реактивов, их переливание, нагревание и т. д.) должны производиться только на своем рабочем месте или под тягой.

1.8 **Запрещается** подключать неизвестные приборы к лабораторным розеткам

1.9 **Запрещается** переносить включенные приборы.

1.10 **Все вопросы по выполнению эксперимента, возникающие в процессе работы, следует немедленно выяснить у преподавателя.**

1.11 Запрещается проводить опыты, не назначенные преподавателем, вносить и выносить из лаборатории любые вещества и приборы без разрешения преподавателя.

1.12 Химические реакции надлежит выполнять с такими количествами и концентрациями веществ, в таких приборах и посуде, как указано в описаниях работ. Необходимо внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество для опыта.

1.13 Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус, а также брать руками. Нюхать какие бы то ни было вещества в лаборатории необходимо с осторожностью, не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газ движением руки.

1.14 Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т. д. учащиеся обязаны сообщить преподавателю. Устранять неисправности самостоятельно запрещается.

1.15 При получении травм (порезы, ожоги и т. п.), а также при плохом самочувствии необходимо немедленно сообщить преподавателю.

1.16 Необходимо соблюдать большую осторожность при работе с кислотами, щелочами и др. Следует остерегаться попадания указанных реактивов на кожу (ожоги), одежду (разъедание ткани) и внутрь организма (отравления).

1.17 Нагревая жидкость в пробирке или колбе, сосуд надо держать держателем и следить за тем, чтобы отверстие было направлено в сторону от себя и соседей по работе.

1.18 Нельзя наклоняться над сосудом, в котором кипит или наливается какая-нибудь жидкость (особенно едкая), так как брызги могут попасть в глаза.

1.19 Горячему стеклу надо дать хорошенько остыть, прежде чем брать его руками.

Помните, что горячее стекло по виду ничем не отличается от холодного.

1.20 Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой снизу поддерживать за дно.

1.21 При переливании жидкостей необходимо пользоваться воронкой, поставленной в кольцо штатива над сосудом приемником.

1.22 Набирать в пипетку растворы химических веществ *обязательно* резиновой грушей.

1.23 Неиспользованные реактивы никогда не помещайте обратно в тот сосуд, из которого они были взяты. Нельзя опускать в сосуды с реактивами никаких других веществ или предметов, кроме чистого шпателя, который прилагается к банке и служит для набирания из нее сухого реагента.