

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Северо-Осетинский государственный университет
имени Коста Левановича Хетагурова»

Факультет химии, биологии и биотехнологии

Утверждено
Советом факультета

Протокол № 2 от 13/19 от 13 сентября

Председатель Совета, декан, к.х.н.

Ф.А. Агаева



**ПРОГРАММА И ПРАВИЛА ПРОВЕДЕНИЯ
ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ**

для поступающих на основную профессиональную
образовательную программу по направлению
04.04.01 ХИМИЯ (уровень магистратуры)

Составители:

Кубалова Л.М.

к.х.н, доцент,

заведующий кафедрой общей
и неорганической химии

Абаев В.Т.

Д.х.н., доцент ,

заведующий кафедрой органической химии

Владикавказ 2018

1. Правила проведения вступительного испытания

1.1. Цели и задачи вступительного испытания.

Определение уровня базовой и специальной подготовки поступающих, а также уровня сформированности профессиональных компетенций в объеме образовательной программы бакалавриата. В ходе вступительного испытания оцениваются обобщенные знания абитуриентов по химии, выявляются склонности поступающих к научно-исследовательской деятельности в области неорганической и органической химии как дальнейшего направления подготовки.

1.2. Форма проведения вступительного испытания.

Вступительное испытание для поступающих в 2018 году на основную профессиональную образовательную программу «Аналитическая химия» по направлению 04.04.01 Химия (уровень магистратуры) проводится в форме устного экзамена.

1.3. Основные требования к уровню подготовки абитуриентов.

Объем требований Программы соответствует уровню подготовки выпускников бакалавриата ФГБОУ ВО «СОГУ» по направлению Химия, а также требованиям Федерального государственного образовательного стандарта по направлению 04.03.01 Химия (уровень бакалавриата), утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 12.03.2015 г., № 210, в частности, содержанию изучаемых в рамках бакалавриата учебных дисциплин «Неорганическая химия», «Аналитическая химия» и «Физико-химический анализ неорганических материалов».

В рамках вступительного испытания проводится проверка знания абитуриентами внутренней логики химической науки, основных современных общехимических воззрений, теорий, законов, материала по химии элементов и тенденций в изменении свойств простых веществ и соединений элементов по группам и периодам, которые служат фундаментом при последующем изучении дисциплин ОПОП «Химия» в магистратуре.

1.4. Структура экзаменационных билетов.

В состав экзаменационного билета входят 3 теоретических вопроса: 1-й вопрос проверяет знания абитуриента, необходимые для понимания общехимических сведений для освоения теоретических основ неорганической и органической химии (раздел программы 2.1. Теоретические основы химии); 2-й вопрос проверяет знания по неорганической химии (химии элементов) - (раздел программы 2.2. Неорганическая химия); 3-й вопрос билета направлен на проверку знаний по органической химии (раздел программы 3. Органическая химия).

1.5. Порядок и условия проведения вступительного испытания.

В определенное расписанием время абитуриенты должны занять свои места в назначенной аудитории. При себе необходимо иметь паспорт, экзаменационный лист, 2 ручки с синими или черными пастами. После размещения всех допущенных к вступительным испытаниям представитель экзаменационной комиссии объясняет правила оформления ответа и раздает листы устного ответа. Абитуриенты получают билеты с экзаменационными заданиями.

Продолжительность вступительного испытания – не менее 40 минут, в том числе - время на устный ответ одного абитуриента - не более 20 минут.

На экзамене можно пользоваться непрограммируемыми микрокалькуляторами и справочными таблицами, такими как "Периодическая система химических элементов", "Растворимость оснований, кислот и солей в воде", "Ряд стандартных электродных потенциалов", "Термодинамические величины неорганических веществ".

1.6. Критерии оценки.

Максимальная оценка за ответы на вопросы билета составляет 100 баллов, в т.ч. 30 баллов за ответ на первый вопрос, 30 баллов за ответ на второй вопрос и 40 баллов за ответ на третий вопрос. Уровень минимальной положительной оценки — 56 баллов, при условии частичного ответа на каждый из трех вопросов.

При оценке ответов абитуриентов на вступительных испытаниях в магистратуру учитываются такие критерии как полнота и правильность ответа на вопросы экзаменационного билета, логичное изложение и структурирование материала. Абитуриент должен грамотно пользоваться химической терминологией, знать теоретические основы неорганической химии, основные закономерности, определяющие свойства и превращения веществ, уметь применять методы физико-химического анализа и геометрические методы к описанию фазовых превращений.

Основаниями для снижения оценки являются: фактические ошибки и (или) неточности в ответе абитуриента, искажение смысла излагаемых теоретических положений (научных концепций), пропуск абитуриентом существенной части программного материала по соответствующему вопросу, нарушение логики изложения материала, стилистические погрешности и т.д.

Оценка ответа осуществляется на основе следующих критериев:

- аргументированность;
- логика изложения и последовательность конструирования ответа;
- точность и полнота использования понятийно-терминологического аппарата химии;
- сформированность теоретических знаний и специальных умений в области химии;
- умение использовать теоретические знания в конкретных предметных областях;

- системность и осознанность усвоенных знаний и умений.

Знания абитуриентов оцениваются по 100-балльной системе:

- 100 – 86 балл – оценка «отлично»;
- 85 – 71 балл - оценка «хорошо»;
- 70 – 56 балл – оценка «удовлетворительно»;
- менее 56 баллов – «неудовлетворительно».

2. Программа вступительного испытания

2.1. Теоретические основы химии

1. Понятие термодинамической системы. Открытая, закрытая и изолированная системы. Равновесная и неравновесная системы.
2. История развития представлений о строении атома: планетарная модель Резерфорда, постулаты Бора. Предпосылки создания квантовой теории: уравнения Планка и Эйнштейна, волновое уравнение Де Бройля и принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Атомное ядро. Масса и заряд протона и нейтрона. Ядерные силы, их природа. Примеры ядерных реакций: α -распад, β^- -распад, β^+ -распад, деление тяжелых ядер.
4. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Понятие кислоты и основания.
5. Гидролиз солей. Константа гидролиза и степень гидролиза. Факторы, влияющие на константу и степень гидролиза. Условия подавления гидролиза.
6. Закон Гесса. Круговой процесс Борна-Габера и энтальпийная диаграмма химических процессов. Определение теплового эффекта химической реакции по стандартным энтальпиям образования веществ и стандартным энтальпиям сгорания веществ.
7. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии системы при протекании химической реакции и при фазовых превращениях.
8. Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Понятие электрохимического эквивалента. Электролиз растворов и расплавов.
9. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы центрального атома (электронное строение, радиус, заряд).
10. Понятие скорости химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции.
11. Основные положения теории валентных связей (ВС). Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Простой и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Способы перекрывания орбиталей (σ - и π - связи).

12. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и координаты реакции.
13. Основные положения теории молекулярных орбиталей (МО). Метод МО ЛКАО. Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО.
14. Окислительно-восстановительный потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста.
15. Электростатическая природа межмолекулярного взаимодействия. Примеры ориентационного, индукционного и дисперсионного взаимодействия.
16. Понятие энтальпии химической системы и вещества. Стандартное значение энтальпии вещества.
17. Водородная связь как частный случай ковалентной донорно-акцепторной связи. Примеры водородной связи (вода, фтороводород, салициловый ангидрид). Влияние водородной связи на физические свойства веществ.
18. Понятие теплоты (теплового эффекта) химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Причины выделения или поглощения теплоты в ходе химической реакции.
19. Устойчивость комплексных соединений в водном растворе. Константа устойчивости и константа нестойкости. Определение понятия «комплексное соединение». Термодинамическая и кинетическая устойчивость комплексов.
20. Применение теории валентных связей для описания природы связи в комплексных соединениях.
21. Принцип Ле Шателье. Его объяснение с помощью уравнения Гиббса. Примеры влияния различных факторов (концентрация, температура, давление) на состояние химического равновесия.
22. Понятие самопроизвольного процесса и обратимого процесса. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания процесса.
23. Квантование энергии электрона в атоме. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Понятие о волновом уравнении Шредингера и его решении. Описание состояния электрона в атоме с помощью квантовых чисел, их физический смысл.
24. Основные принципы и правила, определяющие порядок заполнения орбиталей электронами: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского.
25. Понятие раствора. Примеры твердых, жидких и газообразных растворов. Суспензии, эмульсии, коллоидные растворы.
26. Концентрация и активность иона в растворе. Концентрационная и термодинамическая константы диссоциации. Взаимосвязь между константой диссоциации и степенью диссоциации (закон разбавления). Факторы, влияющие на константу диссоциации.

27. Ионная связь как крайний случай полярной связи. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Понятие ионного кристалла.
28. Условия, определяющие возможность перекрывания атомных орбиталей (энергия и геометрия). Энергетическая диаграмма МО двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 2 периода. Расчет кратности связи и оценка магнитных свойств молекул.
29. Кислоты, основания и соли с точки зрения:
 - а) теории электролитической диссоциации,
 - б) теории Бренстеда-Лоури,
 - в) теории Льюиса.
30. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы. Примеры буферных растворов.
31. Оценка направления и полноты протекания ОВ реакций по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и энергии Гиббса.
32. Коллигативные свойства растворов.
33. Зависимость устойчивости комплексного соединения от природы лигандов (электронное строение, радиус, заряд). Ряд активности лигандов. Дентантность лигандов.
34. Понятие скорости химической реакции. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции.
35. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и координаты реакции.
36. Форма граничной поверхности s, p, d – орбиталей. Понятие орбитального радиуса и радиуса граничной поверхности. Периодически повторяющиеся свойства атомов: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭ). Определение ОЭ по Полингу и Малликену, а также по Олриду и Рокау.
37. Физический смысл номера периода, номера группы, деления группы на главную и побочную подгруппы. Классификация элементов по строению атома: s, p, d, f- элементы.
38. Влияние температуры и давления на растворимость твердых, жидких и газообразных веществ. Количественные характеристики растворимости:
 - а) коэффициент растворимости,
 - б) константа или произведение растворимости (ПР).
39. Полярность и поляризуемость связи. Полярные и неполярные молекулы. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы. Постоянные, мгновенные и индуцированные диполи.
40. Классификация комплексных соединений по заряду комплекса, природе лигандов, наличию циклов, числу центральных атомов. Кластеры. π -Комплексы. Привести примеры.
41. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций теории валентных связей (ВС). Высоко- и низкоспиновые комплексы. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы.

42. Механизм химической реакции. Понятие лимитирующей стадии процесса. Последовательные и параллельные реакции.
43. Природа химической связи. Различия между понятиями «химическая связь» и «валентность», «валентность» и «координационное число». Степень окисления.
44. Диссоциация комплексных ионов. Константа нестойкости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе. Особенности диссоциации двойных солей.
45. Периодический закон. Периодически меняющиеся свойства атомов элементов таблицы Д.И. Менделеева.
46. Константа равновесия. Примеры выражения константы равновесия различных процессов через парциальные давления газов или концентрации (активности) жидких или газообразных веществ.
47. Гальванические элементы. Первичные и вторичные элементы. Элемент Лекланше, свинцовый аккумулятор, щелочной аккумулятор.
48. Описание октаэдрических комплексов d-элементов с помощью теории кристаллического поля (ТКП) на примере. Энергия расщепления орбиталей и энергия спаривания электронов. Магнитные и спектральные свойства комплексных соединений.
49. Сольватация, сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Примеры неводных растворителей.

2.2. Неорганическая химия

1. Физические свойства благородных газов. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур кипения и плавления в ряду Ne-Rn. Химические соединения криптона и ксенона, принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона. Клатратные соединения благородных газов.
2. Общая характеристика f-элементов. Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов в рядах 4f- и 5f-элементов. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов в рядах лантаноидов и актиноидов. Внутренняя периодичность свойств элементов.
3. Положение p-элементов в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и ионизационных потенциалов по периодам и группам. Валентность и степени окисления атомов p-элементов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группам. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию.
4. Оксиды и гидроксиды цинка (II) и кадмия (II). Оксиды ртути (I, II). Принципы получения. Структурные особенности. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Применение оксидов.

5. Водород. Физические и химические свойства водорода. Водород как восстановитель в молекулярной форме и в атомарном состоянии. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Гидриды: ионные, ковалентные, полимерные и нестехиометрические. Формы нахождения водорода в природе. Способы получения свободного водорода. Применение.
6. Физические свойства цинка, кадмия и ртути (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Амальгамы. Меры предосторожности при работе с ртутью.
7. Физические свойства простых веществ галогенов. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтор–астат. Химические свойства простых веществ галогенов. Изменение энергии связи в молекулах галогенов по группе и реакционная способность галогенов.
8. Отношение галогенов к воде, щелочам, металлам и неметаллам.
3. Соли меди (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Галогено-, циано- и амминокомплексы. Соли золота (III) в катионной и анионной формах.
9. Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химической связи. Ассоциация молекул HF. Фтороводород как сильный ионизирующий растворитель. Физические свойства HHal: изменение температур плавления и кипения в ряду HF–HHal. Химические свойства галогеноводородов: реакционная способность, кислотные свойства. Восстановительная активность в ряду: HF–HI. Общие принципы получения галогеноводородов
10. Соли меди, серебра и золота (I). Окислительно-восстановительные свойства. Диспропорционирование солей меди и золота. Галогенокомплексы. Фотографические процессы на основе галогенидов серебра. Аммино- и цианоккомплексы.
11. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Структура и сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоритов, хлоратов и перхлоратов.
12. Гидроксиды меди (II) и золота (III). Способы получения и особенности строения. Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Оксо- и гидроксокупраты и аураты.
13. Аллотропные модификации кислорода и серы. Химическая связь в молекуле O₂ с позиций теорий ВС и МО. Строение молекулы O₃. Изменение неметаллических свойств в ряду O₂–Po. Окислительно-восстановительные свойства р-элементов VI группы, отношение к металлам и неметаллам, воде, кислотам и щелочам.
14. Физические свойства меди, серебра и золота (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам,

- неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Растворение золота в царской водке. Коррозионная устойчивость.
15. Гидриды р-элементов VI группы. Строение молекул. Изменение температур кипения и плавления в ряду $\text{H}_2\text{O}-\text{H}_2\text{Te}$. Термическая устойчивость, кислотные и восстановительные свойства. Токсичность халькогенидов водорода. Общие методы получения.
 16. Комплексные соединения Fe(0, II, III), Co(0, II, III) и Ni(0, II): аква-, аммино-, гидроксо-, циано-, оксалатокомплексы, карбонилы. Ферроцен. Многоядерные комплексы. Принципы получения и строение указанных комплексов.
 17. Пероксид водорода. Строение молекулы. Термическая устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Промышленные и лабораторные методы получения. Применение.
 18. Оксиды и гидроксиды железа (II, III), кобальта (II, III) и никеля (II). Оксид Fe_3O_4 . Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам. Получение и свойства ферритов (III) и кобальтатов(III).
 19. Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Методы получения. Изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду $\text{H}_2\text{SO}_4-\text{H}_2\text{SeO}_4-\text{H}_6\text{TeO}_6$. Получение и свойства кислых и средних солей данных кислот. Особые свойства концентрированных кислот. Полисерные кислоты и их соли.
 20. Физические свойства железа, кобальта и никеля (температура плавления, твердость, плотность, механическая прочность, ферромагнетизм). Химическая активность при обычной и повышенной температурах. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Коррозия железа. Пирофорное состояние железа, кобальта и никеля.
 21. Термодинамическая характеристика реакции синтеза аммиака. Жидкий аммиак как растворитель. Растворение аммиака в воде. Соли аммония, особенности их термической диссоциации. Амминокомплексы. Реакции замещения водорода в аммиаке.
 22. Нахождение d-элементов VIII группы в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов. Диаграмма плавкости системы Fe- Fe_3C . Чугун, сталь.
 23. Гидразин, гидросиламин и азидоводород. Строение молекул, методы получения и применение. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли гидразония, гидросиламмония и азотистоводородной кислоты. Их применение.
 24. Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Принципы получения. Термодинамическая характеристика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Кислотно-основные и окислительно-

- восстановительные свойства оксидов азота. Токсичность. Влияние на окружающую среду.
25. Соли марганца в анионной форме. Соли марганца (IV, VI): принципы получения, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Соли марганца, технеция и рения (VII). Принципы получения и применение перманганатов, пертехнатов и перренатов. Окислительные свойства перманганат-иона в водных растворах различной кислотности.
 26. Азотистая и азотная кислоты. Строение молекул кислот и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства кислот и их солей. Токсичность нитритов и нитратов.
 27. Соли d-элементов VI группы в анионной форме. Соли хрома (III), хрома, молибдена и вольфрама (VI). Влияние кислотности раствора на равновесие хромат – дихромат. Полихроматы. Окислительные свойства хроматов. Принцип действия хромовой смеси.
 28. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами. Царская водка. Получение и применение азотной кислоты. Азотные удобрения. Термическая диссоциация нитратов.
 29. Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI), молибдена и вольфрама (VI). Принципы получения. Структурные особенности. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента. Отношение к нагреванию, воде, кислотам и щелочам.
 30. Кислородосодержащие кислоты фосфора, их строение. Фосфорноватистая кислота и гипофосфаты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета- и ортофосфорная кислоты и их соли. Полифосфорные кислоты и полифосфаты. Основность, кислотные и окислительно-восстановительные свойства фосфоросодержащих кислот. Получение и применение ортофосфорной кислоты. Фосфорные удобрения.
 31. Нахождение хрома, молибдена и вольфрама в земной коре. Важнейшие природные соединения. Принципы промышленного получения металлов. Применение металлов в свободном состоянии и в виде сплавов.
 32. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Промышленные и лабораторные методы получения. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II) и его соединений.
 33. Оксиды и гидроксиды ванадия (II, III, IV, V), ниобия и тантала (V). Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и порядкового номера элемента.
 34. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде и щелочам. Получение. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Применение оксидов углерода.
 35. Физические свойства ванадия, ниобия и тантала (температура плавления, твердость, плотность и механическая прочность). Химическая активность

- при обычной и повышенной температуре. Отношение к металлам, неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Коррозионная устойчивость.
36. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы и карбонат-иона. Свойства угольной кислоты. Карбонаты, гидро- и гидрокарбонаты. Особенности их получения и термическая устойчивость. Применение солей угольной кислоты.
 37. Особенности строения диоксида кремния. Аморфная и кристаллическая формы, кварц и кварцевое стекло. Методы получения. Свойства SiO_2 . Отношение к воде, кислотам и щелочам. Методы перевода в растворимое состояние. Мета-, орто- и поликремниевые кислоты и их соли. Особенности строения кремниевых кислот и силикатов.
 38. Соединения щелочных металлов с кислородом. Особенности химической связи в оксидах, пероксидах, надпероксидах и озонидах. Сравнительная устойчивость. Отношение к воде и оксиду углерода (IV). Окислительно-восстановительные свойства. Получение и применение.
 39. Простые вещества, образованные р-элементами IIIA группы, особенности их строения, физические и химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, отношение к неметаллам, металлам, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ.
 40. Соли s-элементов II группы. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Хлориды. Оксохлориды. Карбонаты. Сульфаты. Жесткость воды и методы ее устранения. Единицы жесткости. Особенности солей бериллия. Применение солей s-элементов II группы.
 41. Гидриды р-элементов IIIA группы. Строение молекул борводородов. Полимерное строение гидридов Al, Ga, In, Tl. Принципы получения и химические свойства (отношение к воде, щелочам, горение).
 42. Природа химической связи и кристаллическая структура гидроксидов s-элементов II группы. Сравнение термической устойчивости, растворимости в воде и силы основания в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2$ – $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Амфотерность гидроксида бериллия. Принципы промышленного получения гидроксидов и их применение.
 43. Гидроксиды р-элементов III группы. Изменение кислотно-основных свойств от бора к таллию. Особенности получения, строения и свойств гидроксидов Al, Ga, In, Tl (III). Гидроксид таллия (I). Аналогия в свойствах TlOH и: а) щелочей, б) гидроксида серебра. Отличия в составе и строении алюминатов, полученных при сплавлении $\text{Al}(\text{OH})_3$ с щелочами и при взаимодействии с растворами щелочей.
 44. Соли s-элементов I группы. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Тектогидраты. Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая и питьевая. Поташ. Глауберова соль. Особенности солей лития. Применение солей щелочных металлов.
 45. Формы нахождения металлов в природе. Рудные месторождения. Редкие и рассеянные элементы. Общие методы получения металлов: пиро-,

- гидро- и электрометаллургия. Термическое разложение карбониллов и иодидов. Принципы получения металлов высокой чистоты.
46. Природа химической связи и кристаллическая структура гидроксидов щелочных металлов. Сравнение термической устойчивости, растворимости в воде и силы основания в ряду $\text{LiOH}-\text{CsOH}$. Принципы промышленного получения гидроксидов натрия и калия и их применение. Меры предосторожности при работе со щелочами.
 47. Нахождение в природе и промышленное получение щелочных металлов. Физические и химические свойства щелочных металлов. Отношение к неметаллам, воде, кислотам.
 48. Изменение химической активности в ряду $\text{Sc}-\text{Y}-\text{La}$. Отношение к неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Положение Sc , Y и La в ряду напряжений металлов. Сравнение свойств d-элементов III группы со свойствами s-элементов II группы и d-элементов (Ti).
 49. Галогениды Ti, Zr, Hf (IV) и Ti (II, III). Методы получения, особенности строения и свойств. Применение галогенидов. Оксогалогениды. Галогенокомплексы.
 50. Кластерные соединения Mn, Tc и Re. Галогениды технеция и рения. Карбонилы марганца, технеция и рения. Принципы получения, природа химической связи, применение.

2.3. Органическая химия.

1. Принципы номенклатуры органических соединений: а) историческая и тривиальная, б) рациональная, в) женевская и ИЮПАК.
2. Алкены, алкины. Классификация и номенклатура. Синтезы на основе ацетилена и алкенов. Реакция Фаворского, Реппе. Алкадиены. Реакция Дильса-Альдера.
3. Понятие об оптической изомерии. Асимметрический центр. Антиподы. Диастериомеры.
4. Алициклические соединения. Номенклатура. Строение и свойства. Конформационный анализ (кресло, ванна). Теория напряжения Байера и её современное понимание.
5. Реакция нуклеофильного замещения в ароматическом и гетероциклическом рядах.
6. Спирты. Кислотно-основные свойства спиртов. Строение, способы получения и свойства одноатомных спиртов.
7. Одноатомные предельные спирты. Дегидратация спиртов. Механизм реакции, правило Зайцева-Вагнера. Дегидрирование и окисление спиртов.
8. Карбонильные соединения. Строение карбонильной группы, спектры карбонильных соединений. Реакции нуклеофильного присоединения (HCN , RMgX , RLi , H_2O , ROH , амины и др.).
9. Карбоновые кислоты. Спектральные свойства кислот. Классификация. Строение и свойства COOH -группы. Производные карбоновых кислот (галогенангидриды, ангидриды, амиды, сложные эфиры).

10. Дикарбонильные соединения (диальдегиды, дикетоны). Синтез и свойства. Синтезы гетероциклических соединений с участием дикарбонильных соединений.
11. Дикарбоновые кислоты. Синтез и свойства. Синтезы на основе малоновой кислоты и её эфира. Адипиновая кислота. Искусственное волокно.
12. Амины. Получение. Основность аминов. Свойства. Отличительные свойства первичных, вторичных, третичных алифатических и ароматических аминов.
13. Свойства аминов (ациклических, ароматических, гетероциклических). Аминогруппа как ориентант I рода. Сульфамидные препараты.
14. Ароматические diaзосоединения. Свойства diaзосоединений. Реакции, идущие с выделением и без выделения азота. Синтез красителей.
15. Пятичленные гетероциклические соединения с одним гетероатомом. Строение, ароматичность, способы получения, химические свойства. Пирролидин.
16. Фенолы. Спектральные свойства фенолов. OH-группа как ориентант I рода (галогенирование, сульфирование, нитрование, азосочетание, ацилирование фенола). Фенолформальдегидные смолы.
17. Переходы между различными состояниями молекул под влиянием электромагнитного поля. Электронно-колебательно-вращательные переходы и спектры молекул. Использование спектров ЯМР и ЭПР для изучения строения молекул.
18. Теория ориентации в бензольном кольце, содержащем два заместителя. Примеры согласованной и несогласованной ориентации.
19. Классификация углеводов. Альдозы и кетозы. Строение глюкозы и её свойства.
20. Ароматические моно-, дикарбоновые кислоты. Фталевый ангидрид. Свойства. Лавсан.
21. Пиридин. Пиридин в природе. Строение пиридина. Ароматичность, основность пиридина. Свойства. Реакции электрофильного и нуклеофильного замещения. Витамин РР.
22. Реакции электрофильного замещения в бензольном ядре (галогенирование, сульфирование, нитрование, реакция Фриделя-Крафтса). Общие закономерности и механизм этих реакций.
23. Теория ориентации в монозамещенных производных бензола. Влияние индуктивного и мезомерного эффектов заместителей. Ориентанты первого и второго рода. Электрофильные, нуклеофильные реакции.
24. Ароматические соединения. Понятие об ароматичности. Критерии ароматичности. Небензоидные ароматические соединения. Правило $(4n+2)$ Хюккеля.
25. Кетоенольная таутомерия. Катализ енолизации основаниями и кислотами. Ацетоуксусный эфир и синтезы на его основе. Двойственная реакционная способность.
26. Клетчатка. Строение, свойства. Искусственный шелк, нитрование клетчатки.

27. Гомогенный и гетерогенный катализ. Особенности кинетики гетерогенных каталитических реакций. Ферментативный катализ.

2.4. Рекомендуемая литература

Основная литература

1. Ю.Д. Третьяков. Неорганическая химия. В 3-х томах. М.: Издательский центр «Академия», 2004.
2. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1988, 1998, 2002.
3. Р.Б. Николаева. Неорганическая химия. Красноярск: Сибирский федеральный университет (3-е изд.), 2007. <http://www.twirpx.com/file/801941/>
4. Б.В. Некрасов. Основы общей химии. Т. 1,2. М.: Химия, 1972-1974.
5. Я.А. Угай. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2000.
6. О.С. Зайцев. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. М.: Высшая школа, 1983.
7. Н.С. Ахметов. Лабораторные и семинарские задания по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа, 2003.
8. Реутов О.А., Курц А.Л., Бутин К.П. Органическая химия. - М.: Бином. Лаборатория знаний, 2013. - 726 с.
9. Травень В.Ф. Органическая химия. В 2-х т. - М.: Академкнига, 2008. - Т.1. - 727 с. - Т.2. - 582 с.

Дополнительная литература

Дополнительная

1. Некрасов Б.В.. Основы общей химии. В 2-х т. - СПб.: Лань, 2003. - 656 с., 688 с.
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 2004. - 528 с.
3. Зайцев О.С. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. - М.: Высшая школа, 1983. - 256 с.
4. Кабанов С.В.. Конспект курса лекций по неорганической химии. - Владикавказ: изд-во СОГУ, 1997.
5. Аналитическая химия. Проблемы и подходы. В 2 т. / Под ред. Кельнера Р. - М.: Мир АСТ, 2004. - 608 с.
6. Отто М. Современные методы аналитической химии. - М.: Техносфера, 2008. - 535 с.
7. Методы химического анализа. В 2-х т. - М.: Высшая школа. 2004. - 361 с., 503 с.
8. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2-х ч. - М.: Дрофа, 2002. - 320, 384 с.
9. Шабаров Ю. С.. Органическая химия. В 2-х т. - СПб.: Лань, 2011. - 848 с.
10. Бажин Н.М., Иванченко В.А., Пармон Б.Н. Термодинамика для химиков. - М.: КолосС, 2008. - 672 с.
11. Белик В.В., Киенская К.И. Физическая и коллоидная химия. - М.: Академия, 2012. - 288 с.

12. Чуркин А.С., Федулова М.А. Физическая химия. Часть 1. Химическая термодинамика - Екатеринбург: Изд-во Рос. гос. проф.-пед. ун-та, 2003. - 168 с.

Интернет-ресурсы

1. Электронная библиотека e-library, <http://elibrary.ru>
2. Электронная библиотека учебной литературы (Университетская библиотека ON Line)
http://biblioclub.ru/index.php?page=razdel&sel_node=1412
3. http://biblioclub.ru/index.php?page=book_view&book_id=144210
4. Электронная библиотека учебных материалов по химии. Окислительно-восстановительные потенциалы.
<http://www.chem.msu.su/rus/handbook/redox/welcome.html>
5. И.В. Морозов, А.И. Болтанин, Е.В. Карпова. Окислительно-восстановительные процессы. М.: изд-во МГУ, 2008.
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/karpova/welcome.html>
6. А.В. Шевельков. Методы исследований в неорганической химии.
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/shevelkov1.pdf>

2.5. Образец экзаменационного билета на вступительном испытании

БИЛЕТ №

1. Понятие самопроизвольного процесса и обратимого процесса. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания процесса.
2. Соли d-элементов VI группы в анионной форме. Соли хрома (III), хрома, молибдена и вольфрама (VI). Влияние кислотности раствора на равновесие хромат – дихромат. Полихроматы. Окислительные свойства хроматов. Принцип действия хромовой смеси.
3. Фенолы. Спектральные свойства фенолов. OH-группа как ориентант I рода (галогенирование, сульфирование, нитрование, азосочетание, ацилирование фенола). Фенолформальдегидные смолы.

Составители:

Заведующий кафедрой общей и неорганической химии,

к.х.н., доцент

Л.М. Кубалова

Заведующий кафедрой органической химии,

д.х.н., доцент

В.Т. Абаев