

ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ ПО ХИМИИ

для поступающих на 1-й курс по результатам вступительных испытаний, проводимых СПбГУ самостоятельно.

Раздел I. Основные вопросы и темы.

Раздел 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1. Предмет и задачи химии. Явления физические и химические. Место химии среди естественных наук. Химия и экология. 2. Основы атомно-молекулярного учения. Понятие атома, элемента, вещества. Относительная атомная и относительная молекулярная массы. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Стехиометрия: закон сохранения массы вещества, постоянство состава. Относительная плотность газа. 3. Химические элементы. Знаки химических элементов и химические формулы. Простое вещество, сложное вещество. Аллотропия. Валентность и степень окисления. Составление химических формул по валентности элементов и атомных групп. 4. Строение атома. Атомное ядро. Стабильные и нестабильные ядра. Радиоактивные превращения, деление ядер и ядерный синтез. 5. Двойственная природа электрона. Строение электронных оболочек атомов. Квантовые числа. Атомные орбитали. Электронные конфигурации атомов в основном и возбужденном состояниях. 6. Открытие Д.И.Менделеевым периодического закона и создание периодической системы химических элементов. Современная формулировка периодического закона. Строение периодической системы: большие и малые периоды, группы и подгруппы. Зависимость свойств элементов и образуемых ими соединений от положения элемента в периодической системе. 7. Виды химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная. Механизмы образования и примеры соединений. Модель гибридизации орбиталей. Связь электронной структуры молекул с их геометрическим строением (на примере соединений элементов второго периода). 8. Агрегатные состояния веществ. Зависимость перехода вещества из одного агрегатного состояния в другое от температуры и давления. Газы. Законы идеальных газов. Уравнение Менделеева – Клапейрона. Закон Авогадро, молярный объем. Жидкости. Ассоциация молекул в жидкостях. Твердые тела. Основные типы кристаллических решеток: кубические и гексагональные. 9. Классификация химических реакций: реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Определение стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Электрохимический ряд напряжений металлов. 10. Тепловые эффекты химических

реакций. Термохимические уравнения. Теплота (энтальпия) образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. 11. Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Константа скорости химической реакции. Энергия активации. Катализ и катализаторы. 12. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения, принцип Ле Шателье. Константа равновесия, степень превращения. 13. Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, процентная концентрация, молярная концентрация). Твердые растворы. Сплавы. 14. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Ионные уравнения реакций. Свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации Аррениуса. Электролиз водных растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие у катода и анода.

Раздел 2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

На основании периодического закона абитуриенты должны уметь давать сравнительную характеристику элементов по группам и периодам. Характеристика элемента включает электронную конфигурацию атома; возможные валентности и степени окисления элемента в соединениях; формы простых веществ и основные типы соединений, их физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения; распространенность элемента и его соединений в природе, практическое значение и области применения его соединений. При описании химических свойств должны быть отражены реакции с участием неорганических и органических соединений (кисотно-основные и окислительно-восстановительные превращения), а также качественные реакции. 1. Основные классы неорганических веществ, их названия (номенклатура), генетическая связь между ними. 2. Оксиды и пероксиды; типы оксидов. Способы получения, свойства оксидов и пероксидов. 3. Основания, способы получения, свойства. Щелочи, их получение, свойства, применение. 4. Кислоты, их классификация, общие свойства, способы получения. 5. Соли, их состав, химические свойства, способы получения. Гидролиз солей. 6. Металлы, их положение в периодической системе. Физические и химические свойства. Основные способы получения. Металлы и сплавы в технике. 7. Общая характеристика главной подгруппы I группы периодической системы химических элементов. Оксиды, пероксиды, гидроксиды и соли щелочных металлов. Калийные удобрения. 8. Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы периодической системы химических элементов. Кальций и его соединения. Жесткость

воды и способы ее устранения. 9. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы периодической системы химических элементов. Алюминий. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. 10. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы периодической системы химических элементов. Углерод, его аллотропные модификации. Оксиды углерода (II) и (IV). Угольная кислота и ее соли. Карбиды кальция и алюминия. 11. Кремний. Силан. Силицид магния. Оксид кремния (IV). Кремниевая кислота и ее соли. 12. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы периодической системы химических элементов. Азот. Аммиак, его промышленный синтез. Соли аммония. Нитриды. Оксиды азота. Азотная и азотистая кислоты и их соли. Азотные удобрения. 13. Фосфор, его аллотропные модификации. Фосфин, фосфиды. Оксид фосфора (V), орто-, мета- и дифосфорная кислоты и их соли. Фосфорные удобрения. 14. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы периодической системы химических элементов. Кислород, его аллотропные модификации, свойства озона. Оксиды и пероксиды. 15. Вода, строение воды. Физические, химические свойства. Пероксид водорода. Кристаллогидраты. 16. Сера. Сероводород. Сульфиды. Оксиды серы (IV) и (VI), получение, свойства. Серная и сернистая кислоты, их свойства; соли серной и сернистой кислот. Производство серной кислоты. 17. Водород, его взаимодействие с металлами, неметаллами, оксидами, органическими соединениями. 18. Общая характеристика элементов главной подгруппы VII группы периодической системы химических элементов. Галогеноводороды. Галогениды. Кислородсодержащие соединения хлора. 19. Общая характеристика переходных металлов. 20. Железо, его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, лежащие в основе получения чугуна и стали. Роль железа и его сплавов в технике.

Раздел 3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Характеристика каждого класса органических соединений включает особенности электронного и пространственного строения соединений данного класса, закономерности изменения физических и химических свойств в гомологическом ряду, номенклатуру, виды изомерии, основные типы химических реакций и их механизмы. Характеристика конкретных соединений включает физические и химические свойства, лабораторные и промышленные способы получения, области применения. При описании химических свойств соединений необходимо учитывать реакции с участием как радикала, так и функциональной группы. 1. Теория химического строения органических соединений А.М.Бутлерова. Зависимость свойств веществ от их строения. Виды изомерии. Природа химической связи в молекулах органических соединений, гомо- и гетеролитические

способы разрыва связей. Понятие о свободных радикалах. 2. Предельные углеводороды (алканы и циклоалканы), их электронное и пространственное строение (sp^3 - гибридизация). Номенклатура, изомерия. 3. Этиленовые углеводороды (алкены), их электронное и пространственное строение (sp^2 - гибридизация, s - и p -связи). Номенклатура, изомерия. Правило Марковникова. Циклоалкены. Сопряженные диеновые углеводороды, особенности их химических свойств. 4. Ацетиленовые углеводороды (алкины), их электронное и пространственное строение (sp -гибридизация, s - и p -связи). Номенклатура. Кислотные свойства алкинов. Реакция Кучерова. 5. Ароматические углеводороды (арены). Бензол, электронное и пространственное строение (sp^2 - гибридизация). Гомологи бензола. Понятие о взаимном влиянии атомов на примере толуола (реакции ароматической системы и углеводородного радикала). 6. Природные источники углеводородов: нефть, природный и попутный нефтяной газы, уголь. Перегонка нефти. Крекинг. Продукты, получаемые из нефти, их применение. 7. Спирты. Первичные, вторичные и третичные спирты. Номенклатура, строение, химические свойства одноатомных спиртов. Многоатомные спирты, номенклатура, особые свойства (этиленгликоль, глицерин). 8. Фенол, его строение, взаимное влияние атомов в молекуле. Химические свойства фенола, сравнение со свойствами алифатических спиртов. 9. Альдегиды и кетоны. Номенклатура, строение, физические и химические свойства. Особенности карбонильной группы. Муравьиный и уксусный альдегиды, получение, применение. 10. Карбоновые кислоты. Номенклатура, строение, физические и химические свойства. Взаимное влияние карбоксильной группы и углеводородного радикала. Предельные, непредельные и ароматические кислоты. Примеры кислот: муравьиная (ее особенности), уксусная, стеариновая, олеиновая, бензойная. 11. Сложные эфиры. Строение, химические свойства. Реакция этерификации. Жиры, их роль в природе, химическая переработка жиров (гидролиз, гидрирование). 12. Углеводы. Моносахариды: рибоза, дезоксирибоза, глюкоза, фруктоза. Их строение, физические и химические свойства, роль в природе. Циклические формы моносахаридов. Полисахариды: крахмал и целлюлоза. Значение углеводов в природе. 13. Амины. Алифатические и ароматические амины. Взаимное влияние атомов на примере анилина. Первичные, вторичные и третичные амины. 14. Аминокислоты и оксикислоты. Строение, химические свойства, изомерия. Примеры оксикислот: молочная, винная, салициловая. α -Аминокислоты – структурные единицы белков. Пептиды. Строение, биологическая роль белков. 15. Пиррол. Пиридин. Пиримидиновые и пуриновые основания, входящие в состав нуклеиновых кислот. Представление о структуре нуклеиновых кислот. 16. Реакции полимеризации и поликонденсации. Общие понятия химии высокомолекулярных

соединений (ВМС): мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации (поликонденсации). Примеры различных типов ВМС.

Раздел II. Организационно-методический.

Вступительные испытания для поступления на основные образовательные программы специалитета и бакалавриата проводятся в форме устного собеседования.

На экзамене по химии поступающий в университет должен: • показать знание основных теоретических положений; • уметь применять теоретические положения химии при рассмотрении классов неорганических и органических веществ и их соединений; • уметь раскрывать зависимость свойств веществ от их состава и строения; • знать свойства важнейших веществ, применяемых в промышленности и в быту; • понимать основные научные принципы важнейших химических производств (не углубляясь в детали устройства химической аппаратуры); • решать типовые и комбинированные задачи по основным разделам химии.

Во время проведения вступительного испытания абитуриент может пользоваться следующими таблицами: «Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева», «Растворимость оснований, кислот и солей в воде», «Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов». Никакими другими дополнительными материалами абитуриент пользоваться не может. Длительность испытания 30 минут.

Раздел III. Основная и дополнительная литература.

1. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в ВУЗы, любое издание. 2. Глинка Н.Л. Общая химия, любое издание (По этому учебнику следует готовить только те разделы, которые есть в школьном курсе и в программе для поступающих в ВУЗ) 3. Михайлов М.Л., Петрова Г.А., Семенов И.Н. Тренировочные упражнения по химии. Пособие для поступающих в ВУЗы. Л., 1989. 4. Семенов И.Н. Пособие для поступающих в ВУЗы. Л., 1989. 5. Кузьменко Н., Еремин В., Попков В. Химия для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы. «Дрофа», М., 1997. Семенов И.Н. Задачи по химии повышенной сложности для абитуриентов. Учебное пособие. Вып.1-4., Л., 1991.

Раздел IV. Критерии оценки.

100-95 баллов ставится, если абитуриент показал глубокое знание предмета, дал исчерпывающие ответы на поставленные вопросы, способен без подготовки или после небольших затрат времени ответить на дополнительные вопросы.

94-80 баллов ставится, если абитуриент уверенно владеет материалом, но при ответе неуверенно себя чувствует при ответах на дополнительные вопросы.

79-75 баллов ставится, если абитуриент уверенно владеет материалом, но при ответе упускает отдельные существенные моменты; неуверенно себя чувствует при ответах на дополнительные вопросы.

75-65 баллов ставится, если абитуриент ориентируется в поставленных вопросах, может сформулировать основные моменты, но теряется при ответах на дополнительные вопросы.

Ниже 64 баллов ставится, если абитуриент ориентируется в поставленных вопросах, может сформулировать основные моменты, но неспособен дать полный ответ; теряется при ответах на дополнительные вопросы.

Если обучающийся неспособен дать ответ на поставленные вопросы, ему выставляется оценка 0 (ноль) баллов.

Примеры основных и дополнительных вопросов при собеседовании:

Как определить окислитель и восстановитель в органических реакциях?

Какие главные зависимости выведены в Периодической системе Д.И. Менделеева?

Что такое пептидная связь?

Как связана скорость прямой и обратной реакций с температурой проведения реакции?

Назовите и определите форму атомных орбиталей.