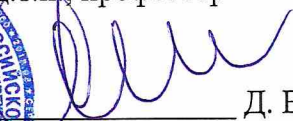


МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Самарский государственный технический университет»
(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

УТВЕРЖДАЮ
Ректор ФГБОУ ВО «СамГТУ»,
д.т.н., профессор





Д. Е. Быков

«27» 10 2023 г.

**ПРОГРАММА ВСТУПИТЕЛЬНОГО ЭКЗАМЕНА
в аспирантуру СамГТУ**

по научной специальности

1.4.1. Неорганическая химия

1. ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

К вступительным испытаниям по программам подготовки научных и научно-педагогических кадров в аспирантуре СамГТУ допускаются лица, имеющие образование не ниже высшего (специалитет или магистратура).

Прием осуществляется на конкурсной основе по результатам вступительных испытаний.

2. ЦЕЛЬ ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ

Вступительные испытания призваны определить степень готовности поступающего к освоению основной образовательной программы аспирантуры по данной научной специальности.

3. ФОРМА ПРОВЕДЕНИЯ И КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ

Вступительное испытание проводится в письменной форме в соответствии с установленным приемной комиссией СамГТУ расписанием.

Поступающему предлагается ответить письменно на вопросы и (или) решить задачи в соответствии с экзаменационными заданиями, которые охватывают содержание разделов и тем программы вступительных испытаний. Для подготовки ответа поступающие используют экзаменационные листы, которые впоследствии хранятся в их личном деле.

При приеме на обучение по программам подготовки научных и научно-педагогических кадров в аспирантуре результаты каждого вступительного испытания оцениваются **по пятибалльной шкале**.

Минимальное количество баллов для каждого направления подготовки, подтверждающее успешное прохождение вступительного испытания, составляет 3 балла.

Шкала оценивания:

«Отлично» — выставляется, если поступающий представил развернутые, четкие ответы на основные вопросы экзаменационного билета.

«Хорошо» — выставляется, если поступающий представил относительно развернутые, четкие ответы на основные вопросы экзаменационного билета;

«Удовлетворительно» — выставляется, если поступающий представил относительно развернутые, четкие ответы на основные вопросы экзаменационного билета, при этом некоторые ответы раскрыты не полностью;

«Неудовлетворительно» — выставляется, если при ответе поступающего основные вопросы билета не раскрыты.

4. ПЕРЕЧЕНЬ РАЗДЕЛОВ, ТЕМ И СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

РАЗДЕЛ 1. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1. Основы строения вещества

1.1. Введение. Химия как раздел естествознания - наука о веществах и их превращениях. Основные понятия и законы современной химии. Закон эквивалентов. Молярные массы эквивалента простых и сложных веществ.

1.2. Квантово-механическая модель строения атома. Основные сведения о строении атома. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Уравнение Планка. Атомные ядра, их состав. Электронные оболочки атомов. Корпускулярно-волновые свойства микрообъектов. Соотношение Луи де Бройля.

1.3. Характеристика доведения электрона в атоме системой квантовых чисел s , p , d и f - орбитали. Принципы формирования электронной структуры атомов. Запрет Паули, правило Гунда. Электронные формулы атомов элементов.

1.4. Периодическая система и периодический закон как естественная классификация элементов по электронному строению атомов. Структура системы, Периоды, группы и подгруппы. Обзор свойств элементов в соответствии с их положением в периодической системе. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение величин радиусов атомов и ионов в периодах и группах.

1.5. Химическая связь и строение молекул. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Ковалентная связь. Методы описания ее: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей. Механизм образования и свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Ординарные и кратные связи.

1.6. Донорно-акцепторные связи. Комплексные соединения. Их структура и классификация. Комплексообразователи, лиганды, координационные числа. Поведение комплексов в растворах. Комплексные и двойные соли. Понятие о константе нестойкости.

1.7. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Ионная связь. Свойства соединений с ионной связью.

1.8. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали. Влияние характера распределения электронов по молекулярным орбиталям на порядок, энергию и длину связи. Двухатомные молекулы элементов I и II периодов.

2. Общие закономерности химических процессов

2.1. Энергетика химических процессов.

Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии. Энергия Гиббса как критерий возможности и направления реакции.

2.2. Химическая кинетика и равновесие.

Основные понятия химической кинетики. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действующих масс. Понятие об энергетическом барьере, активных частицах, энергии активации. Понятие о гетерогенном и гомогенном катализе. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Основные факторы, определяющие направление течения реакции и состояния равновесия. Принцип Ле Шателье.

3. Теория растворов

3.1. Растворы. Общая характеристика.

Тепловые эффекты при растворении веществ. Способы выражения концентрации растворов. Электролиты и неэлектролиты. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации, ее зависимость от концентрации. Константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда. Константы диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в растворе. Понятие об активности. Ионная сила. Ионное произведение воды. pH и pOH. Гидролиз солей.

3.2. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза. Понятие о константе и степени гидролиза. Понятие о произведении растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимого электролита.

4. Электрохимические процессы

4.1. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация реакций окисления- восстановления. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

4.2. Электрохимия. Понятие об электродных потенциалах на границе металл/раствор электролита. Ряд стандартных электродных потенциалов. Формула Нернста. Гальванические элементы.

4.3. Электролиз. Последовательность анодных и катодных процессов. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодами. Законы электролиза. Применение электролиза в химической технологии.

4.4. Электрохимическая коррозия металлов. Классификация и механизм коррозионных процессов. Способы защиты металлов от коррозии: металлические и неметаллические покрытия, протекторная и катодная защита, применение ингибиторов.

5. Неорганическая химия. Обзор свойств элементов и их соединений

5.1. Свойства s - элементов.

Общие закономерности изменения структуры атомов s - элементов и влияние ее на физико-химические свойства. Щелочные металлы. Нахождение в природе, получение и применение. Общность химических свойств, взаимодействие с элементарными окислителями. Отношение к кислотам, воде.

Методы получения соды. Бериллий, магний. Щелочноземельные металлы. Общий обзор свойств соединений. Понятие о жесткости воды. Способы устранения солей жесткости и методы определения жесткости.

5.2. Свойства p-элементов.

Элементы подгруппы бора. Общая характеристика физических и химических свойств. Бороводороды. Борные кислоты и их соли. Алюминий. Отношение к элементарным окислителям, к воде, щелочам и кислотам. Соединения галлия и таллия.

Углерод. Валентные состояния атома углерода. Кислородные соединения углерода. Углеродная кислота и ее соли. Соединения углерода с галогенами, азотом, серой. Дициан. Синильная кислота.

Цианиды и тиоцианиды. Кремний. Отношение к элементарным окислителям. Оксид кремния. Кремниевые кислоты и их соли. Краткая характеристика соединений элементов подгруппы германия. Станнаты и станниты, плюмбаты и плюмбиуы. Применение соединений германия, олова и свинца.

Элементы подгруппы азота. Общая характеристика. Азот. Соединения азота с водородом: аммиак, гидразин, гидроксил амин. Оксиды азота. Азотные кислоты и их соли, свойства и применение. Фосфор. Физические и химические свойства. Оксиды фосфора. Соединения с водородом и галогенами. Кислоты фосфора: орто- и метафосфорная, пирофосфорная, фосфористая и фосфорноватистая. Условия осаждения фосфатов из водных растворов.

Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика свойств.

Сера. Физические и химические свойства. Сероводород и сульфаты. Сульфиды. Условия образования и растворения сульфидов. Оксиды серы. Серные кислоты: сернистая, серная, олеум, пироксерная, пероксерная, тиоксерная. Политионовые кислоты. Свойства солей этих кислот и их применение.

Галогены. Общая характеристика и области применения. Водородные соединения. Кислородосодержащие кислоты хлора, брома и иода. Относительная сила кислот. Окислительно-восстановительные характеристики их солей.

5.3. Свойства d -элементов.

Общая характеристика свойств элементов подгруппы хрома. Нахождение в природе, получение и применение. Химические свойства: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде. Химические свойства соединений со степенью окисления +2, +3, +6. Их кислотно-основные характеристики и окислительно-восстановительные свойства. Хромиты, хроматы и дихроматы.

Общая характеристика свойств молибдена и вольфрама.

Подгруппа марганца. Нахождение в природе, получение и применение.

Химические свойства: отношение к кислотам, щелочам, воде и элементарным

окислителям. Химические свойства соединений марганца со степенью окисления +2, +4, +6, +7. Их кислотно-основные и окислительно-восстановительные характеристики.

Марганцовые кислоты, их соли: свойства и применение.

Семейство железа. Важнейшие соединения, характеристика их свойств, области применения. Сплавы на основе железа. Химические свойства соединений железа со степенью окисления +2, +3, +6, кобальта и никеля - +2 и +3. Комплексные соединения железа (II) и железа (III). Общий обзор комплексных соединений d-элементов.

Методы описания химических связей в комплексных соединениях. Теория кристаллического поля. Изомерия комплексных соединений. Платиновые металлы. Общая характеристика. Нахождение в природе, получение и применение. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислотам, щелочам, воде и элементарным окислителям. Комплексные соединения. Понятие о цис- и транс-изомерах комплексов. О трансвлиянии Черняева-Чугаева.

5.4. Свойства f-элементов.

Лантаноиды. Общая характеристика. Степень окисления. Нахождение элементов в природе. Получение металлов, их свойства, отношение к воде и водным растворам. Оксиды, гидроксиды, соли (III). Actinoids. Общая характеристика. Степени окисления. Уран, оксиды, производные уранила. Комплексные соединения f-элементов.

Список рекомендуемой литературы

Основная литература

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2009. - 743с.
2. Глинка Н.А. Общая химия. М.: «Интеграл-Пресс», 2009. - 727с.
3. Гаркушин И.К., Лисов Н.И., Лаврентьева О.В. и др. Химия для технических вузов: учебное пособие в 2-х частях. Учеб. пособ. 3-е изд., перераб. и доп. Самара: Самар. гос. техн. ун-т, 2012.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 2004. 527 с.
5. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Т. 1, 2. М.: «Академия», 2004. 240 с.
6. Некрасов Б.Б. Основы общей химии. М.: «Лань», 2003. Т. 1, 2.

Дополнительная литература

1. Кукушкин Ю.Н. Химия координационных соединений. М.: Высш. шк., 2001. 455 с.
2. Карпетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Высш. шк., 1993. 558 с.
3. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. М.: Изд-во Моск. ун-та. 1994. Ч. 1, 2.
4. Драго А. Физические методы в химии. М.: Высш. шк., 2001. Т. 1, 2.
5. Гиллеспи Р., Харгитаи И. Модель отталкивания электронных пар валентной оболочки и строение молекул. М.: Мир. 1992. 296 с.