

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ИВАНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

Биолого-химический факультет

**ПРОГРАММА
ВСТУПИТЕЛЬНОГО ИСПЫТАНИЯ В МАГИСТРАТУРУ
ПО НАПРАВЛЕНИЮ ПОДГОТОВКИ
04.04.01 ХИМИЯ
(направленность
«Физическая химия наноматериалов»)**

ИВАНОВО

1. Общие положения

Вступительное испытание по направлению подготовки 04.04.01 Химия (направленность «Физическая химия наноматериалов») проводится в форме устного междисциплинарного экзамена. К вступительному испытанию допускаются абитуриенты, имеющие высшее образование. Экзаменационный билет состоит из трех теоретических вопросов, содержание которых соответствует приведенной ниже программе. При подготовке к ответу абитуриенты делают необходимые записи по каждому вопросу на листах устного ответа, выданных приемной комиссией ИвГУ. Запрещается использовать справочные материалы, мобильные телефоны и другие средства связи; участники экзамена не вправе общаться друг с другом, свободно передвигаться по аудитории. Для проведения вступительного испытания необходима аудитория, в которой каждому абитуриенту должно быть предоставлено отдельное рабочее место. На подготовку к ответу отводится до 40 минут. В процессе устного ответа и после его завершения членами экзаменационной комиссии могут быть заданы уточняющие и дополнительные вопросы в пределах программы вступительного экзамена. После завершения ответа абитуриента на все вопросы и объявления окончания опроса, члены экзаменационной комиссии на закрытом заседании обсуждают характер ответов каждого абитуриента и выставляют каждому абитуриенту итоговую оценку по 100-бальной системе. В случае расхождения мнения членов экзаменационной комиссии по итоговой оценке на основе оценок, поставленных каждым членом комиссии в отдельности, решение экзаменационной комиссии принимается простым большинством голосов членов комиссий, участвующих в заседании, при обязательном присутствии председателя комиссии. При равном числе голосов председатель комиссии обладает правом решающего голоса. Итоговая оценка за вступительный экзамен сообщается абитуриенту в день экзамена.

2. Критерии оценивания

Ответ на экзамене оценивается по 100-бальной шкале.

Если абитуриент получает на экзамене менее 30 баллов, то он получает оценку **"неудовлетворительно"**;

31-55 баллов – **"удовлетворительно"**;

56-75 баллов – **"хорошо"**;

76-100 баллов – **"отлично"**.

При ответе на вопрос ставится 26-34 баллов, если содержание вопроса раскрыто полностью в рамках материала, изложенного в базовых учебниках

по неорганической, аналитической, органической и физической химии с привлечением дополнительной литературы.

19-25 баллов выставляется абитуриенту, если содержание вопроса раскрыто в рамках материала, изложенного в базовых учебниках по неорганической, аналитической, органической и физической химии, имеется 1-2 негрубые ошибки.

11-18 баллов выставляется абитуриенту, если содержание теоретических вопросов раскрыто не полностью, имеются 3-4 ошибки.

0-10 баллов выставляется абитуриенту, если более 50 % содержания ответа на вопрос ошибочно или отсутствует.

3. Содержание программы (основные разделы и вопросы)

Теоретические основы общей и неорганической химии

1. Атомно–молекулярная теория. Закон сохранения массы и энергии. Основные законы химии.

2. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов, ее формы. Структура периодической системы. Связь периодичности заполнения электронных оболочек атомов со структурой периодической системы. s-, p-, d-, f – элементы. Полные и неполные электронные аналоги. Современное содержание периодического закона.

3. Характеристика состояния электрона в атоме четырьмя квантовыми числами. Физический смысл квантовых чисел. Принципы заполнения электронных оболочек: принцип (запрет) Паули, принцип (правило) наименьшей энергии, правило Клечковского, правило Хунда.

4. Квантово – механическая теория атома. Корпускулярно – волновой дуализм электрона. Гипотеза де Бройля. Уравнение Шредингера. Волновая функция, ее свойства и физический смысл. Принцип неопределенностей Гейзенберга.

5. Гибридизация орбиталей. Типы гибридизации и строение молекул. Ионная (гетерополярная) связь. Природа, энергия и механизм образования. Поляризуемость и электрический момент диполя. Недостатки теории ионной связи.

6. Ковалентная связь. Классификация ковалентной связи: σ -, π - и δ -связи. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, прочность и кратность. Донорно–акцепторная связь (ДАС). Природа и механизм образования. ДАС и свойства молекул. Понятие о валентности с учетом ДАС.

7. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Водородная связь. Природа и энергия связей. Агрегатное состояние вещества.

8. Сущность и типы окислительно–восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Электронно–ионный метод уравнивания окислительно–восстановительных реакций. Влияние среды на эти реакции.

9. Гидролиз солей. Типы и механизм гидролиза. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза. Ступенчатый гидролиз многозарядных катионов. Количественные характеристики гидролиза. Степень гидролиза, зависимость ее от различных факторов: природы и концентрации соли, температуры, pH среды.

10. Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость. Солевой эффект.

11. Ионные реакции в растворах. Диссоциация воды. Ионное произведение воды, зависимость его от температуры. Водородный и гидроксильный показатели среды. Индикаторы. Интервал перехода pH. Буферные растворы. Механизм их действия.

12. Комплексные соединения в растворах. Типы и номенклатура комплексных соединений. Термодинамическая устойчивость. Ступенчатые и полные константы устойчивости и нестойкости. Расчёт равновесных концентраций частиц в растворах комплексных соединений. Применение комплексных соединений в химическом анализе.

13. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Связь ее со степенью диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Ионные реакции в растворах и условия их протекания. Полные и сокращенные ионные уравнения. Правила их написания.

Аналитическая химия

14. Теоретические основы хроматографии. Осадочная хроматография. Распределительная хроматография. Теоретические основы газо-жидкостной хроматографии. Иониты. Ионообменная хроматография. Использование ионообменной хроматографии в аналитической химии.

15. Буферные растворы, их состав, свойства и принцип действия. Расчёты pH буферных растворов. Буферная ёмкость.

16. Закон Ламберта-Бугера-Бера. Величины, характеризующие светопоглощение. Методы количественного фотометрического анализа.

17. Классификация методов титриметрического анализа. Требования к реакциям в титриметрии. Виды титриметрических определений. Методы (способы) определения.

18. Кислотно-основное титрование. Сущность метода. Рабочие растворы, их приготовление и стандартизация. Примеры практического применения кислотно-основного титрования. Титрование хлористоводородной, фосфорной, угольной, уксусной кислот.

19. Титрование по методу комплексообразования (комплексометрия). Требования к реакциям. Комплексонометрия (хелатометрия). Сущность метода, рабочий раствор, его стандартизация. Способы хелатометрического титрования: прямое, обратное и по замещению. Примеры практического применения комплексонометрии.

20. Окислительно-восстановительное титрование. Способы фиксации точки эквивалентности. Перманганатометрия. Сущность, рабочий раствор, его приготовление, хранение, стандартизация. Примеры практического применения перманганатометрии.

21. Электролитическая теория кислот и оснований. Бескислородные и кислородсодержащие кислоты. Сила кислот. Кислотные, основные и амфотерные гидроксиды. Многоосновные кислоты и многокислотные основания. Ступенчатая диссоциация. Константы диссоциации.

22. Сильные и слабые электролиты. Электрическая проводимость растворов электролитов. Удельная и молярная (эквивалентная) электропроводность. Зависимость α и λ от концентрации сильного и слабого электролита. Теоретические основы кондуктометрии. Кондуктометрическое титрование. Преимущества и ограничения метода.

23. Протолитическая теория кислот и оснований Брэнстеда-Лоури. Классификация растворителей по их протолитическим свойствам. Протолитические реакции. Автопротолиз. Сопряженные кислоты и основания. Константа протолиза и автопротолиза. Апротонные и протолитические растворители.

Основы физической химии

24. Термохимия. Тепловой эффект. Закон Гесса и его следствия. Истинная, средняя, молярная, удельная теплоемкость. Их взаимосвязь. Зависимость теплоемкости от температуры. Основные понятия квантовой теории теплоемкости газообразных веществ. Уравнение Кирхгофа.

25. Основные понятия термодинамики: закрытая и изолированная системы, функция состояния, термодинамический процесс, цикл, внутренняя энергия системы. Правило знаков теплоты и работы. Первый закон термодинамики.

26. Второй закон термодинамики. Энтропия. Статистическое толкование энтропии. Формула Больцмана. Изменение энтропии - критерий

равновесия и направленности процессов в изолированных системах. Термодинамические потенциалы.

27. Химическое равновесие. Химический потенциал. Выражение констант равновесия через парциальные давления, концентрации и молярные доли. Уравнение изотермы реакции и его анализ.

28. Основные понятия гетерогенного равновесия: фаза, компонент, степень свободы. Уравнение правила фаз Гиббса. Диаграмма плавкости неизоморфной смеси двух компонентов. Диаграммы кипения Ж-Г для двухкомпонентных систем: Т-состав и Р-состав.

29. Классификация растворов. Идеальные, истинные, совершенные растворы. Способы выражения концентрации растворов. Твердые растворы. Сольватация. Парциальные молярные величины (ПМВ).

30. Давление насыщенного пара компонента раствора. Закон Рауля. Закон Дальтона. Закон Генри. Разбавленные растворы нелетучих веществ. Эбуллиоскопия. Криоскопия. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Проявление осмотических явлений в природе.

31. Реальные растворы. Отклонения от закона Рауля. Термодинамическая активность, коэффициент активности.

32. Электродный потенциал Нернста. Шкала стандартных электродных потенциалов. Типы электродов. Электроды 1 и 2-го рода. Окислительно-восстановительные электроды. Газовые электроды. Ионселективные электроды. Гальванический элемент. ЭДС гальванического элемента.

33. Теоретические основы потенциометрического метода анализа. Прямая потенциометрия. Определение рН раствора. Потенциометрическое титрование. Ионообменные электроды. Потенциал стеклянного электрода.

34. Основные понятия химической кинетики. Кинетическая классификация реакций. Скорость реакции. Молекулярность, порядок химической реакции. Закон действия масс. Принцип независимости скоростей элементарных реакций.

35. Кинетических уравнения реакций первого порядка и второго порядка для случая равенства исходных концентраций компонентов. Понятие о степени превращения, времени полупревращения. Методы определения порядка реакции.

36. Зависимость константы скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Методы определения энергии активации. Связь энергии активации прямой и обратной реакции с тепловым эффектом реакции.

4. Рекомендуемая литература

1. *Васильев В.П.* Аналитическая химия, кн. 2. Физико-химические методы анализа. М., 2007. 383 с.
2. *Еремин В.В., Борщевский А.Я.* Основы общей и физической химии. Долгопрудный: Интеллект, 2012. 847 с.
3. *Угай Я.А.* Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2007. 527 с.
4. *Харитонов Ю.Я.* Аналитическая химия, кн.1, кн. 2. Высшая школа, 2008.
5. *Семиохин И.А.* Физическая химия: Учебник. – М: Изд-во МГУ, 2001. – 272 с.
6. *Стромберг А. Г., Семченко Д. П.* Физическая химия. – М.: Высшая школа – 2001. – 527 с.
7. *Некрасов Б.В.* Основы общей химии. В 2 т. – М.: Изд. Химия, 1973. – 656 с., 688 с.
8. *Дж. Хьюи.* Неорганическая химия. – М.: Изд. Химия, 1987. – 696 с.
9. *Золотов Ю.А.* Основы аналитической химии. В 2 кн. – М.: Высшая школа, 1996, – 383 с., 441 с.
10. *Полтораки О.М.* Лекции по химической термодинамике. – М.: Высшая школа, 1971, – 256 с.
11. *Каплан И.Г.* Введение в теорию межмолекулярных взаимодействий. – М.: Наука, 1982, – 312 с.
12. *Минкин В.И., Симкин Б.Я., Миняев Р.М.* Теория строения молекул. – Ростов-на-Дону: Феникс, 1997 – 560 с.
13. *Еремин Е.Н.* Основы химической термодинамики. – М.: Высшая школа, 1974, – 341 с.