

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Геннадьевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 19.01.2026 18:19:21
Уникальный программный ключ:
d56ba45a9b6e5c64a319e2c5ae3bb2c1db840af0

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Пермская государственная фармацевтическая академия»

Министерства здравоохранения Российской Федерации

Кафедра Общей и органической химии

Полное наименование кафедры

УТВЕРЖДЕНЫ

решением кафедры

Протокол от «10» ноября 2025 г. № 5

МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Б1.О.05 Химия общая и неорганическая

Шифр и полное наименование дисциплины

Направление подготовки: 19.03.01 Биотехнология

Год набора 2026

Пермь, 2025 г.

1. Рекомендации по подготовке к лекционным занятиям.

Изучение дисциплины требует систематического и последовательного накопления знаний, следовательно, пропуски отдельных тем не позволяют глубоко освоить предмет. Именно поэтому контроль над систематической работой обучающихся всегда находится в центре внимания кафедры.

Обучающимся необходимо:

- перед каждой лекцией просматривать рабочую программу дисциплины, что позволит сэкономить время на записывание темы лекции, ее основных вопросов, рекомендуемой литературы;
- перед очередной лекцией необходимо просмотреть по конспекту материал предыдущей лекции; при затруднениях в восприятии материала следует обратиться к основным литературным источникам; если разобраться в материале не удастся, то необходимо обратиться к преподавателю на семинарских занятиях.

3. Рекомендации по подготовке к лабораторным занятиям. Обучающимся следует:

- приносить с собой рекомендованную преподавателем литературу к конкретному занятию;
- до очередного практического занятия по рекомендованным литературным источникам проработать теоретический материал соответствующей темы занятия и отработать задания, определённые для подготовки к лабораторному занятию;
- при подготовке к лабораторным занятиям следует использовать не только лекции, но и учебную литературу;
- в начале занятий задать преподавателю вопросы по материалу, вызвавшему затруднения в его понимании.

Вопросы для самопроверки

Тема 1.1 Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук.

Тема 1.2 Основные законы, положения и понятия. Номенклатура неорганических веществ.

1. Техника безопасности и правила работы в лаборатории.
2. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли. Классификация. Химические формулы. Номенклатура. Способы получения. Химические свойства. Генетическая связь классов неорганических соединений.

Тема 2.1 Квантовая теория строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева.

1. Основные модели строения атомов: планетарная модель Резерфорда, модель Бора, квантовомеханическая модель. Двойственная природа электрона, соотношение де Бройля. Принцип неопределённости Гейзенберга. Понятие волновой функции и атомной орбитали.
2. Квантовые числа, их физический смысл и значение. Принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского. Электронные и электронографические формулы.
3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева: формулировка Д.И. Менделеева и современная формулировка, физический смысл, теоретическое обоснование, короткая и длинная формы. Периоды малые (короткие) и большие (длинные).

4. Классификация элементов. Непереходные элементы (s-, p-элементы). Переходные элементы (d-, f-элементы). Понятие об электронных аналогах. Электронное строение аналогов главных и побочных подгрупп. Сходство и различие в свойствах соединений элементов главной и побочной подгрупп.
5. Основные атомные константы: радиус атома ($R_{\text{ат.}}$), потенциалы ионизации (I), энергия сродства к электрону (E), относительная электроотрицательность (ОЭО), их изменение по группам и периодам. Характер изменения свойств простых и сложных веществ.

Тема 2.2 Теория химической связи.

1. Типы химической связи. Ковалентная химическая связь. Расчёты Гейтлера и Лондона. Метод валентных связей.
2. Типы, механизмы образования и свойства ковалентной связи.
3. Теория гибридизации, типы гибридизации.
4. Пространственное строение ковалентных молекул.
5. Относительная электроотрицательность атомов. Степень ионности связи. Ионная и металлическая связь.
6. Межмолекулярные связи: водородные связи; ван-дер-ваальсовы взаимодействия.
7. Типы кристаллических решёток. Зависимость физических свойств веществ от типа кристаллической решётки.

Тема 3.1 Энергетика и направление химических реакций.

1. Основные понятия химической термодинамики: система, фаза, параметры состояния, функции состояния, энергия.
2. Первый закон (первое начало) термодинамики. Теплота и работа.
3. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия.
4. Термохимия. Закон Гесса и следствия из него.
5. Второе начало термодинамики. Энтропия. Самопроизвольные процессы в изолированных системах.
6. Свободная энергия Гиббса. Уравнение Гиббса и его анализ. Самопроизвольные процессы в закрытых системах.

Тема 3.2 Учение о скоростях и механизмах реакций. Химическое равновесие и его смещение.

1. Понятие о скорости химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс для скоростей реакций. Константа скорости.
2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации.
3. Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия химической реакции и её связь с энергией Гиббса.
4. Принцип Ле Шателье. Определение направления смещения химического равновесия.

Тема 4.1 Растворы и их свойства. Концентрации растворов. Растворы электролитов.

1. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость. Классификация растворов: жидкие, твёрдые, газообразные, концентрированные, разбавленные, насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные.
2. Массовая доля растворённого вещества. Формулы, связывающие массу растворённого вещества, его объем и плотность.
3. Особенности расчета массы растворённого вещества при приготовлении раствора из кристаллогидрата. Понятие «кристаллогидрат».
4. Расчёты, связанные с укреплением и разбавлением растворов.

5. Молярная концентрация раствора.
6. Молярная концентрация эквивалента раствора. Эквивалент вещества. Фактор эквивалентности. Особенности расчёта фактора эквивалентности участников кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакций. Закон эквивалентов. Применение закона эквивалентов.
7. Переход от одного вида концентрации (массовая доля) к другому (молярность).
8. Расчёт титра раствора.

Тема 4.2 Химическое равновесие в растворах слабых электролитов. Водородный показатель.

1. Процесс растворения как физико-химический процесс. Термодинамика процесса растворения.
2. Коллигативные свойства растворов. Биологическое значение осмоса. Осмотическое давление. Изотонические, гипо- и гипертонические растворы.
3. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории. Кислоты, основания и соли как электролиты. Степень и константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда и расчёты на его основе.
4. Ионные реакции в растворах электролитов. Условия протекания.
5. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Расчёт pH в растворах кислот и оснований. Индикаторы.

Тема 4.3 Поведение солей в водных растворах (гидролиз). Протолитическая теория. Гетерогенные равновесия в растворах. Произведение растворимости.

1. Понятие «гидролиз». Основные случаи гидролиза солей: гидролиз по аниону; по катиону; по катиону и аниону. Какие соли не подвергаются гидролизу? Почему?
2. Степень и константа гидролиза. Расчёт константы, степени гидролиза и величины pH растворов гидролизующихся солей.
3. Смещение равновесия гидролиза. Необратимый гидролиз.
4. Современные представления о кислотах и основаниях. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури.
5. Насыщенный раствор. Гетерогенное равновесие между раствором и осадком труднорастворимого электролита.
6. Произведение растворимости и расчет растворимости веществ на его основе.
7. Обменные реакции в растворах электролитов. Определение направления протекания ионообменных реакций с участием труднорастворимых электролитов.

Тема 5.1 ОВР и их типы. Уравнивание ОВР ионно-электронным методом (метод полуреакций).

1. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях. Степень окисления. Высшая (максимальная), низшая (наименьшая), промежуточная СО. Правила определения степени окисления атомов. Окислитель, восстановитель, процессы окисления, восстановления.
2. Окислительно-восстановительные свойства элементов и соединений в зависимости от положения в периодической системе.
3. Типы ОВР. Межмолекулярное окисление – восстановление. Внутримолекулярное окисление-восстановление (конмутация). Диспропорционирование (дисмутация).
4. Уравнивание ОВР ионно-электронным методом (методом полуреакций).
5. Фактор эквивалентности окислителя и восстановителя, их определение.

Тема 5.2 Восстановительные потенциалы и направление ОВР в водных растворах

1. Стандартное изменение энергии Гиббса ОВР и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций.
2. Определение возможности и направления протекания ОВР.
3. Константа равновесия и полнота протекания ОВР.

Тема 6.1 Химия комплексных соединений

1. Понятие и структура комплексных соединений: центральный атом (комплексообразователь), лиганды, дентатность (координационная емкость), координационное число центрального атома, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера.
2. Номенклатура комплексных соединений.
3. Химическая связь в комплексных соединениях. Типы гибридизации комплексообразователя (sp , sp^3 , dsp^2 , d^2sp^3 , sp^3d^2). Влияние лигандов на спаривание электронов в орбиталях (ячейках). Пространственное строение комплексных ионов.
4. Классификации комплексных соединений: по природе лиганда (аквакомплексы, аминоккомплексы, гидроксокомплексы, ацидокомплексы, соединения смешанного типа, хелаты), иону внешней сферы (кислоты, основания, соли, неэлектролиты), по заряду комплексного иона (катионного типа, анионного типа, электронейтральные комплексы).
5. Изомерия комплексных соединений: ионизационная, координационная, гидратная, геометрическая (пространственная) изомерия.
6. Поведение комплексных соединений в растворах. Первичная и вторичная диссоциация. Константа нестойкости комплексных соединений (K_n).
7. Основные реакции образования комплексных соединений. Растворение соли в избытке аммиака. Растворение амфотерных гидроксидов в избытке щелочи. Растворение труднорастворимых соединений в избытке хорошо растворимой соли.
8. Условия образования и разрушения комплексных соединений.

Тема 7.1 Химия p-элементов. Общая характеристика неметаллов. Галогены.

1. Положение галогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления. Характер изменения в группе основных атомных констант (радиус атома, энергия сродства к электрону, энергия ионизации, относительная электроотрицательность).
2. Простые вещества. Лабораторные способы получения галогенов. Сравнительная окислительная активность галогенов.
3. Водородные соединения галогенов. Протолитические свойства. Участие в ОВР. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенид-ионов. Качественные реакции на галогенид-ионы.
4. Соединения галогенов в положительных СО. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли на примере хлора: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты, их сила и окислительная способность.

Тема 7.2 Элементы VIA группы (халькогены)

1. Положение халькогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления. Характер изменения в группе основных атомных констант (радиус атома, энергия сродства к электрону, энергия ионизации, относительная электроотрицательность).

2. Простые вещества. Лабораторные способы получения кислорода.
3. Водородные соединения халькогенов. Лабораторные способы получения сероводорода. Протолитические свойства. Участие в ОВР.
4. Пероксид водорода и его участие в ОВР. Уравнивание ОВР методом полуреакций (электронно-ионным методом).
5. Соединения серы в положительных СО. Оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли (сульфиты). Получение, химические свойства. Оксид серы (VI). Получение, химические свойства.
6. Концентрированная и разбавленная серная кислота и ее соли (сульфаты). Протолитические свойства, участие в ОВР.
7. Тиосульфат натрия. Строение, получение и реакции со свободными галогенами.

Тема 7.3 Элементы VA группы

1. Общая характеристика p-элементов V группы. Электронные и электронно-графические формулы, возможные степени окисления. Изменение основных атомных констант, физических и химических свойств в ряду азот – фосфор – мышьяк – сурьма – висмут.
2. Водородные соединения. Стандартные энтальпии образования. Характер изменения прочности и восстановительных свойств в ряду NH_3 - PH_3 - AsH_3 - SbH_3 - BiH_3 . Аммиак как донор электронной пары.
3. Азот. Оксиды. Классификация. Реакции с водой и щелочами.
4. Азотная и азотистая кислоты и их соли. Участие в ОВР; окислительно-восстановительная двойственность соединений в СО +3. Реакции термического разложения нитратов.
5. Фосфор. Оксиды. Кислоты. Основность кислот. Структурные формулы. Названия кислот и солей.
6. Мышьяк, сурьма, висмут. Оксиды в СО +3 и +5; их гидратные формы. Кислотно-основной характер оксидов и гидратных форм. ОВ свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута.

Тема 7.4 Элементы IVA и IIIA групп.

1. Общая характеристика p-элементов IV группы. Электронные и электронно-графические формулы, степени окисления. Изменение основных атомных констант, физических и химических свойств в ряду углерод – кремний – германий – олово – свинец.
2. Углерод. Оксиды. Угольная кислота. Соли.
3. Кремний. Оксид. Кремниевая кислота. Соли.
4. Олово и свинец как металлические представители IV группы, оксиды и гидроксиды, их кислотно-основной характер. ОВ свойства соединений олова и свинца.
5. Бор – неметаллический представитель p-элементов III группы. Оксид бора. Кислоты и их соли; устойчивость и сила кислот. Термическое разложение ортоборной кислоты (ступенчато).
6. Алюминий, химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Соли.

Тема 7.5 Химия s- и d-элементов. Общая характеристика металлов.

1. Общие характеристики s-элементов; d-элементов. Горизонтальное сходство. Переменные СО. Сходство и различие с элементами главных подгрупп.

Тема 7.6 Элементы VIIБ группы

1. Характеристика элементов VIIБ группы. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления.

2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления.

3. ОВ свойства соединений марганца.

Тема 7.7 Элементы VIIIБ группы.

1. Характеристика элементов VIIIБ группы. Семейства. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления.
2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа в зависимости от СО.
3. ОВ свойства соединений железа.
4. Качественные реакции на соединения железа (II) и железа (III).

Тема 7.8 Элементы VIБ группы.

1. Электронные конфигурации и СО элементов VIБ группы.
2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ группы.
3. ОВ свойства соединений хрома.
4. Качественная реакция на ионы хрома.

Тема 7.9 Элементы IB группы.

1. Электронные конфигурации и СО элементов IB группы.
2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов.
3. ОВ свойства соединений меди и серебра.
4. Качественные реакции на ионы элементов.

Тема 7.10 Элементы IIБ группы.

1. Электронные конфигурации и СО элементов IIБ группы.
2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов.
3. Качественные реакции на ионы элементов.

3. Рекомендации по индивидуальным практическим заданиям.

Для выполнения индивидуального практического задания следуйте схеме анализа или плану действий, рекомендованному в тексте практикума. Используйте лабораторную посуду, необходимое оборудование и реактивы.

1. Для приготовления раствора необходимо провести предварительные расчеты, используя формулы, которые можно найти в теоретических источниках.

2. Данные, полученные путем измерения и наблюдения (например, плотность раствора, наличие и окраска полученного осадка) нужно записывать в лабораторную тетрадь.

3. При анализе раствора, содержащего неизвестный ион, каждый шаг необходимо сопровождать регистрацией наблюдений в тетради и уравнением протекающей реакции.

4. По окончании исследования нужно сформулировать вывод, который должен отвечать поставленной задаче (например, констатировать, какой ион обнаружен).