

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ (НИ ТГУ)

Институт биологии, экологии, почвоведения, сельского и лесного хозяйства (Биологический институт)

УТВЕРЖДЕНО:

Директор
Д. С. Воробьев

Рабочая программа дисциплины

Химия

по направлению подготовки

06.03.02 Почвоведение

Направленность (профиль) подготовки:
Управление земельными ресурсами

Форма обучения
Очная

Квалификация
Бакалавр

Год приема
2025

СОГЛАСОВАНО:
Руководитель ОП
С.П. Кулижский

Председатель УМК
А.Л. Борисенко

Томск – 2025

1. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины является формирование следующих компетенций:

ОПК-6 Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии.

Результатами освоения дисциплины являются следующие индикаторы достижения компетенций:

ИОПК-6.1 Использует основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии в профессиональной деятельности

ИОПК-6.2 Применяет методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований

2. Задачи освоения дисциплины

– получить базовые знания по важнейшим разделам химии (периодический закон и система Д. И. Менделеева; теории строения атома, химической связи и валентности; основные законы термодинамики и кинетики; теории и законы растворов; теорию строения комплексов; закономерности периодической системы в химии элементов; тенденции развития новых разделов химии) и научиться применять полученные знания для решения практических задач профессиональной деятельности;

– проводить химические эксперименты по предлагаемым методикам и интерпретировать полученные результаты.

3. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к Блоку 1 «Дисциплины (модули)».

Дисциплина относится к обязательной части образовательной программы.

4. Семестр(ы) освоения и форма(ы) промежуточной аттестации по дисциплине

Первый семестр, зачет

Второй семестр, экзамен

5. Входные требования для освоения дисциплины

Для успешного освоения дисциплины требуются компетенции, сформированные в ходе освоения образовательных программ предшествующего уровня образования.

6. Язык реализации

Русский

7. Объем дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 з.е., 216 часов, из которых:

-лекции: 46 ч.

-лабораторные: 50 ч.

-семинар: 6 ч.

в том числе практическая подготовка: 50 ч.

Объем самостоятельной работы студента определен учебным планом.

8. Содержание дисциплины, структурированное по темам

Семестр 1:

Тема 1. Химия – раздел естествознания. Основные понятия и законы химии.

Предмет и задачи химии, ее связь с биологией. Основы атомно-молекулярного учения. Формы существования материи. Атом, молекула, химический элемент. Простое и сложное вещество. Моль – мера количества вещества. Стехиометрические законы, условия их применения. Понятие эквивалента в химии. Закон эквивалентов.

Тема 2. Строение атома. Периодический закон, периодическая система элементов Д.И. Менделеева.

Развитие представлений о сложной структуре атома. Модели атома Резерфорда, Бора. Основы квантово-механической модели строения атома. Квантовый характер энергетических изменений электрона в атоме. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Вероятностный характер положения электрона в атоме. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие волновой функции. Уравнение Шредингера. Электронное строение атома водорода. Понятие атомной орбитали. Характеристика состояния электрона в атоме набором квантовых чисел. Принципы построения электронных оболочек многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда.

Энергетическая диаграмма уровней, подуровней, атомных орбиталей в многоэлектронных атомах. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура и форма периодической системы. Связь электронного строения атома элемента с его положением в периоде, группе, подгруппе, семействе. Периодичность в изменении свойств атомов элементов (радиусов атомов и ионов, энергии ионизации, сродства к электрону), химических свойств простых и сложных веществ как результат периодичности электронных структур атомов.

Тема 3. Химическая связь.

Модель возникновения и природа химической связи. Характеристики химической связи: энергия, длина, валентные углы, кратность, полярность. Теории ковалентной связи: метод валентных связей (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО). Условия образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи. Современное понятие валентности. Ковалентность, координационное число, степень окисления атомов в соединениях. Гибридизация атомных орбиталей и пространственное строение газообразных молекул. Связывающие, несвязывающие, разрыхляющие орбитали. Принципы построения энергетических диаграмм двухатомных гомо- и гетеронуклеарных молекул, образованных элементами I и II периодов периодической системы. Ионная связь, свойства ионной связи. Поляризация (поляризуемость, поляризующее действие) ионов. Влияние поляризации на свойства вещества. Свойства соединений с преимущественно ионным типом связи. Металлическая связь. Водородная связь.

Тема 4. Комплексные (координационные) соединения.

Основные понятия химии комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, координационное число, внешняя и внутренняя сферы комплексного соединения. Номенклатура, классы, изомерия комплексных соединений. Объяснение химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей (МВС). Элементы теории кристаллического поля. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Роль комплексообразования в биологических процессах.

Тема 5. Учение о химическом процессе. Элементы химической термодинамики.

Основные понятия. Системы (изолированные, закрытые, открытые). Внутренняя энергия. Функции состояния. Первый закон термодинамики. Понятие энтальпии. Закон Гесса. Энтальпия образования вещества, химической реакции. Энтропия как движущий фактор химической реакции. Энергия Гиббса как критерий возможности химической реакции. Применимость законов термодинамики к живым системам. Обратимые и необратимые химические реакции. Термодинамическое равновесие. Константа равновесия химической реакции, связь с энергией Гиббса. Закон действующих масс. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Элементы химической кинетики. Скорость химической реакции, методы ее измерения. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Элементарные химические реакции. Сложные реакции. Энергия активации. Зависимость скорости реакции от температуры. Катализ.

Тема 6. Растворы, свойства растворов.

Классификация растворов. Понятие о фазовых равновесиях и диаграммах состояния. Фазовая диаграмма состояния воды. Правило фаз Гиббса. Понятие об идеальном растворе. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Осмос. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Осмос в природе. Особенности осмоса живой клетки. Растворы электролитов. Отклонение растворов электролитов от законов Рауля и Вант-Гоффа. Понятие изотонического коэффициента. Теория электролитической диссоциации. Представление о механизме электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Применение закона действующих масс к равновесиям в растворах электролитов. Константа диссоциации слабого электролита. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Понятие об активности и коэффициентах активности.

Ионные равновесия в растворах электролитов. Равновесие диссоциации воды. Ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) растворов. Кислотность и щелочность почв, рН жидкостей организма. Гидролиз солей. Роль процессов гидролиза в живом организме. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Окислительно-восстановительные процессы в растворах. Важнейшие окислители и восстановители. Ионно-молекулярные уравнения окислительно-восстановительных реакций. Понятие стандартного электродного потенциала. Ряд напряжений металлов. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электролиз в растворах и расплавах. Роль окислительно-восстановительных процессов в живых системах.

Тема 7. Распространенность химических элементов. Водород. Элементы VII А группы (галогены).

Водород. Строение атома. Положение в периодической системе. Нахождение в природе, методы получения, применение молекулярного водорода, его свойства. Водородные соединения металлов и неметаллов.

Общая характеристика галогенов (строение атомов, их размеры, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, степени окисления). Нахождение галогенов в природе, способы получения свободных галогенов, окислительные свойства, применение. Закономерности в изменении свойств галогеноводородов и галогеноводородных кислот. Галогениды металлов. Кислородные соединения галогенов. Оксиокислоты хлора: строение анионов. Характер изменения кислотных и окислительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Применение соединений галогенов.

Тема 8. Химия элементов VIA и VA групп (кислород, сера, азот, фосфор).

Общая характеристика элементов VIA группы халькогенов (строение атомов, молекул, аллотропия простых веществ).

Кислород, его получение и применение. Озон, его получение, роль в природе. Вода, строение молекулы и вещества. Аномальные свойства воды.

Пероксид водорода: строение аниона, кислотные, окислительно-восстановительные свойства, получение, применение.

Сера. Нахождение в природе, получение, применение. Экологическая и биологическая роль серы. Водородные соединения серы. Сероводород: строение молекулы, получение, применение, свойства. Сероводородная кислота. Сульфиды и полисульфиды.

Общая характеристика типических элементов VA группы (строение атомов, молекул, аллотропия простых веществ). Нахождение в природе, получение. Биогенность азота и фосфора, экологическая роль.

Водородные соединения азота. Строение молекул. Получение, свойства, применение. Гидроксид и соли аммония. Кислородные соединения азота и фосфора. Оксиды азота: строение молекул, свойства. Экологическая роль оксидов азота (II) и (IV). Азотная и азотистая кислоты, их соли. Азотные удобрения.

Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная): строение анионов, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Применение фосфорной кислоты и фосфатов. Полифосфаты. АТФ. Сравнительная характеристика азота и фосфора.

Тема 9. Элементы IVA и IIIA групп (углерод, кремний, бор).

Общая характеристика типических элементов - углерода, кремния и бора (строение атомов, положение в периодической системе). Строение молекул простых веществ. Нахождение в природе, получение и применение углерода и кремния. Биологическая и экологическая роль углерода.

Оксиды углерода. Строение молекул, свойства, получение, применение. Угольная кислота и ее соли. Роль углекислого газа в биохимических процессах.

Тема 10. Сравнительная характеристика s- и p-металлов (щелочные, щелочноземельные металлы, алюминий, олово, свинец).

Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов щелочных и щелочноземельных металлов. Состояние валентных электронов у атомов алюминия, олова, свинца, проявляемые ими степени окисления. Получение щелочных, щелочноземельных металлов, алюминия и олова, их свойства и применение. Биогенная роль калия и натрия, кальция и магния.

Тема 11. Сравнительная характеристика d-элементов.

Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления атомов элементов подгруппы меди и цинка. Получение металлов, их свойства и применение. Биогенная роль меди. Токсичность соединений ртути. Сопоставление свойств оксидов, гидроксидов элементов подгруппы цинка.

Сопоставление электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления атомов элементов подгрупп ванадия, хрома, марганца и семейства железа. Получение и сравнение свойств простых веществ, их применение. Биогенная роль железа и марганца.

Закономерности изменения основных и восстановительных свойств в ряду: $V^{2+} - Cr^{2+} - Mn^{2+} - Fe^{2+} - Co^{2+} - Ni^{2+}$, соли двухвалентных элементов

Семестр 2:

Тема 1. Введение

Предмет аналитической химии, ее структура, цели и задачи. Роль аналитической химии в развитии химических, биологических и других естественных наук. Основные исторические этапы развития аналитической химии. Методы аналитической химии. Основные этапы химического анализа. Пробоотбор и пробоподготовка. Представительность пробы, способ ее отбора. Отбор проб гомогенного и гетерогенного состава. Способы получения средней пробы твердых, жидких и газообразных веществ. Метод квартования. Подготовка пробы к анализу. Основные способы перевода пробы в форму, необходимую для данного вида анализа: растворение в различных средах; спекание, сплавление. Измерение аналитического сигнала.

Тема 2. Химическое равновесие в гомогенной системе

Закон действия масс. Основные положения теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации электролита. Активность. Ионная сила раствора. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Термодинамическая и концентрационные константы равновесия. Равновесие в растворах слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.

Тема 3. Типы химических реакций

Равновесия в растворах кислот и оснований (гомогенное равновесие). Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда-Лоури). Ионное произведение воды и водородный показатель. Расчет концентрации водородных ионов в растворах кислот и оснований различной силы. Гидролиз. Расчет константы гидролиза, рН и степени гидролиза h . Буферные растворы. Сущность буферного действия. Расчет рН в буферных растворах. Буферная емкость, ее расчет. Приготовление буферных растворов.

Равновесия в системах: «осадок - насыщенный раствор» (гетерогенные равновесия).

Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков. Растворимость малорастворимых соединений. Влияние на растворимость осадка сильных электролитов. Солевой эффект. Влияние на растворимость малорастворимого соединения природы растворителя, температуры и кислотности среды. Расчет рН начала и конца осаждения гидроксидов. Дробное осаждение.

Равновесия процессов комплексообразования. Классификация и схема строения комплексных соединений. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константы равновесия комплексообразования. Расчет равновесных концентраций частиц в растворе комплексного соединения. Использование комплексообразования в аналитической химии: для обнаружения, разделения, маскирования, растворения осадков. Органические реагенты в анализе: диметилглиоксим, ализарин, алюминон, дитизон. Их использование.

Равновесия в окислительно-восстановительных системах. Редокс-пары, редокс-переход и константа его равновесия. Редокс-потенциал. Уравнение Нернста. Влияние рН раствора на редокс-потенциал. Влияние на редокс-потенциал концентрации компонентов редокс-пары. Реальный (формальный) редокс-потенциал. Окислительно-восстановительные реакции. Константа равновесия редокс-реакции и ее связь с редокс-потенциалом. Направление редокс-реакций.

Тема 4. Методы обнаружения и идентификации (качественный анализ)

Аналитические реакции. Их характеристики: специфичность, избирательность, чувствительность. Методы обнаружения ионов: химический, пирохимический (окрашивание пламени, возгонка, образование перлов), микрокристаллоскопический. Методы анализа: химические, физико-химические, физические. Химический макро-, полумикро- и микроанализ. Методы разделения и концентрирования. Классификация катионов (кислотно-основная) и анионов. Дробный и систематический методы анализа. Примеры практического применения методов обнаружения.

Тема 5. Количественный анализ. Задачи количественного анализа.

Гравиметрический метод анализа. Сущность гравиметрического анализа, преимущества и недостатки метода. Осаждаемая и гравиметрическая формы. Гравиметрический фактор. Важнейшие неорганические и органические осадители. Условия получения чистых осадков и гравиметрических форм. Промывание осадков, превращение в гравиметрическую форму. Аналитические весы. Техника гравиметрического анализа. Примеры практического применения гравиметрического метода анализа. Расчеты в гравиметрии (навески для анализа, объем осадителя и др.)

Титриметрические методы анализа. Классификация. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе. Способы выражений концентраций растворов в титриметрическом методе. Первичные стандарты, требования к ним. Вторичные стандарты. Определение точки эквивалентности, индикаторы. Расчет результатов титрования.

Кислотно-основное титрование. Принцип метода. Алкалометрия и ацидиметрия. Индикаторы кислотно-основного титрования. Показатель индикатора. Кривые кислотно-основного титрования и выбор индикатора. Примеры практического применения.

Ацидиметрия. Определение карбонат - ионов в растворе.

Окислительно-восстановительное титрование. Сущность и классификация методов редокс-титрования. Обзор основных методов: перманганатометрия, бихроматометрия, иодометрия. Методы определения конечной точки титрования. Индикаторы.

Перманганатометрия. Определение железа (II) в растворе.

Комплексометрическое титрование. Комплексометрия. Комплексоны. Металл - индикаторы. Применение комплексометрии для определения ионов жесткости воды.

Тема 6. Физические и физико-химические методы анализа

Общая характеристика методов анализа (оптические, электрохимические, хроматографические). Достоинства и недостатки по сравнению с химическими методами анализа. Области практического применения.

9. Текущий контроль по дисциплине

Текущий контроль по дисциплине проводится путем контроля посещаемости, проведения контрольных работ, выполнения домашних заданий, выполнение лабораторных работ и написание лабораторного отчета, и фиксируется в форме контрольной точки не менее одного раза в семестр. Текущий контроль позволяет проверить приобретенные знания по ИОПК-6.1, ИОПК-6.2.

Оценочные материалы текущего контроля размещены на сайте ТГУ в разделе «Информация об образовательной программе» - <https://www.tsu.ru/sveden/education/eduop/>.

10. Порядок проведения и критерии оценивания промежуточной аттестации

Зачет в **первом семестре** проводится в устной форме по билетам. Билет содержит два теоретических вопроса и два практических задания. Продолжительность подготовки ответа по билетам 45 минут, ответ 20 минут.

Пример экзаменационного билета:

ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра неорганической химии

Экзаменационный билет

Общая и неорганическая химия

Билет № 1

1. Развитие представлений о сложной структуре атома. Модели атома Резерфорда, Бора. Основы квантово-механической модели строения атома. Квантовый характер энергетических изменений электрона в атоме. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля.

2. Водород. Строение атома. Положение в периодической системе. Нахождение в природе, методы получения, применение молекулярного водорода, его свойства.

3. Для атома V_i написать:

- а) распределение электронов по энергетическим уровням (энергетическая диаграмма);
- б) электронные формулы (полные и краткие);
- в) схему распределения валентных электронов по атомным орбиталям;
- г) указать число неспаренных электронов.

4. Подберите коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций, укажите окислитель и восстановитель:



Результаты зачета определяются оценками «зачтено», «не зачтено».

Критерии оценивания

«зачтено» - студент в логической последовательности и исчерпывающе отвечает на все вопросы билета с помощью наводящих вопросов экзаменатора, но допускает не более 3 ошибок, подчеркивая при этом самое существенное, умеет анализировать, сравнивать, классифицировать, обобщать, конкретизировать и систематизировать изученный материал, выделять в нем главное: устанавливать причинно-следственные связи.

«не зачтено» - студент не может в логической последовательности и исчерпывающе отвечать на все вопросы билета с помощью наводящих вопросов экзаменатора, не умеет анализировать, сравнивать, классифицировать, обобщать, конкретизировать и систематизировать изученный материал, выделять в нем главное, устанавливать причинно-следственные связи.

Экзамен во **втором семестре** проводится в письменной форме по билетам. Билеты содержат тест из 15 вопросов, проверяющих знания, приобретенные по ИОПК-6.1., ИОПК-6.2. Ответы на вопросы даются путем выбора из списка предложенных, соотнесения вопросов с предложенными вариантами ответов и предоставлением короткого ответа в виде одно-двух слов. Суммарное число баллов за тест составляет 100 баллов. Продолжительность тестирования 45 минут. Продолжительность зачета 1 час.

Примеры вопросов теста:

1. Сильным электролитом является ...
 1. NaOH
 2. $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 3. $\text{Co}(\text{OH})_2$
 4. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 5. NaCl
2. Константа химического равновесия не имеет смысла при расчете ионных равновесий в реакции ...
 1. диссоциации слабых электролитов
 2. диссоциации сильных электролитов
 3. гидролиза
 4. комплексообразования
3. Растворимость веществ возрастает в следующей последовательности...
 1. AgBr $K_S = 4,8 \cdot 10^{-13}$
 2. CuCl $K_S = 3,2 \cdot 10^{-7}$
 3. PbS $K_S = 6,2 \cdot 10^{-27}$
 4. CaCO_3 $K_S = 3,7 \cdot 10^{-9}$
4. Расположите указанные водные растворы солей одинаковой концентрации в порядке увеличения pH:
 - А) Na_2SO_4
 - Б) Na_2S
 - В) NaHS
5. Расположите указанные вещества в порядке уменьшения pH водных растворов при одинаковой концентрации компонентов.
 - А) NaHS

- Б) Na_2S
В) HBr
Г) HNO_2

Результаты зачета определяются оценками «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» и «неудовлетворительно». «Отлично» получает студент, набравший более 75% от общего количества баллов за тест (60–100 баллов). «Хорошо» – от 61 до 75% от общего количества баллов. «Удовлетворительно» – от 50 до 60% от общего количества баллов. Студент, набравший менее 50 % баллов от общего количества за тестирование, получает оценку «неудовлетворительно».

Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации размещены на сайте ТГУ в разделе «Информация об образовательной программе» - <https://www.tsu.ru/sveden/education/eduop/>.

11. Учебно-методическое обеспечение

а) Электронный учебный курс по дисциплине в электронном университете «iDO» - <https://lms.tsu.ru/course/view.php?id=17587>, <https://lms.tsu.ru/course/view.php?id=30799>

б) Оценочные материалы текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине.

в) Лабораторный практикум по общей и неорганической химии : учебно-методическое пособие для студентов 1 курса Биологического института направлений подготовки 020400 – «биология» и 021900 – «почвоведение» / Том. гос. ун-т, Хим. фак., [Каф. неорг. химии ; сост. Л. А. Бобкова, Н. М. Коротченко]. - Томск : Издательский Дом Томского государственного университета, 2015. URL: <http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Repository/vtls:000503089>

г) Методические материалы для подготовки к семинарским занятиям по дисциплине "Общая и неорганическая химия": для студентов 1-го курса Биологического института направлений подготовки 020400 - "биология" и 021900 - "почвоведение" / Том. гос. ун-т, Хим. фак., [Каф. неорганич. хим. ; сост. Л. А. Бобкова]. - Томск : Издательский Дом Томского государственного университета, 2015. URL: <http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Repository/vtls:000503096>

12. Перечень учебной литературы и ресурсов сети Интернет

а) основная литература:

– Дроздов А. А. Неорганическая химия: в 3 т.; т. 1, 2; т. 3 (кн. 1., 2) / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004–2008. – 233, 365, 348, 399 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

– Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2009. – 742 с.

[Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)

– Иванова Ф. И. Теоретические основы неорганической химии: учебное пособие / Ф. И. Иванова. – Чебоксары: Изд-во Чувашского ун-та, 2010. – 24 с.

Агарков А.П. Экономика и управление на предприятии / А.П. Агарков [и др.]. – М.: Дашков и Ко, 2021. – 400 с.

<https://koha.lib.tsu.ru/cgi-bin/koha/opac-detail.pl?biblionumber=304687>

– Основы аналитической химии: учебник для студентов вузов. Т. 1. Общие вопросы. Методы разделения / под ред. Ю. А. Золотова. - 4-е изд., перераб. и доп. – М.: Академия, 2012. – 416 с.

– Основы аналитической химии: учебник для студентов вузов. Т. 2. Методы химического анализа / под ред. Ю. А. Золотова. - 4-е изд., перераб. и доп. – М.: Академия, 2012. – 384 с.

-
- Основы аналитической химии: задачи и вопросы / под ред. Ю. А. Золотова. - 3-е изд., испр. и доп. – М.: Лаборатория знаний, 2020. – 416 с.
- Наумова Л.Б., Баталова В.Н. и др. Практическое руководство по химическим методам анализа.: уч. пособие для студентов нехимических специальностей.– Томск. Томский госуниверситет, 2010. –120 с. (Доступно в библиотеке ТГУ)
- Шумар С.В., Наумова Л.Б., Шелковников В.В. Расчеты в курсе аналитической химии.: уч. пособие для студентов нехимических специальностей.– Томск. Томский госуниверситет, 2011.– 84 с. (Доступно в библиотеке ТГУ)
- Вершинин В.И., Власова И.В., Никифорова И.А. Аналитическая химия. – М.: Издательский центр «Академия», 2011. — 592 с.
- Цитович И.К. Курс аналитической химии. – М.: Высш. шк., 2009. – 496 с.
- Харитонов Ю.А. Аналитическая химия в 2-х томах.- Кн. – 1. М.: Высшая школа, 2008. – 421 с.
- Борисов А.Н. Тихомирова И. Ю. Аналитическая химия. Расчеты в количественном анализе. Учебник и практикум для прикладного бакалавриата. – Издание 2-е, Изд-во Юрайт, 2016. –118 с.
- Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. – М.: ИД «Альянс», 2014. – 448 с.

б) дополнительная литература:

- Третьяков Ю. Д. Неорганическая химия. Химия элементов: кн. 1, 2 / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. – М.: Химия, 2001. – 471, 1053 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)
- Некрасов Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – СПб.: Лань, 2003. – 656, 687 с. 5. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высшая школа, 2000–2004. – 526 с. [Электронная библиотека ТГУ \(доступно читателям НБ ТГУ\)](#)
- Жебентяев А.И., Жерносек А.К., И.Е. Талуть И.Е. Аналитическая химия. Химические методы анализа.–Минск: Новое знание, 2010. –542 с.
- Аналитическая химия: учебник для студентов вузов. В 3 Т. Т.3: Химический анализ / под ред. Л. Н. Москвина. - М.: Академия, 2010. –3681.
- Александрова Э.А., Гайдукова Н.Г. Аналитическая химия в 2-х книгах. – Издание 2-е. Изд-во Юрайт, 2016 . – 355 с.
- Наумова Л.Б., Баталова В.Н. и др. Практическое руководство по химическим методам анализа.: уч. пособие для студентов нехимических специальностей.– Томск. Томский госуниверситет, 2010. –120 с.
- Шумар С.В., Наумова Л.Б., Шелковников В.В. Расчеты в курсе аналитической химии.: уч. пособие для студентов нехимических специальностей.– Томск. Томский госуниверситет, 2011.– 84 с.

в) ресурсы сети Интернет:

- www.chem.msu.ru (<http://www.chemnet.ru>) – портал фундаментального химического образования России – доступ свободный (дата обращения: 06.10.16).
- <http://chem100.ru/chem.php?n=16> – справочник химика – доступ свободный (дата обращения: 05.10.16).
- <https://xumuk.ru/spravochnik/a.html> – справочник по веществам – доступ свободный (дата обращения: 05.10.16).
- <https://xumuk.ru/> – сайт о химии – доступ свободный (дата обращения: 07.10.16)13.
- <http://www.wssanalytchem.org> – портал «Аналитическая химия в России; Anchem.ru chemport.ru eLIBRARY. ru sciencedirect.com springerlink.com;

– Петрова Е.В., Гудымович Е.Н., Киселева М.А., Наумова Л.Б., Скворцова Л.Н., Шелковников В.В. «Расчеты ионных равновесий. Методы идентификации и разделения в аналитической химии». Томск, 2011. <http://edu.tsu.ru/eor/resourse/537/tpl/index.html>

13. Перечень информационных технологий

- а) лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:
- Microsoft Office Standart 2013 Russian: пакет программ. Включает приложения: MS Office Word, MS Office Excel, MS Office PowerPoint, MS Office OneNote, MS Office Publisher, MS Outlook, MS Office Web Apps (Word Excel MS PowerPoint Outlook);
 - публично доступные облачные технологии (Яндекс диск и т.п.).
- б) информационные справочные системы:
- Электронный каталог Научной библиотеки ТГУ – <http://chamo.lib.tsu.ru/search/query?locale=ru&theme=system>
 - Электронная библиотека (репозиторий) ТГУ – <http://vital.lib.tsu.ru/vital/access/manager/Index>
 - ЭБС Лань – <http://e.lanbook.com/>
 - ЭБС Консультант студента – <http://www.studentlibrary.ru/>
 - Образовательная платформа Юрайт – <https://urait.ru/>
 - ЭБС ZNANIUM.com – <https://znanium.com/>
 - ЭБС IPRbooks – <http://www.iprbookshop.ru/>

14. Материально-техническое обеспечение

Обучение по дисциплине осуществляется с использованием следующих площадей и оборудования:

– лекционная аудитория, оснащенная мультимедийным оборудованием для демонстрации презентаций, слайдов и компьютерной анимации; интерактивной доской (аудитория № 311 6-го учебного корпуса ТГУ);

– лабораторные аудитории (№ 221, 6-го учебного корпуса ТГУ).

Лаборатории оснащены вытяжными и сушильными шкафами, муфелями, весами, электроплитками, дистилляторами, центрифугами, термометрами; стеклянной и фарфоровой посудой; необходимыми для выполнения лабораторных работ реактивами.

Аудитории для проведения занятий лекционного типа (аудитория № 311 6-го учебного корпуса ТГУ).

Аудитории для проведения групповых консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации.

Учебные аналитические лаборатории (аудитории № 314, 325, 6-го учебного корпуса ТГУ), обеспеченные лабораторной мебелью, посудой, приборами и химическими реактивами, необходимыми для выполнения запланированных в рабочей программе лабораторных работ.

15. Информация о разработчиках

Лютова Екатерина Сергеевна, к.т.н., доцент кафедры неорганической химии НИ ТГУ

Наумова Людмила Борисовна, канд. хим. наук, доцент, доцент кафедры аналитической химии ХФ ТГУ.