

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РЕСПУБЛИКИ КАЗАХСТАН**

ИННОВАЦИОННЫЙ ЕВРАЗИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

Научно-образовательный комплекс по специальности
6М072000 «Химическая технология неорганических веществ»

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС

**по дисциплине «ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ СОВРЕМЕННОЙ
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ»**

(СИЛЛАБУС)

по кредитной технологии обучения

ПАВЛОДАР 2012 ГОД

«УТВЕРЖДАЮ»

Директор Инженерной Академии,
Д.х.н., проф. _____ А.К. Свидерский
«__» _____ 2012 г.

Автор: к.х.н., ст. преподаватель _____ Б.К. Дюсеналин

Кафедра «Химия и экология»

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС
(СИЛЛАБУС)**

по дисциплине «теоретические основы современной неорганической химии»
для магистров специальности

6M072000 «Химическая технология неорганических веществ»

| | Академические часы |
|----------------------|--------------------|
| Курс | 2 |
| Семестр | 3 |
| Лекции | 30 |
| Лабораторные занятия | 15 |
| СРМП | 45 |
| СРМ | 135 |
| Форма контроля | Экзамен |

Разработано на основании каталога элективных дисциплин специальности 6M072000 «Химическая технология неорганических веществ» (2010 г.) и типовой учебной программы дисциплины «Теоретические основы неорганической химии» (Алматы, 2006 г.)

Утверждено на заседании научно-методического совета Инженерной Академии и рекомендовано к изданию

Протокол №1 от «15» сентября 2012 г.

Председатель НМС Инженерной Академии
к.т.н., профессор _____ П.В. Дубровин

Рассмотрено на заседании кафедры «Химия и экология»

Протокол №2 от «29» августа 2012 г.

Зав. кафедрой «Химия и Экология»
к.п.н., доцент _____ Ш.Ш. Хамзина

Контактная информация

| ФИО преподавателя | Время и место проведения | | | Контактная информация |
|--------------------------------------|--------------------------|----------------------|----------|---------------------------------------|
| | Лекции | Практические занятия | СРМП | |
| Дюсеналин Бауржан Кырыкбесович | Корпус-1 | Корпус-1 | Корпус-1 | Корпус-1 каб. 408 Тел. 57-10-33 |
| | | | | |

Номер (код) курса и количество кредитов: 4 кредита, т.е. 120 контактных часов: 30 ч - лекций, 15 ч – лабораторных работ, 45 ч – СРМП; 135 часов внеаудиторной домашней работы, т.е. СРС.

Структура курса «Теоретические основы современной неорганической химии»

- 1 Пояснительная записка
- 2 Тематико-содержательный план обучения (Таблица 1)
- 3 Модульно-интегративная структура УК с указанием проблемных вопросов по модулям (Таблица 2)
- 4 Организация СРС по модулям УК (Таблица 3)
- 5 Понятийный аппарат
- 6 Материалы по овладению УК
- 7 Условия успешного достижения ожидаемых результатов по окончании УК
- 8 Организация менеджмента качества профессиональной подготовки студента по УК (виды и формы контроля знаний и умений студентов) (Таблица 4)
- 9 Критерии и параметры оценки знаний, навыков и умений студентов (включая СРС) (Таблицы 5, 6, 7)

Пояснительная записка

Пререквизиты: Теоретические основы электрохимии, Основы современных технологий переработки неорганического сырья.

Постреквизиты: Системный анализ химико-технологических процессов, написание магистерской диссертации.

Описание дисциплины: Курс теоретические основы современной неорганической химии совершенствует профессиональную подготовку будущего химика технолога неорганических веществ и дает теоретический багаж в написании магистерской диссертации.

Основная задача лекционного курса – обобщить основные понятия по неорганической химии, вооружить магистра необходимыми навыками применения полученных знаний в технологическом процессе и привить навыки самостоятельного пополнения знаний в процессе работы с различными источниками информации.

Основная цель курса: углубить знания, умения и навыки, приобретенные в процессе обучения в бакалавриате и обеспечить теоретический фундамент в написании магистерской диссертации.

Задачи курса: задачи, стоящие перед химической наукой согласуются с первоочередными требованиями повышения уровня образованности, фактора конкурентоспособности государства и создания национальной системы образования, соответствующей мировым стандартам.

В результате усвоения объема теоретических положений и проблем **магистранты должны уметь:** применять основные стехиометрические законы при решении расчетных задач, составить электронную конфигурацию любого элемента пользуясь запретом Паули и правилами Хунда и Клечковского теоретически описывать изменения свойств элементов по периодам, а также в рядах s, p, d, f – элементов, объяснить природу ковалентной связи и строить диаграмму энергетических уровней МО для двухатомной молекулы, уравнивать окислительно-восстановительные реакции, отличать виды энергии и их взаимопревращения и определять направление протекания реакции, объяснять смысл термина «константа скорости» и «принцип Ле-Шателье» и пользоваться ими в конкретных условиях решая задачи, дать общую характеристику группы, подгруппы, основные химические элементы и его соединений, приготовить растворы разной концентрации (мольные объемы, молярные, моляльные, нормальные), решать задачи на ПР.

Политика выставления оценок:

Выполнение этих требований обеспечивает допуск к экзамену:

- полнота и глубина знаний;
- выявление ключевых понятий и моментов определенной темы;
- знание определенных основных терминов и понятий темы;
- умение делать выводы и обобщения;
- своевременная защита практических заданий;
- своевременная защита лабораторных работ
- своевременная сдача коллоквиумов.

По данному курсу предусмотрены 2 рубежных контроля, которые будут проводиться в устной форме.

В ходе работы со студентами можно выделить следующие виды контроля:

Текущий контроль (60%):

- выполнение лекционных и практических заданий;
- выполнение самостоятельных заданий;
- выполнение лабораторных работ;
- сдача коллоквиумов;
- посещаемость.

Рубежный контроль (40%) включает в себя обобщающий устный опрос.

Итоговый контроль – экзамен.

Политика курса:

- не опаздывать на занятия;
- не пропускать занятия, в случае болезни представить справку;
- в случае невыполнения заданий итоговая оценка снижается;
- активно участвовать в учебном процессе;
- своевременно выполнять задания;
- в случае несвоевременного выполнения заданий оценка за задание снижается;
- быть терпимым, открытым, откровенным и доброжелательным к сокурсникам и преподавателям;
- быть пунктуальным и обязательным.

Политика академического поведения и этики: каждый студент должен ознакомиться и следовать Кодексу корпоративной культуры, Этическому кодексу студентов и Правилам внутреннего распорядка вуза.

Таблица 1 - Тематико-содержательный план обучения УК (3 семестр (15 недель) – 2 АК)

| № | Наименование и содержание УК (подтемы) | Формы и содержание организации УК | | | | | | Текущий контроль (ТК) следящий | Дата проведения ТК |
|---|--|-----------------------------------|-------------------------------|---------------------|-------------------------------|--------------|-------------------------------|--------------------------------|--------------------|
| | | Лекции | | Лабораторные работы | | СРМП | | | |
| | | кол-во часов | формы и методы организации УК | кол-во часов | формы и методы организации УК | кол-во часов | формы и методы организации УК | | |
| Модуль 1. теоретические основы неорганической химии. | | | | | | | | | |
| 1 | <p>Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Работы Ломоносова и Дальтона. Закон сохранения масс и энергии. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношении Дальтона. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Закон эквивалентов Гей-Люссака. Закон Авогадро. Атомы и молекулы, их размеры и массы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро. Моль-единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем. Молярный объем газа.</p> <p>Методы определения атомных и молекулярных масс. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой вещества. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Расчеты по химическим формулам. Эволюция понятия «химический элемент». Разграничения понятия «химический элемент» и «простое вещество». Изотопы. Простые вещества. Аллотропия. Сложные вещества как форма существования элементов в соединениях. Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ. Уравнения химических реакций. Стехиометрические работы с использованием величин масс и объемов веществ</p> | 2 | МКМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КР№1 | 1 нед. |
| 2 | <p>Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Гидриды. Оксиды,</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КР№2 | 2 нед. |

| | | | | | | | | | |
|---|--|---|-----|---|----|---|-------------------------|------|-----------|
| | <p>пероксиды, супероксиды, халькогениды, галогениды, нитриды, карбиды и т.п. Номенклатура бинарных соединений. Кислоты. Соли. Классификация сложных веществ по функциональным признакам. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основанные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.</p> <p>Кислоты: безкислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые и основные. Смешанные и двойные соли. Номенклатура солей. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Зернера. Внешняя и внутренняя сферы комплекса. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного йона. Основные классы комплексных соединений. Гидраты (аквакомплексы). Кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов. Изометрия комплексных соединений. Гидратная и координационная изометрия. Цис- и транс изометрия. Номенклатура комплексных соединений. Значение процессов комплексообразования в химии и биологии. Роль русских и советских ученых в развитии учения о комплексных соединениях. Работы Л.А. Чугаева, И.И. Черняева, А.А. Гриберга и т.д.</p> | | | | | | | | |
| 3 | <p>Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. α-, β-, γ- лучи, их характеристика. Модель атома Томпсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнения Планка. Спектры атомов. Теория атома по Бору. Спектр атома водорода. Противоречия теории атома водорода по Бору. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний.</p> <p>Квантово-механическая модель атома водорода по Бору. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Спиновое квантовое число. Понятие об электронном облаке. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии,</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КР№3 | 3 нед. |

| | | | | | | | | | |
|---|--|----------|-----------|----------|----|----------|-------------------------|------|-----------|
| | запрет Паули, правила Гунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Устойчивые и неустойчивые ядра. Ядерные реакции и превращения химических элементов. Периодически изменяющиеся свойства: атомные радиусы, энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность. | | | | | | | | |
| | Всего часов | 6 | | 3 | | 9 | | | |
| Модуль 2. Химия элементов и их соединения на основе периодической системы. | | | | | | | | | |
| 4 | Коллоквиум №1 Жизнь и научно-педагогическая деятельность Д.И.Менделеева. Первые попытки классификации химических элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И.Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и краткая формы периодической системы. | 2 | УО МКМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КР№4 | 4 нед. |
| 5 | Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элементов с их положением в периодической системе. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Значение открытия периодического закона в развитии науки. | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КР№5 | 5 нед. |
| 6 | Краткий очерк эволюции взглядов на сущность химической связи. Основные типы химической связи: ковалентная и ионная. Ковалентная связь. Понятие о современных теориях ковалентной связи: энергия, длина. Направленность. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов (обменный) и донорно-акцепторный. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость. Сигма и Пи связи. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связи и полярность молекулы. Дипольный момент. Современные представления о валентности. Ковалентность атомов. Валентные возможности атомов. Степень | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КР№6 | 6 нед. |

| | | | | | | | | | |
|---|--|-----------|---------------|----------|----|-----------|-------------------------|--------------------|-----------|
| | окисления атомов в соединениях с ковалентной связью. | | | | | | | | |
| 7 | <p>Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Метод ЛКАО МО. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения межмолекулярных орбиталей. Энергетические диаграмма и электронные формулы молекул. Формальное число связей (двухэлектронных) в молекуле. Формальный порядок связи. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО. Объяснение парамагнетизма кислорода. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода (II), оксид азота (II). Сравнение методов ВС и МО.</p> <p>Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Спектрохимический ряд. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы. Межмолекулярные взаимодействия (ориентационные, дисперсионные). Водородная связь между полярными молекулами, ее влияние на физические свойства веществ. Внутримолекулярная водородная связь. Значение водородной связи в биологических процессах.</p> | 2 | МКМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КРН ^о 7 | 7 нед. |
| 8 | <p>Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Ненасыщаемость и направленность ионной связи. Типы кристаллических решеток: атомные, молекулярные, ионные. Зависимость свойств веществ от характера химической связи и типа кристаллической решетки.</p> <p>Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КРН ^о 8 | 8 нед. |
| 9 | <p>Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Использование табличных значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов образования исходных и получаемых веществ для оценки возможности протекания химической реакции.</p> <p>Коллоквиум №2</p> | 2 | МЛМ УО | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РСЛиСМ. | КРН ^о 9 | 9 нед. |
| | Всего часов | 11 | | 6 | | 18 | | | |

Модуль 3. Растворы и диссоциация растворов.

| | | | | | | | | | |
|----|--|---|-----|---|----|---|-------------------------|--------------------|------------|
| 10 | <p>Краткая характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении. Работы Д.И.Менделеева по теории растворов. Термодинамика процесса растворения. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации</p> <p>Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты.</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КРН _{№10} | 10 нед. |
| 11 | <p>Очистка веществ перекристаллизацией из растворов. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах. Характеристика концентрации растворов по их плотности. Молярная, нормальная, моляльная концентрации. Титр. Расчеты для приготовления растворов. Меры предосторожности при работе с концентрированными растворами кислот и щелочей.</p> <p>Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С.Аррениуса и И.А.Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул в процессе диссоциации. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КРН _{№11} | 11 нед. |
| 12 | <p>Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы. Влияющие на степень диссоциации. Высокие значения диэлектрической проницаемости некоторых физиологических сред. Истинная и кажущаяся степень диссоциации. Понятие о коэффициенте активности. Применение закона действия масс к процессу диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный тип диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды.</p> | 2 | МКМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КРН _{№12} | 12 нед. |

| | | | | | | | | | |
|----|---|---|-----|---|----|---|-------------------------|--------------------|------------|
| | <p>Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Протолитическая теория кислот и оснований.</p> <p>Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Водородный показатель биологических жидкостей. Значение постоянства величин рН в химических и биологических процессах. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.</p> | | | | | | | | |
| 13 | <p>Реакции в растворах электролитов (ионные реакции). Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Использование значений стандартных изобарных потенциалов для оценки направленности реакций. Общие способы получения и свойства кислот, оснований, солей. Генетическая связь между классами неорганических соединений. Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Роль гидролиза в биологических, химических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.</p> <p>Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней среды. Диссоциация комплексного иона в водном растворе как реакция замещения лигандов молекулами воды. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Кислотно-основные свойства комплексных соединений. Кислотная диссоциация аквакомплексов с образованием и гидроксокомплексов.</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КРН _{№13} | 13 нед. |
| 14 | <p>Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Электронная теория окисления атомов элементов. Электронная теория окисления С.А.Даина и Л.В.Писаржевского. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.</p> | 2 | МЛМ | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КРН _{№14} | 14 нед. |

| | | | | | | | | | |
|----|---|-----------|---------------|-----------|----|-----------|-------------------------|-------|------------|
| | Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе. Возникновение скачка на границе раздела металл-водный раствор его соли. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Работы Н.Н.Бекетова. | | | | | | | | |
| 15 | Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Значение реакций окисления-восстановления в живой и неживой природе. Окислительно-восстановительные процессы в производстве. Коллоквиум №3 | 2 | МКМ УО | 1 | ИР | 3 | ПРП. ММГ. РсЛиСМ. | КР№15 | 15 нед. |
| | Всего часов: | 12 | | 6 | | 18 | | | |
| | Итого | 30 | | 15 | | 45 | | | |

Метод критического мышления – МКМ; Метод логического мышления – МЛМ; Индивидуальная работа – ИР; Поиск решения проблем – ПРП; Метод малых групп – ММГ; Работа с лекционным и справочным материалом – РсЛиСМ. Контрольная работа – КР. Устный опрос – УО.

Таблица 2 – Модульно-интегративная структура УК с указанием программных вопросов по модулям

| Содержание | Модуль 1 | Модуль 2 | Модуль 3 |
|-------------------------|---|---|---|
| Программные вопросы | 1. Основные химические законы и положения атомно-молекулярной теории. 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений 3. Строение атома | 1. Периодический закон и периодическая система 2. Химическая связь 3. Энергетика и направленность химических процессов | 1. Растворы 2. Теория электролитической диссоциации 3. Окислительно-восстановительные реакции 4. Электродный потенциал |
| Обязательная литература | 1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высш. шк.,1988.- 640с. 2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк, 1997.- 527с. 3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.-4 е изд., стеротип.- М.: химия. 2000.-592с. 4. Зайцев О.С. Неорганическая химия (теоретические основы. Углубленный курс). М.: просвещение, 1997.-320с. 5. Спицин В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Часть 1. М.: Изд-во МГУ, 1994.-624с. 6. Суворов А.В. , Никольский А.Б. Общая химия.-4-е изд., испр.- СПб.: Химиздат, 2000.-624с. . 7. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия.- М.: Высш. шк., 1994.-608 с. 8. Хьюи Дж. Неорганическая химия.- М.: Химия, 1987.-696с. 9. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия.- М.: химия 1976.- 568с. 10. Коттон Ф. Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. В 3-х томах.- М.: Мир, 1975. 11. Слейбо У., Персонс Т. Общая химия.- М.: Мир, 1979.-550с. | 1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высш. шк.,1988.- 640с. 2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк, 1997.- 527с. 3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.-4 е изд., стеротип.- М.: химия. 2000.-592с. 4. Зайцев О.С. Неорганическая химия (теоретические основы. Углубленный курс). М.: просвещение, 1997.-320с. 5. Спицин В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Часть 1. М.: Изд-во МГУ, 1994.-624с. 6. Суворов А.В. , Никольский А.Б. Общая химия.-4-е изд., испр.- СПб.: Химиздат, 2000.-624с. . 7. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия.- М.: Высш. шк., 1994.-608 с. 8. Хьюи Дж. Неорганическая химия.- М.: Химия, 1987.-696с. 9. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия.- М.: химия 1976.- 568с. 10. Коттон Ф. Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. В 3-х томах.- М.: Мир, 1975. 11. Слейбо У., Персонс Т. Общая химия.- М.: Мир, 1979.-550с. | 1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М.: Высш. шк.,1988.- 640с. 2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк, 1997.- 527с. 3. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.-4 е изд., стеротип.- М.: химия. 2000.-592с. 4. Зайцев О.С. Неорганическая химия (теоретические основы. Углубленный курс). М.: просвещение, 1997.-320с. 5. Спицин В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. Часть 1. М.: Изд-во МГУ, 1994.-624с. 6. Суворов А.В. , Никольский А.Б. Общая химия.-4-е изд., испр.- СПб.: Химиздат, 2000.-624с. . 7. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия.- М.: Высш. шк., 1994.-608 с. 8. Хьюи Дж. Неорганическая химия.- М.: Химия, 1987.-696с. 9. Дей К., Селбин Д. Теоретическая неорганическая химия.- М.: химия 1976.- 568с. 10. Коттон Ф. Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия. В 3-х томах.- М.: Мир, 1975. 11. Слейбо У., Персонс Т. Общая химия.- М.: Мир, 1979.-550с. |

| | | | |
|----------------------------------|--|---|--|
| | <p>12. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. В 2-х томах.- М.: Мир, 1982.</p> <p>13. Браун Т., Лемей Г. Химия в центре наук. В 2-х томах.- М.: Мир, 1983.</p> <p>14. Кемпбелл Дж. Современная общая химия. В 3-х томах.- М.:, 1975</p> <p>15. Аноганикум (под ред. Л.Кольдица. в 2-х томах.- М.: Мир, 1984)</p> <p>16. Химия и периодическая таблица (под ред. Е.М.Соколовской, Л.С. Гузея.- М.: Изд-во Моск.ун-та, 1989.-640с.)</p> <p>17. Беремжанов Б.А., Нурахметов Н.Н. Жалпы химия.- Алматы: Мектеп, 1993.-678б.</p> <p>18. Практикум по общей и неорганической химии. п.р. М.М. Буркитбаева, К.Б. Бекишева - Алматы: Казак университет, 2002.</p> <p>19.Танашева М.Р. и др. Неорганическая химия, вопросы и упражнения. А., Казак университет 2000г.</p> <p>20. Бабич Л.В. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение 1991 г.</p> | <p>12. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. В 2-х томах.- М.: Мир, 1982.</p> <p>13. Браун Т., Лемей Г. Химия в центре наук. В 2-х томах.- М.: Мир, 1983.</p> <p>14. Кемпбелл Дж. Современная общая химия. В 3-х томах.- М.:, 1975</p> <p>15. Аноганикум (под ред. Л.Кольдица. в 2-х томах.- М.: Мир, 1984)</p> <p>16. Химия и периодическая таблица (под ред. Е.М.Соколовской, Л.С. Гузея.- М.: Изд-во Моск.ун-та, 1989.-640с.)</p> <p>17. Беремжанов Б.А., Нурахметов Н.Н. Жалпы химия.- Алматы: Мектеп, 1993.-678б.</p> <p>18. Практикум по общей и неорганической химии. п.р. М.М. Буркитбаева, К.Б. Бекишева - Алматы: Казак университет, 2002.</p> <p>19.Танашева М.Р. и др. Неорганическая химия, вопросы и упражнения. А., Казак университет 2000г.</p> <p>20. Бабич Л.В. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение 1991 г..</p> | <p>12. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Дж. Основные законы химии. В 2-х томах.- М.: Мир, 1982.</p> <p>13. Браун Т., Лемей Г. Химия в центре наук. В 2-х томах.- М.: Мир, 1983.</p> <p>14. Кемпбелл Дж. Современная общая химия. В 3-х томах.- М.:, 1975</p> <p>15. Аноганикум (под ред. Л.Кольдица. в 2-х томах.- М.: Мир, 1984)</p> <p>16. Химия и периодическая таблица (под ред. Е.М.Соколовской, Л.С. Гузея.- М.: Изд-во Моск.ун-та, 1989.-640с.)</p> <p>17. Беремжанов Б.А., Нурахметов Н.Н. Жалпы химия.- Алматы: Мектеп, 1993.-678б.</p> <p>18. Практикум по общей и неорганической химии. п.р. М.М. Буркитбаева, К.Б. Бекишева - Алматы: Казак университет, 2002.</p> <p>19.Танашева М.Р. и др. Неорганическая химия, вопросы и упражнения. А., Казак университет 2000г.</p> <p>20. Бабич Л.В. Практикум по неорганической химии. М., Просвещение 1991 г.</p> |
| <p>Дополнительная литература</p> | <p>1.Глинка Н.Л. Общая химия (под ред. А.И.Ермакова.-28-е изд., перераб. и доп.- М.: Интеграл-Пресс, 2000.-728с.)</p> <p>2. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А., Цветков А.А. Основы номенклатуры неорганических веществ.- М.: Химия, 1983.-112с.</p> <p>3. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А. химические свойства неорганических веществ. - М.: Химия, 1997.-480с.</p> <p>4. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.- М.: Высш. шк., 1990-351с.</p> <p>5. Зайцев О.С. исследовательский практикум по общей химии.- М.: Изд-во МГУ, 1994.-480с.</p> <p>6. Практикум по неорганической химии /Под ред.проф. В.П. Зломанова.- М.: Изд-во Моск.ун.-та, 1994.-320с.</p> <p>7. Практикум по общей и неорганической</p> | <p>1. Глинка Н.Л. Общая химия (под ред. А.И.Ермакова.-28-е изд., перераб. и доп.- М.: Интеграл-Пресс, 2000.-728с.)</p> <p>2. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А., Цветков А.А. Основы номенклатуры неорганических веществ.- М.: Химия, 1983.-112с.</p> <p>3. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А. химические свойства неорганических веществ. - М.: Химия, 1997.-480с.</p> <p>4. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.- М.: Высш. шк., 1990-351с.</p> <p>5. Зайцев О.С. исследовательский практикум по общей химии.- М.: Изд-во МГУ, 1994.-480с.</p> <p>6. Практикум по неорганической химии /Под ред.проф. В.П. Зломанова.- М.: Изд-во Моск.ун.-та, 1994.-320с.</p> <p>7. Практикум по общей и неорганической</p> | <p>1. Глинка Н.Л. Общая химия (под ред. А.И.Ермакова.-28-е изд., перераб. и доп.- М.: Интеграл-Пресс, 2000.-728с.)</p> <p>2. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А., Цветков А.А. Основы номенклатуры неорганических веществ.- М.: Химия, 1983.-112с.</p> <p>3. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.А. химические свойства неорганических веществ. - М.: Химия, 1997.-480с.</p> <p>4. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.- М.: Высш. шк., 1990-351с.</p> <p>5. Зайцев О.С. исследовательский практикум по общей химии.- М.: Изд-во МГУ, 1994.-480с.</p> <p>6. Практикум по неорганической химии /Под ред.проф. В.П. Зломанова.- М.: Изд-во Моск.ун.-та, 1994.-320с.</p> <p>7. Практикум по общей и неорганической</p> |

| | | | |
|----------------------------------|---|---|---|
| | <p>химии: /Л.С. Гузей и др. Под.ред. С.Ф. Дунаева.- М.: Изд-во Моск. Ун-та, 2000-87с.</p> <p>8. Коровин Н.В., Минулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии.- М.: Высш. шк., 1998.-256с.</p> <p>9. Васильева З.Г., Грановская. Лабораторные работы по неорганической химии.- Л.: Химия, 1986.-288с.</p> <p>10. Хомченко Г.П. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода.- М.: Высш. шк., 1980-333с.</p> <p>11. Практикум по неорганической химии. /Под. ред. Н.Н.Павлова, С.В.Петрова.- М.:Высш.шк.,1986.-296с.</p> <p>12. Иванова М.А., Кононова М.а. Химический демонстрационный эксперимент./Под ред. С.А. Щукарева.- М.: Высш. шк., 1984.-208 с.</p> <p>13. Платонов Ф.Б. Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии. /Под ред. Г.П. Хомченко.- М.: Высш. шк., 1976.-327с.</p> <p>14. Четков И.Н. Химический эксперимент с малым количеством реактивов.- М.: Просвещение, 1989.-191с.</p> | <p>химии: /Л.С. Гузей и др. Под.ред. С.Ф. Дунаева.- М.: Изд-во Моск. Ун-та, 2000-87с.</p> <p>8. Коровин Н.В., Минулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии.- М.: Высш. шк., 1998.-256с.</p> <p>9. Васильева З.Г., Грановская. Лабораторные работы по неорганической химии.- Л.: Химия, 1986.-288с.</p> <p>10. Хомченко Г.П. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода.- М.: Высш. шк., 1980-333с.</p> <p>11. Практикум по неорганической химии. /Под. ред. Н.Н.Павлова, С.В.Петрова.- М.:Высш.шк.,1986.-296с.</p> <p>12. Иванова М.А., Кононова М.а. Химический демонстрационный эксперимент./Под ред. С.А. Щукарева.- М.: Высш. шк., 1984.-208 с.</p> <p>13. Платонов Ф.Б. Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии. /Под ред. Г.П. Хомченко.- М.: Высш. шк., 1976.-327с.</p> <p>14. Четков И.Н. Химический эксперимент с малым количеством реактивов.- М.: Просвещение, 1989.-191с.</p> | <p>химии: /Л.С. Гузей и др. Под.ред. С.Ф. Дунаева.- М.: Изд-во Моск. Ун-та, 2000-87с.</p> <p>8. Коровин Н.В., Минулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии.- М.: Высш. шк., 1998.-256с.</p> <p>9. Васильева З.Г., Грановская. Лабораторные работы по неорганической химии.- Л.: Химия, 1986.-288с.</p> <p>10. Хомченко Г.П. Практикум по общей и неорганической химии с применением полумикрометода.- М.: Высш. шк., 1980-333с.</p> <p>11. Практикум по неорганической химии. /Под. ред. Н.Н.Павлова, С.В.Петрова.- М.:Высш.шк.,1986.-296с.</p> <p>12. Иванова М.А., Кононова М.а. Химический демонстрационный эксперимент./Под ред. С.А. Щукарева.- М.: Высш. шк., 1984.-208 с.</p> <p>13. Платонов Ф.Б. Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии. /Под ред. Г.П. Хомченко.- М.: Высш. шк., 1976.-327с.</p> <p>14. Четков И.Н. Химический эксперимент с малым количеством реактивов.- М.: Просвещение, 1989.-191с.</p> |
| <p>Краткое содержание лекций</p> | <p><u>Тема 1.</u> Основные химические законы. Основные химические законы (Ломоносова – Дальтона, сохранения масс и энергии, кратных отношении, эквивалентов, Авогадро).</p> <p><u>Тема 2.</u> Положения атомно-молекулярной теории Определения атомных и молекулярных масс. Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Изотопы. Простые вещества. Аллотропия.</p> | <p><u>Тема 8-11.</u> Периодический закон и периодическая система Жизнь и научно-педагогическая деятельность Д.И.Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Длинная и краткая формы периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер. Значение открытия периодического закона в развитии науки.</p> | <p><u>Тема 19-21.</u> Растворы. Краткая характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы. Механизм процесса растворения. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Кристаллогидраты. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Титр. Расчеты для приготовления растворов.</p> |

Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ. Уравнения химических реакций.

Тема 3. Классификация и номенклатура неорганических соединений

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых и сложных веществ по составу

Тема 4. Комплексные соединения.

Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Зернера. Внешняя и внутренняя сферы комплекса. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Основные классы комплексных соединений

Тема 5, 6. Строение атома

Модель атома Томпсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнения Планка. Спектры атомов. Теория атома по Бору. Спектр атома водорода. Противоречия теории атома водорода по Бору. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний.

Тема 7. Коллоквиум

Тема 12-14. Химическая связь

Основные типы химической связи: ковалентная и ионная. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов (обменный) и донорно-акцепторный. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Полярность связи и полярность молекулы. Дипольный момент. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Сравнение методов ВС и МО. Водородная связь между полярными молекулами, ее влияние на физические свойства веществ.

Тема 15-17. Энергетика и направленность химических процессов

Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Использование табличных значений стандартных энтальпий и стандартных изобарных потенциалов образования исходных и получаемых веществ для оценки возможности протекания химической реакции.

Тема 18. Коллоквиум

Тема 22-26. Теория электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. Работы С.Аррениуса и И.А.Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Сильные и слабые электролиты. Факторы. Влияющие на степень диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов. Ионное произведение воды. Произведение растворимости. Генетическая связь между классами неорганических соединений. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константы нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах.

Тема 27-28. Окислительно-восстановительные реакции

Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Понятие о гальваническом элементе.

Тема 29. Электродный потенциал

Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

Тема 30. Коллоквиум

Методические указания к выполнению лабораторных работ.

Целью лабораторных работ является закрепление основных теоретических положений.

Для этого необходимо: изучить теоретический материал по теме, работать с рекомендуемой литературой

Содержание лабораторных работ

Лабораторная работа №1

Техника безопасности. Правила работы в химической лаборатории Техника лабораторных работ: 1. Общие правила работы в лаборатории. 2. Работа с экспериментальными данными. 3. Химическая посуда и другие принадлежности. 4. Весы и взвешивание.

Лабораторная работа №2

Основные классы неорганических соединений: 1. Получение кислот. 2. Получение оснований. 3. Получение солей.

Лабораторная работа №3

Кислород: 1. Получение кислорода. 2. Определение молекулярной массы кислорода. 3. Свойства кислорода. а) Различие окислительных свойств атомарного и молекулярного кислорода. б) Различие окислительных свойств чистого кислорода и воздуха.

Лабораторная работа №4

Водород. Пероксид водорода. 1. Получение водорода действием металла на кислоту. 2. Получение водорода действием алюминия на щелочь. 3. Восстановление перманганата калия атомарным водородом. 4. Получение пероксида водорода. 5. Реакция открытия пероксида водорода. 6. Разложение пероксида водорода и влияние катализатора на его скорость. 7. Окислительные свойства пероксида водорода. 8. Восстановительные

Лабораторная работа №6

Определение молекулярных масс, Атомных масс и химических эквивалентов. Техника лабораторных работ: 1. Определение относительной молекулярной массы диоксида углерода. 2. Определение молярной массы эквивалента металла по водороду. 3. Определение относительной атомной массы металла по его молярной теплоте.

Лабораторная работа №7

Методы разделения и очистки веществ: 1. Фильтрация. 2. Перекристаллизация. 3. Возгонка. 4. Определение температуры плавления. 5. Очистка жидкостей. 6. Очистка газов.

Лабораторная работа №8

Комплексные соединения: 1. Различие между простыми и комплексными ионами. 2. Получение комплексных соединений. 3. Разрушение комплексного соединения.

Лабораторная работа №9

Растворы. Приготовление растворов: 1. Приготовление растворов заданной процентной концентрации. 2. Приготовление растворов заданной молярной концентрации эквивалента.

Лабораторная работа №10

Условия образования и растворения осадков: 1. Образование труднорастворимых солей. 2. Влияние концентрации одноименных ионов на образование

Лабораторная работа №11

Растворы электролитов. 1. Электропроводность растворов кислот и оснований. 2. Сравнение силы кислот. 3. Подавление диссоциации слабого электролита путем добавления одноименного иона. 4. Определение pH при помощи универсального индикатора.

Лабораторная работа №12

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель. Водородный показатель биологических жидкостей. Значение постоянства величин pH в химических и биологических процессах. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Лабораторная работа №13

Гидролиз солей: 1. Определение реакции среды в растворах различных солей с помощью индикаторов. 2. Пример полного гидролиза солей. 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

Лабораторная работа №14

Окислительно-восстановительные реакции. 1. Окислители-элементарные вещества. 2. Окислители, в которых химический элемент находится в высшей степени

| | | | |
|--|---|---|--|
| | <p>свойства пероксида водорода.</p> <p>Лабораторная работа №5</p> <p>Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева.</p> | <p>осадков. 3.Растворение осадка электролита при уменьшении концентрации одного из его ионов. 4.Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости.</p> | <p>окисления. 3.Восстановители-элементарные вещества. 4.Восстановители, в которых химический элемент находится в низшей степени окисления. 5.Реакции диспропорционирования. 6.Реакции внутримолекулярного окисления, восстановления.</p> <p>Лабораторная работа №15</p> <p>Обобщение.</p> |
|--|---|---|--|

**Методические указания к выполнению практических заданий
для самостоятельной работы студента с преподавателем.**

Целью СРМП является закрепление основных теоретических положений, выработка практических навыков решения задач, умений логически и конструктивно доказывать ход решения задачи выбранным методом
Для этого необходимо: изучить теоретический материал по теме, работать с рекомендуемой литературой, работать со справочным материалом

| | | | |
|---|--|---|--|
| <p>Содержание семинарских занятий (СРМП).</p> | <p>СРМП 1. Решение типовых расчетных задач по формулам: определение массы элемента в определенной массе вещества. Нахождение простейшей и истинной формул.</p> <p>СРМП 2. Важнейшие классы неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли. Номенклатура. Химические свойства. Решение задач.</p> <p>СРМП 3. Решение типовых расчетных задач по формулам: газовые законы, нахождение относительной массы газов и твердых веществ.</p> <p>СРМП 4. Решение типовых расчетных задач по уравнениям химических реакций: выход продуктов реакций, задачи на смеси.</p> <p>СРМП 5. Связь электронного строения атома с положением элемента в периодической системе Д. И. Менделеева.</p> | <p>СРМП 6. Химическая связь. Ковалентная связь по МВС. Механизм образования ковалентной связи.</p> <p>СРМП 7. Решение типовых расчетных задач на скорость химической реакции</p> <p>СРМП 8. Решение типовых расчетных задач на динамическое равновесие</p> <p>СРМП 9. Первый и второй законы термодинамики. Решение типовых задач на правило Ван-Гоффа.</p> <p>СРМП 10. Растворы. Расчет концентрации растворов: массовая доля, молярная, молярная концентрация эквивалента, решение задач.</p> <p>СРМП 11. Решение задач на образование кристаллогидратов. Выполнение тестовых заданий на определение обратимых процессов и признаков необратимости химических реакции. Понятие ПР. Расчеты.</p> | <p>СРМП 12. Выполнение заданий и расчетных задач на определение pH и pOH растворов солей. Расчеты на определение константы нестойкости.</p> <p>СРМП 13. Выполнение тестовых заданий по номенклатуре и свойствам комплексных соединений катионного и анионного типа. Расчет константы нестойкости комплексных соединений.</p> <p>СРМП 14. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций. Типы окислительно-восстановительных реакций</p> <p>СРМП 15. Определение степени окисления атомов элементов в соединениях. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций</p> |
|---|--|---|--|

Таблица 3 - Организация самостоятельной работы студента по модулям УК

| № темы модуля | Тематика СРМ | Задания для СРМ | Формы контроля СРМ | График контроля СРМ (сроки) |
|---|--|--|--------------------|-----------------------------|
| Модуль 1. Теоретические основы неорганической химии. | | | | |
| 1 | Основные химические понятия и законы. | Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Расчет по химическим формулам. Стехиометрические расчеты с использованием величин масс и объемов веществ | Опрос | 1 неделя |
| 2 | Классификация и номенклатура неорганических веществ. | Классификация веществ (оксидов, кислот, оснований, солей) по функциональным признакам. | Опрос | 2 неделя |
| 3 | Строение атома. | Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Лучи, их характеристика. Модель атома Томсона. опыты Резерфорда по рассеиванию частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки. Ядерные реакции и превращения химических элементов. | Опрос | 3 неделя |
| Модуль 2. Химия элементов и их соединения на основе периодической системы. | | | | |
| 4 | Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. | Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Жизнь и научно-педагогическая деятельность Д.И.Менделеева. Первые попытки классификации химических элементов. | Опрос | 4 неделя |
| 5 | Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. | Открытие периодического закона Д.И.Менделеева. Принцип построения естественной системы элементов. Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И.Менделеева. Значение открытия периодического закона в развитии науки. | Опрос | 5 неделя |
| 6 | Содержания курса химии. | Системный подход к определению содержания обучения. Система и структура учебной дисциплины и содержания курса химии. | Опрос | 6 неделя |
| 7 | Скорость химических реакций. | Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Особенности ферментов как | Опрос | 7 неделя |

| | | | | |
|--|---|---|-------|-----------|
| | | катализаторов. Использование катализа в промышленности. Роль катализаторов в биологических процессах. | | |
| 8 | Управления химическими процессами. | Значение учения о скорости реакций и хим. равновесии для управления химическими процессами. | Опрос | 8 неделя |
| Модуль 3. Растворы и диссоциация растворов. | | | | |
| 9 | Растворы. | Растворы. Краткая характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Кривые растворимости. | Опрос | 9 неделя |
| 10 | Кристаллизация твердых веществ | Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. | Опрос | 10 неделя |
| 11 | Кристаллогидраты. | Кристаллогидраты. Очистка веществ перекристаллизацией из растворов | Опрос | 11 неделя |
| 12 | Слабые и сильные электролиты. | Слабые и сильные электролиты. Различие и схожести. | Опрос | 12 неделя |
| 13 | Комплексные соединения. | Комплексные соединения. Номенклатура, типы, диссоциация, константы нестойкости комплексных соединений | Опрос | 13 неделя |
| 14 | Окислительно-восстановительные реакции. | Окислительно-восстановительные реакции. Значение реакции окисления и восстановления в живой и неживой природе, производстве. | Опрос | 14 неделя |
| 15 | Повторение | Повторение пройденного материала. Подготовка к экзамену | Опрос | 15 неделя |

ПОНЯТИЙНЫЙ АППАРАТ

АЛЛОТРОПИЯ - явление существования химического элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Эти простые вещества, различные по строению и свойствам, называются аллотропными формами или аллотропными модификациями. Например, графит и алмаз - две аллотропные формы (модификации) углерода, молекулярный кислород и озон - две аллотропные модификации кислорода. При определенных условиях аллотропные модификации могут переходить друг в друга.

АМФОТЕРНОСТЬ - способность некоторых химических соединений проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от веществ, которые с ними реагируют. Амфотерные вещества (амфолиты) ведут себя как кислоты по отношению к основаниям и как основания - по отношению к кислотам.

АТОМ - мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Атом построен из субатомных частиц - протонов, нейтронов, электронов.

ВАЛЕНТНОСТЬ - число электронных пар, с помощью которых атом данного элемента связан с другими атомами.

ВЕЩЕСТВО. В естествознании существует ряд понятий, которым трудно дать строгое определение. Вещество - одно из таких понятий. В общем смысле оно используется для обозначения того, что заполняет пространство и имеет массу. В более узком смысле - вещество это то, из чего состоят окружающие нас предметы. В химии чаще используется понятие конкретного вещества - хлорид натрия, сульфат кальция, сахар, бензин и т.д. См. также "простое вещество", "сложное вещество", "смесь".

ГОРЕНИЕ - быстрый процесс окисления вещества, сопровождающийся выделением большого количества теплоты и, как правило, света.

ДИФФУЗИЯ - (от латинского *diffusio* - распространение) - самопроизвольное выравнивание концентрации веществ в смеси, обусловленное тепловым движением молекул. Перенос частиц вещества, приводящий к выравниванию его концентрации в первоначально неоднородной системе. Искусственное перемешивание смеси действует в том же направлении.

ДОНОРНЫЕ (ЭЛЕКТРОНОДОНОРНЫЕ) СВОЙСТВА - способность атомов элемента отдавать свои электроны другим атомам. Количественной мерой донорных свойств атомов, образующих химическую связь, является их электроотрицательность.

ЗАРЯД ЯДРА - положительный заряд атомного ядра, равный числу протонов в ядре данного элемента. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева равняется заряду ядра атома этого элемента.

ИНДИКАТОРЫ (кислотно-основные) - вещества сложного строения, имеющие разную окраску в растворах кислот и оснований. Бывают индикаторы и для других веществ (не кислотно-основные). Например, крахмал - индикатор на появление в растворе иода (дает синюю окраску).

ИОННАЯ СВЯЗЬ - предельный случай полярной ковалентной связи. Связь между двумя атомами считается ионной, если разница электроотрицательностей этих атомов больше или равняется 2,1.

ИОНЫ - отрицательно или положительно заряженные частицы, образующиеся при присоединении или отдаче электронов атомами элементов (или группами атомов). Ионы бывают однозарядные ($1+$ или $1-$), двухзарядные ($2+$ или $2-$), трехзарядные и т.д. См. также "катионы" и "анионы".

ИЮПАК (IUPAC) - Международный союз теоретической (чистой) и прикладной химии (International Union of Pure and Applied Chemistry). Организация, созданная в 1919 году. Входит в Международный совет научных союзов. Координирует исследования, требующие международного согласования, контроля и стандартизации, рекомендует и утверждает химическую терминологию.

КАТАЛИЗАТОРЫ - вещества, способные ускорять химические реакции, сами оставаясь при этом неизменными.

КАТИОНЫ - положительно заряженные ионы.

КВАНТ - определенное количество ("порция") энергии, которое способна отдать или поглотить физическая система (например, атом) в одном акте изменения состояния. Квант света - порция световой энергии - называется фотоном.

КИСЛОТА - сложное вещество, в молекуле которого имеется один или несколько атомов водорода, которые могут быть замещены атомами (ионами) металлов. Оставшаяся часть молекулы кислоты называется кислотным остатком.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ - связывание атомов с помощью общих (поделенных между ними) электронных пар. неполярная ковалентная связь образуется между атомами одного вида. Полярная ковалентная связь существует между двумя атомами в том случае, если их электроотрицательности не одинаковы.

КОНЦЕНТРАЦИЯ - относительное количество какого-либо вещества в растворе.

КООРДИНАЦИОННОЕ ЧИСЛО - к каждой частице, находящейся в кристалле, примыкает вплотную только определенное число соседних частиц. Это различное для разных кристаллов число соседних частиц называется координационным числом.

КРИСТАЛЛ - твердое вещество, в котором атомы, ионы или молекулы расположены в пространстве регулярно, практически бесконечно повторяющимися группами.

КРИСТАЛЛИЗАЦИЯ - способ очистки вещества путем осаждения его из насыщенного раствора. Обычно насыщенный раствор вещества готовится при повышенной температуре. При охлаждении раствор становится пересыщенным и чистые кристаллы выпадают в осадок. Примеси, по которым раствор остается ненасыщенным, остаются в растворителе и отфильтровываются от кристаллов.

КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА. Кристаллическая структура характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных точках пространства кристалла. При мысленном соединении этих точек линиями получают пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах могут находиться ионы, атомы или молекулы. Кристаллическая решетка состоит из совершенно одинаковых элементарных ячеек.

МАССОВОЕ ЧИСЛО (A) - сумма числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре атома какого-либо элемента ($A = Z + N$).

МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ - химическая связь в кристалле между положительно заряженными ионами металла посредством свободно перемещающихся (по всему объему кристалла) электронов с внешних оболочек атомов металла.

МОЛЕКУЛА - наименьшая частица какого-либо вещества, определяющая его химические свойства и способная к самостоятельному существованию. Молекулы состоят из атомов.

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ОРБИТАЛЬ - электронное облако, образующееся при слиянии внешних электронных оболочек атомов (атомных орбиталей) при образовании между ними химической связи. Молекулярные орбитали образуются при слиянии двух или нескольких атомных орбиталей. Число молекулярных орбиталей всегда равно числу взаимодействующих атомных орбиталей. Все валентные электроны связываемых атомов располагаются на вновь образованных молекулярных орбиталях.

МОЛЬ - количество вещества, равное $6,022 \cdot 10^{23}$ структурных единиц данного вещества: молекул (если вещество состоит из молекул), атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением). Число $6,022 \cdot 10^{23}$ называется постоянной Авогадро или числом Авогадро.

НУКЛОНЫ - элементарные частицы (протоны и нейтроны), входящие в состав ядра атома.

ОКИСЛЕНИЕ (вещества) - химическая реакция, при которой электроны отбираются у данного вещества окислителем.

ОКИСЛИТЕЛЬ - вещество, способное отнимать электроны у другого вещества (восстановителя).

ОКСИДЫ - сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых - кислород.

ОКСИДЫ КИСЛОТНЫЕ - оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

ОКСИДЫ ОСНОВНЫЕ - оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды.

ОРБИТАЛЬ - пространство около ядра, в котором можно обнаружить электрон. За пределами этого пространства вероятность встретить электрон достаточно мала (менее 5%).

ОСНОВАНИЕ - сложное вещество, в котором атом (или атомы) металла связаны с гидроксигруппами (ОН-группами).

ПЕРЕГОНКА - способ очистки веществ (как правило, жидкостей) путем их испарения в одном сосуде и конденсации паров в другом сосуде. Перегонкой можно разделять жидкости, если их температуры кипения отличаются.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. Свойства элементов периодически изменяются в соответствии с зарядом ядер их атомов.

ПРАВИЛО ГУНДА. При заселении орбиталей с одинаковой энергией (например, пяти d-орбиталей) электроны в первую очередь расселяются поодиночке на вакантных ("пустых") орбиталях, после чего начинается заселение орбиталей вторыми электронами.

ПРАВИЛО ОКТЕТА. Атомы элементов стремятся к наиболее устойчивой электронной конфигурации. Самая распространенная устойчивая электронная конфигурация – с завершенной внешней электронной оболочкой из 8 электронов (с октетом электронов).

ПРИНЦИП ПАУЛИ. (ЗАПРЕТ ПАУЛИ). Никакие два электрона в одном атоме не могут характеризоваться одинаковым набором всех четырех квантовых чисел n , l , m и s .

ПРОСКОК ЭЛЕКТРОНА - отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d и так далее), связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО - вещество, которое состоит из атомов только одного элемента или из молекул, построенных из атомов одного элемента. Примеры: железо, кислород, алмаз, аргон, медь и т.д.

РАСТВОРИМОСТЬ - способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе.

РАСТВОРИТЕЛЬ. Из двух или нескольких компонентов раствора растворителем называется тот, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом.

РАСТВОР НАСЫЩЕННЫЙ - раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже больше не растворяется. Насыщенный раствор находится в динамическом равновесии с нерастворившимся веществом.

РАСТВОРЫ. Простое определение: однородные молекулярные смеси из двух или более веществ. Более полное определение: растворами называют физико-химические однородные смеси переменного состава, состоящие из двух или нескольких веществ и продуктов их взаимодействия.

РЕАГЕНТЫ - исходные вещества в химической реакции. Формулы реагентов записываются всегда в левой части уравнения химической реакции.

СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО - вещество, которое состоит из молекул, построенных из атомов разных элементов. Примеры: соль, сахар, диоксид углерода, бензин, вода и т.д.

СМЕСЬ - вещество, состоящее из молекул или атомов двух или нескольких веществ (неважно - простых или сложных). Вещества, из которых состоит смесь, могут быть разделены. Примеры: воздух, морская вода, сплав двух металлов, раствор сахара и т.д.

СОЛИ - сложные вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками.

СОЛИ КИСЛЫЕ - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат ионы водорода.

СОЛИ ОСНОВНЫЕ - соли, которые помимо ионов металла и кислотного остатка содержат гидроксильные группы (ОН-группы).

СТАЦИОНАРНЫЕ ОРБИТЫ - в квантовой теории - электронные орбиты вокруг атомного ядра, находясь на которых электрон может существовать, не излучая и не поглощая энергию.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ. При образовании химических связей между атомами электроны частично передаются от менее электроноакцепторных атомов к более электроноакцепторным атомам. Количество отданных или принятых атомом электронов называется степенью окисления атома в молекуле. При связывании разных атомов степень окисления равна заряду, который приобрел бы атом в этом соединении, если бы оно могло состоять из одних ионов. Описывает состояние атома в молекуле.

СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ - изображение молекулы, в котором показан порядок связывания атомов между собой. Химические связи в таких формулах обозначаются черточками.

ФИЗИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ - явления, не сопровождающиеся превращением одних веществ в другие путем разрыва и образования связей в их молекулах.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ - см. "химические явления".

ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ - явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит. Химические явления называют иначе химическими реакциями.

ХИМИЯ - наука о веществах и законах, по которым происходят их превращения в другие вещества.

ЩЕЛОЧЬ - растворимое в воде сильное основание. Все щелочи (NaOH, KOH, Ba(OH)₂) в растворах распадаются на катионы металлов и гидроксид-ионы OH⁻.

ЭКЗОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (от греческого exo - вне, снаружи) - химические реакции, протекающие с выделением тепла.

ЭКОЛОГИЯ (от греческого oikos - пребывание и logos - слово, понятие, учение) - наука, изучающая взаимоотношения живых организмов с окружающей средой.

ЭЛЕКТРОН - устойчивая элементарная (т.е. неразделимая) частица с элементарным (т.е. наименьшим из возможных) отрицательным электрическим зарядом и массой $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Электроны являются составной частью атомов всех элементов. Обладают свойствами как частиц, так и волн.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ - относительная способность атомных ядер притягивать к себе электроны, образующие химическую связь. Характеризует способность атома к поляризации ковалентных связей.

ЭЛЕМЕНТАРНАЯ ЯЧЕЙКА кристаллическая - многократно повторяющееся в кристалле сочетание атомов, молекул или ионов. Изобразив элементарную ячейку, мы тем самым как бы изображаем весь кристалл, поскольку он состоит из таких ячеек.

ЭНДОТЕРМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ (от греческого endon - внутри) - химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ - превращение одних веществ в другие, но не путем разрыва и образования химических связей, а путем изменения строения ядер элементов, участвующих в таких реакциях.

Материалы по овладению УК

Контрольные вопросы для рубежного и итогового контроля

Модуль 1

1. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Работы Ломоносова и Дальтона. Закон сохранения масс и энергии.
2. Закон постоянства состава Пруста. Закон кратных отношении Дальтона
3. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Закон эквивалентов Гей-Люссака.
4. Закон Авогадро. Атомы и молекулы, их размеры и массы.
5. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро.
6. Моль-единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем.
7. Методы определения атомных и молекулярных масс. Определение молекулярных масс газообразных веществ.
8. Нахождение простейших и истинных формул химических соединений. Расчеты по химическим формулам.
9. Разграничения понятия «химический элемент» и «простое вещество».
10. Изотопы. Простые вещества. Аллотропия.
11. Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ.
12. Уравнения химических реакций. Стехиометрические работы с использованием величин масс и объемов веществ.
13. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ.
14. Классификация сложных веществ по составу.
15. Бинарные соединения. Гидриды. Оксиды, пероксиды, супероксиды, халькогениды, галогениды, нитриды, карбиды и т.п. Номенклатура бинарных соединений.
16. Классификация сложных веществ по функциональным признакам.
17. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основанные и амфотерные оксиды.
18. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания,
19. Щелочи. Номенклатура оснований.
20. Кислоты: безкислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот.
21. Соли: средние, кислые и основные. Смешанные и двойные соли. Номенклатура солей.
22. Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Зернера.
23. Внешняя и внутренняя сферы комплекса.
24. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя.
25. Заряд комплексного иона. Основные классы комплексных соединений. Гидраты (аквакомплексы)
26. Кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов.
27. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона
28. Модель атома Томпсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц.
29. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки
30. Корпускулярно-волновой дуализм излучения.
31. Квантово-механическая модель атома водорода по Бору.
32. Главное (n), орбитальное (l), магнитное (m) квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Спиновое квантовое число.
33. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правила Гунда.
34. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского.
35. Периодически изменяющиеся свойства: атомные радиусы, энергия ионизации. Сродство к электрону.

Модуль 2

1. Современная формулировка периодического закона.
2. Длинная и краткая формы периодической системы.
3. Периоды, группы, подгруппы. Связь положения элементов с их положением в периодической системе.
4. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов.
5. Основные типы химической связи: ковалентная и ионная.
6. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов (обменный) и донорно-акцепторный.
7. Свойства ковалентной связи: насыщаемость, направленность, поляризуемость. Сигма и Пи связи.
8. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул.
9. Полярность связи и полярность молекулы. Дипольный момент. Современные представления о валентности.
10. Ковалентность атомов. Валентные возможности атомов.
11. Степень окисления атомов в соединениях с ковалентной связью.
12. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами..
13. Метод ЛКАО МО. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения межмолекулярных орбиталей.
14. Гомонуклеарные молекулы, образованные элементами I и II периодов. Зависимость кратности, прочности и длины связи, а также магнитных свойств от характера заполнения МО. Объяснение парамагнетизма кислорода..
15. Гетеронуклеарные двухатомные молекулы, образуемые элементами II периода. Оксид углерода (II), оксид азота (II)..
16. Сравнение методов ВС и МО.
17. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей.
18. Водородная связь между полярными молекулами, ее влияние на физические свойства веществ. Внутримолекулярная водородная связь.
19. Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Ненасыщаемость и направленность ионной связи.
20. Типы кристаллических решеток: атомные, молекулярные, ионные. Зависимость свойств веществ от характера химической связи и типа кристаллической решетки.
21. Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса.
22. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия.
23. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса)..
24. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях

Модуль 3

1. Краткая характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные системы, истинные растворы.
2. Механизм процесса растворения. Сольватация (гидратация) при растворении.
3. Термодинамика процесса растворения. Связь теплоты растворения вещества с энергией кристаллической решетки и теплотой гидратации молекул вещества или продуктов его диссоциации.
4. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры.
5. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система.
6. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллизация твердых веществ из растворов. Кристаллогидраты.

7. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
8. Характеристика концентрации растворов по их плотности.
9. Молярная, нормальная, моляльная концентрации.
10. Титр. Расчеты для приготовления растворов.
11. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации.
12. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул в процессе диссоциации.
13. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
14. Понятие о коэффициенте активности.
15. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.
16. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный тип диссоциации гидроксидов.
17. Протолитическая теория кислот и оснований.
18. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды.
19. Концентрация ионов водорода в растворах. Водородный показатель.
20. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
21. Общие способы получения и свойства кислот, оснований, солей. Генетическая связь между классами неорганических соединений.
22. Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей.
23. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней среды.
24. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Кислотно-основные свойства комплексных соединений.
25. Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Электронная теория окисления атомов элементов. Электронная теория окисления С.А. Даина и Л.В. Писаржевского.
26. Окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный.
27. Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.
28. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе.
29. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.
30. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.

Условия успешного достижения ожидаемых результатов по окончании УК

Политика выставления оценок:

Выполнение этих требований обеспечивает допуск к экзамену:

- полнота и глубина знаний;
- выявление ключевых понятий и моментов определенной темы;
- знание определенных основных терминов и понятий темы;
- умение делать выводы и обобщения;
- своевременная защита практических заданий;
- своевременная защита лабораторных работ
- своевременная сдача коллоквиумов.

По данному курсу предусмотрены 2 рубежных контроля, которые будут проводиться в устной форме.

В ходе работы со студентами можно выделить следующие виды контроля:

Текущий контроль (60%):

- выполнение лекционных и практических заданий;
- выполнение самостоятельных заданий;

- выполнение лабораторных работ;
- сдача коллоквиумов;
- посещаемость.

Рубежный контроль (40%) включает в себя обобщающий устный опрос.

Итоговый контроль – экзамен.

Таблица 4 - Организация менеджмента качества профессиональной подготовки студентов по УК

| 1.Предрубежный (тренинговый) контроль Модули: 1,2 ПК | 2.Рубежный (промежуточный) контроль Модули: 1,2 РК | 3.Пострубежный анализ Модули: 1,2 ПА | 4.Итоговый квалификационный контроль Сумма модулей: 1,2 ИК | 5.Поститоговый анализ контрольных заданий ПА |
|---|--|--|--|--|
| 1. ЗАДАЧИ | | | | |
| 1.1.Ознакомление с технологией выполнения заданий РК для целенаправленной подготовки студентов к прохождению рубежного контроля. | 1.1.Определение уровня сформированности знаний и умений студентов по модулям 1,2 УК. | 1.1.Выявление природы возникновения типичных ошибок и их анализ с целью коррекции и их предотвращения при выполнении аналогичных заданий | 1.1.Регистрация прогресса качества знаний и умений студентов, контроль уровня сформированности знаний и умений за весь период изучения УК. | 1.1.Формирование у студентов навыков рефлексии, анализ причин возникновения ошибок. 1.2.Развитие у студентов стратегии самооценки и самообучения. |
| 2.ФОРМЫ КОНТРОЛЯ | | | | |
| СРМП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме) | СРМП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме) | 2.1.Устный/письменный анализ типичных ошибок (интерактивный режим: студент-преподаватель, студент-студент) | СРМП 2.1. Контрольная работа (включает 5-10 задач) 2.2. Устный опрос (теоретические знания по пройденной теме) | 2.1.Устный/письменный анализ типичных ошибок (интерактивный режим) 2.2.Индивидуальные консультации для студентов |
| 3.ПОЛИТИКА ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ И УМЕНИЙ СТУДЕНТОВ ПО УК | | | | |
| 3.1.Критерий и параметры оценивания знаний и умений студентов (Таблица 6) (включая шкалу оценивания знаний и умений студентов по международному стандарту. Таблица 7) | | | | |
| - | - | - | - | - |

3.2.Единая формула вычисления рейтинга студента

| | | | | |
|--|--|--|---|--|
| | $PK(M1,2) = \frac{(TR(\text{тек.рейт}) + \text{задание } PK(\text{руб.рейт}))}{2}$ | | СИ – суммарный индекс $СИ = \frac{RD \times (PK + PK_{\sim} + IK)}{2}$ | |
|--|--|--|---|--|

Список сокращений:

УК – учебный курс

СРМП – самостоятельная работа студентов под руководством преподавателя

СРС – самостоятельная работа студентов

РК – рубежный контроль

ПК – предрубежный контроль

ПА – пострубежный анализ заданий

СИ – суммарный индекс

РД – рейтинг допуск

ТК – результат текущего контроля

ИК – результат итогового контроля

Таблица 5 – Критериально-оценочный аппарат тестовых заданий

| Виды Тестовых Заданий | Общее количество вопросов | Характер действия | Критерии | Параметры | Время исполнения задания |
|-------------------------------|----------------------------------|--|--|--|---------------------------------|
| Закрытые тестовые задания | 16 | Выбор правильного ответа из числа данных ответов | а) выбор сделан правильно б) выбор сделан неправильно | 2 балла 0 баллов | 1 мин. на 1 тестовое задание |
| | | Максимальная оценка закрытого тестового задания | | 2 балла | |
| Полузакрытые тестовые задания | 8 | 1.Выбор нескольких правильных ответов из числа данных ответов 2.Графическое или вербальное действие (ранжирование, классификация, дополнения и др.) | а) выбор нескольких ответов сделан правильно б) выбор нескольких ответов сделан неправильно а) графическое или вербальное действие произведено правильно б) графическое или вербальное действие произведено неправильно | 2 балла 0 баллов 2 балла 0 баллов | 2 мин. на 1 тестовое задание |
| | | Максимальная оценка закрытого тестового задания | | 4 балла | |
| Открытые тестовые задания | 6 | Использование комплексов мыслительных и вербальных операций и действий, выполняемых на креативном речемыслительном уровне | 1) Критерий информативности (полнота, логичность, четкость и ясность изложенной в задании информации) 2) Критерий опоры на теоретические знания при выполнении задания | 1.Оптимальный уровень - 6 баллов. Выполнение задания соответствует всем пяти критериям 2.Достаточный уровень – 5 баллов. Выполнение задания соответствует трем- | 7 мин. на 1 тестовое задание |

| | | | | |
|--|--|---|--|--|
| | | <p>3) Корректное использование навыков и умений, необходимых для выполнения задания и обеспечивающих на основе теоретических знаний правильность выполнения задания</p> <p>4) Критерий терминологической и языковой правильности</p> <p>5) Оригинальность решения поставленной задачи</p> | <p>четырем из перечисленных критериев 3. Удовлетворительный уровень – 3 балла. Выполнение задания соответствует только двум ведущим из перечисленных критериев, а именно 2-му и 3-му критериям 4. неудовлетворительный уровень – 0 баллов. Выполнение задания соответствует только одному (или не одному) из перечисленных критериев</p> | |
| | | Максимальная оценка закрытого тестового задания | 6 баллов | |

Исходя из 100-балльной системы оценивания, разбалловка максимальной суммы может быть представлена следующим образом:

- 1) 16 закрытых тестовых заданий x 2 балла = 32 балла;
- 2) 8 полузакрытых тестовых заданий x 4 балла = 32 балла;
- 3) 6 открытых тестовых заданий x 6 баллов = 36 баллов

Итого: 100 баллов

при итоговой форме контроля индивидуальный рейтинг студента в балльном выражении исчисляется по формуле среднеарифметического, т.е.

$$СИ = \frac{РД \times (ТК + ИК)}{2}, \text{ где}$$

СИ – суммарный индекс;

РД – рейтинг допуск (аттестационный балл – АБ);

ТК – результат текущего контроля;

ИК – результат итогового контроля.

В зачетную книжку студента выставляется оценки исходя из суммарного индекса по 4-балльной системе. Перевод балльной системы в традиционную форму оценки дан в таблице 7, в которой сопоставлены предложенная система оценивания и шкала оценивания по международному стандарту в буквенном выражении.

Таблица 6 – Примерный расчет текущего рейтинга студента по УК

Факультет
Кафедра
Группа

| № | Ф.И.О. студента | Аудиторная работа | СРМП | | | | | СРС | | | | Текущий рейтинг студента | |
|---|-----------------|-------------------|--------|-----------|--------------|----------------|--------------------------------|----------------------|---------|---------------|-------------------|--------------------------|------------------|
| | | | 1 | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 1 | 2 | 3 | | 4 |
| | | | лекции | мини-тест | круглый стол | Типовая задача | прагмо-профессиональная задача | сравнительный анализ | реферат | опорная схема | экспертная оценка | | проектная работа |
| 1 | Аманов К.Л. | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 |
| | | | | | | | | | | | | | |

Каждая форма текущего контроля оценивается по 100-балльной системе:

$$TR(\text{тек.рейт}) = \frac{\text{Лекции} + \text{СРМП}(1+1+1+1+1) + \text{СРС}(1+1+1+1)}{N},$$

где N - общее количество форм текущего контроля

Таблица 7 – Шкала оценивания знаний и умений студентов по международному стандарту

| Оценка по буквенной системе | Баллы | %-ное содержание | Оценка по традиционной системе |
|-----------------------------|-------|------------------|--------------------------------|
| A | 4,0 | 95-100 | отлично |
| A- | 3,7 | 90-94 | |
| B+ | 3,3 | 85-89 | хорошо |
| B | 3,0 | 80-84 | |
| B- | 2,7 | 75-79 | |
| C+ | 2,3 | 70-74 | удовлетворительно |
| C | 2,0 | 65-69 | |
| C- | 1,7 | 60-64 | |
| Д+ | 1,3 | 57-59 | |
| Д | 1,0 | 53-56 | |
| Д- | 0,7 | 50-52 | |
| F | 0,0 | Ниже 50 | неудовлетворительно |