

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Муромский институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования
**«Владимирский государственный университет
имени Александра Григорьевича и Николая Григорьевича Столетовых»
(МИ ВлГУ)**

Кафедра *ТБ*

«УТВЕРЖДАЮ»
Заместитель директора по УР
_____ Д.Е. Андрианов
_____ 17.05.2022

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дополнительные главы неорганической химии

Направление подготовки

18.03.01 Химическая технология

Профиль подготовки

*Химическая технология неорганических
веществ*

Семестр	Трудоем- кость, час./зач. ед.	Лек- ции, час.	Практи- ческие занятия, час.	Лабора- торные работы, час.	Консультация, час.	Конт- роль, час.	Всего (контакт- ная работа), час.	СРС, час.	Форма промежу- точного контроля (экз., зач., зач. с оц.)
4	72 / 2	8	8		0,8	0,25	17,05	54,95	Зач.
5	108 / 3	8		8	2,8	0,35	19,15	62,2	Экз.(26,65)
Итого	180 / 5	16	8	8	3,6	0,6	36,2	117,15	26,65

Муром, 2022 г.

1. Цель освоения дисциплины

Цели дисциплины: ознакомить студентов с теорией и практикой науки о веществах и их превращениях, расширить знания в области неорганической химии.

Задачи дисциплины: дать представление об основных понятиях, законах и моделях химических систем, о реакционной способности веществ, сформировать навыки научного исследования; дать основы анализа источников химической опасности и представления о способах защиты человека и природы.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Базовые дисциплины: Физика, Общая и неорганическая химия. Базирующиеся дисциплины: Моделирование химико-технологических процессов, Оборудование производств неорганических веществ.

3. Планируемые результаты обучения по дисциплине

Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с планируемыми результатами освоения ОПОП (компетенциями и индикаторами достижения компетенций)

Формируемые компетенции (код, содержание компетенции)	Планируемые результаты обучения по дисциплине, в соответствии с индикатором достижения компетенции		Наименование оценочного средства
	Индикатор достижения компетенции	Результаты обучения по дисциплине	
ПК-2 Способен проводить физико-химический анализ проб сырья, промежуточной и готовой продукции	ПК-2.2 Интерпретирует данные результатов анализа, полученные в ходе применения физико-химических методов анализа	знать соединения химических элементов (ПК-2.2) уметь интерпретировать данные результатов анализа, полученные в ходе применения физико-химических методов анализа (ПК-2.2)	тест, вопросы

4. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 180 часов.

4.1. Форма обучения: очная

Уровень базового образования: среднее общее.

Срок обучения 4г.

4.1.1. Структура дисциплины

№ п\п	Раздел (тема) дисциплины	Семестр	Контактная работа обучающихся с педагогическим работником							Самостоятельная работа	Форма текущего контроля успеваемости (по неделям семестра), форма промежуточной аттестации(по семестрам)
			Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	Контрольные работы	КП / КР	Консультация	Контроль		
1	Соединения химических элементов	4	8	8						54,95	тестирование
Всего за семестр		72	8	8				0,8	0,25	54,95	Зач.
2	Комплексные соединения	5	8		8					62,2	устный опрос
Всего за семестр		108	8		8			2,8	0,35	62,2	Экз.(26,65)
Итого		180	16	8	8			3,6	0,6	117,15	26,65

4.1.2. Содержание дисциплины

4.1.2.1. Перечень лекций

Семестр 4

Раздел 1. Соединения химических элементов

Лекция 1.

Обзор химических и физических свойств неметаллов и металлов (2 часа).

Лекция 2.

Химические свойства водорода, нахождение в природе, получение, свойства и применение. Типичные соединения водорода. Фтор, фтороводород, соединения с кислородом. Водородные соединения галогенов (2 часа).

Лекция 3.

Сера, нахождение в природе, свойства серы и её аллотропия, применение. Водородные соединения серы, сульфиды металлов. Химические и физические свойства кислорода. Кислородсодержащие соединения (2 часа).

Лекция 4.

Азот и фосфор – биогенные элементы. Нахождение в природе. Биологическое значение. Аллотропные модификации углерода. Области применения (2 часа).

Семестр 5

Раздел 2. Комплексные соединения

Лекция 5.

Бериллий, магний, алюминий, титан – легкие конструкционные материалы (2 часа).

Лекция 6.

Основные положения координационной теории А. Вернера. Значение координационных соединений в природе, химии, анализе. Номенклатура комплексных соединений. Типы лигандов (2 часа).

Лекция 7.

Классификация комплексных соединений. Методы исследования состава комплексных соединений (2 часа).

Лекция 8.

Пространственное строение и изомерия комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях. Диссоциация комплексов различных типов в растворах (2 часа).

4.1.2.2. Перечень практических занятий

Семестр 4

Раздел 1. Соединения химических элементов

Практическое занятие 1

Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы (2 часа).

Практическое занятие 2

Общая характеристика благородных металлов (2 часа).

Практическое занятие 3

Общая характеристика элементов главной подгруппы и побочной подгруппы II группы (2 часа).

Практическое занятие 4

Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы (2 часа).

4.1.2.3. Перечень лабораторных работ

Семестр 5

Раздел 2. Комплексные соединения

Лабораторная 1.

Химия комплексных соединений (4 часа).

Лабораторная 2.

Особенности диссоциации комплексных соединений (4 часа).

4.1.2.4. Перечень тем и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы

Перечень тем, вынесенных на самостоятельное изучение:

1. Атомно-молекулярное учение. Понятие молекула, атом, вещество и химический элемент. Сложные и простые вещества.
2. Закон постоянства состава вещества. Химические элементы закон эквивалентов.
3. Закон Авогадро. Понятие моль, молярная масса. Число Авогадро.
4. Атомная масса элемента. Методы определения и уточнения атомных масс. Соотношения между атомной массой, эквивалентом и валентностью.
5. Молекулярная масса вещества. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии.
6. Строение атома водорода. Объяснение линейчатой структуры спектра водорода.
7. Энергетические уровни и подуровни в электронной структуре атома, орбитали, их определение набором квантовых чисел.
8. Принцип Паули, расчёт на его основе электронной ёмкости энергетических уровней по подуровням.
9. Правило Хунда, распределение электронов по орбиталям и валентные электроны. Валентность атомов в стационарном и возбуждённом состоянии.
10. Периодический закон, его классическая формулировка, её недостатки, дальнейшее его развитие. Современная формулировка закона.

11. Причины периодичности изменения свойств элементов в порядке возрастания заряда ядра атома. Электронная аналогия и сходство в свойствах элементов.
12. Последовательность заполнения электронных структур атомов и структура П.С. Образование больших периодов.
13. Атомный и ионный радиусы, периодичность их изменения. Ионизационные потенциалы и сродство к электрону. Периодичность их изменения и обусловленное этим изменение свойств элементов по периодам и группам.
14. Периодичность изменения валентности в малых и больших периодах.
15. Химическая связь, механизм её возникновения. Важнейшие характеристики: кратность связи, длина и энергия связи.
16. Метод валентных связей, метод молярных орбиталей. Основные положения методов, примеры.
17. Полярная и неполярная связь. Длина диполя и дипольный момент молекулы. Ионная связь как крайний случай полярной связи. Численная характеристика полярности связи.
18. Гибридизация связи. Межмолекулярные взаимодействия.
19. Типы простейших молекул, их пространственная структура.
20. Донорно-акцепторная связь.
21. Металлическая связь, особенности структуры кристаллов металлов и обусловленность его характерного комплекса общих металлических свойств.
22. Учение о скорости химической реакции, закон действующих масс.
23. Зависимость скорости химической реакции от температуры, правило Вант Гоффа. Энергия активации. Фотохимические реакции.
24. Обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие. Константа равновесия.
25. Катализ, типы катализа, теория катализа.
26. Энергетика химических реакций. Понятие об энтальпии и энтропии химических процессов.
27. Химическое сродство, направление химических реакций.
28. Осмос и осмотическое давление раствора. Закон Вант Гоффа. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы.
29. Температура кипения и замерзания растворов. Закон Рауля. Криоскопический и эбуллиоскопический методы определения молекулярного веса.
30. Отклонение растворов электролитов от законов Вант Гоффа и Рауля. Теория электролитической диссоциации. Изотонический коэффициент и степень диссоциации электролита в водном растворе.
31. Теория Аррениуса. Слабые электролиты.
32. Сильные электролиты теория Дебая и Гюккеля. Коэффициент активности сильных электролитов.
33. Реакции обмена в растворах электролитов, их направленность ионные уравнения.
34. Соли как электролиты. Нормальные, кислые и основные соли. Привести примеры их образования.
35. Амфотерные электролиты. Привести примеры.
36. Вода как электролит. ионное произведение воды. нейтральная, кислотная и щелочная среда, водородный показатель как характеристика среды.
37. Комплексные соединения. основные положения координационной теории. Химическая связь комплексных соединений. Цветность и магнитные свойства.
38. Реакции комплексообразования в растворах. Константа нестойкости.
39. Металлическая связь. Общий способ получения металлов.
40. Щелочные металлы. Общая характеристика оксидов, пероксидов, гидроксидов солей.
41. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы. Общая характеристика оксидов, пероксидов, гидроксидов и солей.
42. Алюминий, подгруппа галлия. Общая характеристика оксидов, пероксидов, гидроксидов и солей.
43. Бор, строение атома и свойства. Бороводороды, борный ангидрид, борные кислоты и их соли, бура.

44. Строение электронных оболочек атомов элементов побочных подгрупп, общая характеристика их свойств. Высшие валентные состояния по группам периодической системы.
45. Железо, нахождение в природе, его валентные состояния и общая характеристика соединений. Комплексные соединения железа.
46. Подгруппа хрома, общая характеристика и типичные валентные состояния. Шестивалентные соединения хрома, их окислительные свойства.
47. Марганец, строение, свойства, типичные соединения. Перманганат калия как окислитель в кислой, нейтральной и щелочной среде.
48. Общая характеристика элементов главной подгруппы IV группы, углерод, аллотропия углерода. Оксид углерода её образования и свойства.

Для самостоятельной работы используются методические указания по освоению дисциплины и издания из списка приведенной ниже основной и дополнительной литературы.

4.1.2.5. Перечень тем контрольных работ, рефератов, ТР, РГР, РПР

Не планируется.

4.1.2.6. Примерный перечень тем курсовых работ (проектов)

Не планируется.

5. Образовательные технологии

Для реализации познавательной и творческой активности студента в учебном процессе используются современные образовательные технологии, дающие возможность повышать качество образования, более эффективно использовать учебное время. Применяются пассивные и интерактивные формы занятий. Студенты выполняют индивидуальные и групповые задания. Подробное объяснение теоретического материала на лекционных занятиях позволяет студентам применять свои знания при решении практических заданий.

6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

Фонды оценочных материалов (средств) приведены в приложении.

7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.

7.1. Основная учебно-методическая литература по дисциплине

1. Дополнительные главы неорганической химии : учебно-методическое пособие / Т. П. Петрова, Н. Ш. Мифтахова, И. Ф. Рахматуллина, Т. Т. Зинкичева ; под редакцией А. М. Кузнецов. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2015. — 209 с. - <http://www.iprbookshop.ru/61968>
2. Афонина, Л. И. Неорганическая химия : учебное пособие / Л. И. Афонина, А. И. Апарнев, А. А Казакова. — Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2013. — 104 с. - <http://www.iprbookshop.ru/47698>
3. Орлин Н. А. Неорганическая химия. Химия d-элементов : учебное пособие, 2012. - <https://dspace.www1.vlsu.ru/handle/123456789/2463>
4. Дроздов, А. А. Неорганическая химия : учебное пособие / А. А. Дроздов. — 2-е изд. — Саратов : Научная книга, 2019. — 158 с. - <http://www.iprbookshop.ru/81031>
5. Гончарова, Г. Н. Химия. Неорганическая химия : учебное пособие / Г. Н. Гончарова. — Самара : Поволжский государственный университет телекоммуникаций и информатики, 2017. — 84 с. - <http://www.iprbookshop.ru/75392>

7.2. Дополнительная учебно-методическая литература по дисциплине

1. Химия: Конспект лекций / сост. Ермолаева В.А. [Электронный ресурс]. – Электрон. текстовые дан. (3 Мб). - Муром.: МИ ВлГУ, 2016. - 1 электрон. опт. диск (CD-R). - №

2. Василевская, Е. И. Неорганическая химия : учебное пособие / Е. И. Василевская, О. И. Сечко, Т. Л. Шевцова. — Минск : Республиканский институт профессионального образования (РИПО), 2019. — 246 с. - <https://www.iprbookshop.ru/93429>

3. Неорганическая химия: химия s-, p- и 3d-элементов : практикум / А. Ф. Гусева, Л. И. Балдина, Н. А. Кочетова, И. Н. Аتمانских ; под редакцией А. Ф. Гусевой. — Екатеринбург : Издательство Уральского университета, 2018. — 92 с. - <https://www.iprbookshop.ru/106464>

4. Вестник Московского университета. Серия "Химия" - <http://www.chemnet.ru/rus/vmgu/welcome.html>

7.3. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

В образовательном процессе используются информационные технологии, реализованные на основе информационно-образовательного портала института (www.mivlgu.ru/iop), и инфокоммуникационной сети института:

- предоставление учебно-методических материалов в электронном виде;
- взаимодействие участников образовательного процесса через локальную сеть института и Интернет;
- предоставление сведений о результатах учебной деятельности в электронном личном кабинете обучающегося.

Информационные справочные системы:

Chemister.da.ru - Химия и Токсикология. Методики синтеза групп веществ, библиотека по химии, база данных, форум и многое другое.

Chemport.ru - Химический портал. Новости химии, работа для химиков, форум и др. материалы.

Программное обеспечение:

LibreOffice (Mozilla Public License v2.0)

7.4. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины

iprbookshop.ru

e.lib.vlsu.ru:80

evrika.mivlgu.ru

chemnet.ru

mivlgu.ru/iop

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Лекционная аудитория

проектор SANYO PDG - DSU 20; ноутбук HP.

Лаборатория общей и неорганической химии

Вытяжные шкафы «Ламинар»; комплекс для анализа тяжелых металлов; химический мультиметр с набором ионоселективных электродов; печь сушильная; весы аналитические ВЛТ-1; весы лабораторные ВЛТэ-150; весы лабораторные ВЛТэ-150; вискозиметр стеклянный; реохорд; специальная химическая посуда; водяная и песчаная баня; электроплитки; штативы химические с держателями; секундомеры; ионметр Микон-2; рН-метр ИПЛ-311.

9. Методические указания по освоению дисциплины

Глубокому освоению лекционного материала способствует предварительная подготовка, включающая чтение предыдущей лекции, работу с учебными пособиями и научными материалами. Для успешного освоения теоретического материала студент знакомится со списком рекомендуемой основной и дополнительной литературы; уточняет у преподавателя, каким дополнительным пособиям следует отдать предпочтение; ведет конспект лекций и прорабатывает лекционный материал, пользуясь как конспектом, так и учебными пособиями. Чтобы содержательная информация по дисциплине запоминалась, целесообразно изучать ее поэтапно – по темам и в строгой последовательности, поскольку последующие темы опираются на предыдущие.

При подготовке к практическим занятиям целесообразно повторить основные понятия по теме занятия, изучить примеры, внимательно прочитать нужную тему, разобраться со всеми теоретическими положениями. Для более глубокого усвоения материала крайне важно обратиться за помощью к основной и дополнительной учебной, справочной литературе, журналам или к преподавателю за консультацией. На практических занятиях пройденный теоретический материал подкрепляется решением задач по основным темам дисциплины. Решая задачу, студент должен предварительно понять, какой теоретический материал нужно использовать и наметить план решения. В конце занятия обучающиеся демонстрируют полученные результаты преподавателю и при необходимости делают работу над ошибками.

Лабораторные работы являются одной из важнейших составных частей курса. До выполнения лабораторных работ обучающийся изучает соответствующий раздел теории. Перед занятием студент знакомится с описанием заданий для выполнения работы, внимательно изучает содержание и порядок проведения лабораторной работы. Лабораторные работы проводятся в химической лаборатории. Основные вопросы лабораторных занятий связаны с изучением химических свойств различных соединений, особенностей протекания химических процессов. Лабораторные работы выполняются по индивидуальным вариантам, небольшими группами по 2-3 человека. Полученные результаты эксперимента сводятся в отчет. Отчет по каждой лабораторной работе должен оформляться аккуратно и содержать следующие разделы: цель работы, номер и название опыта, описание хода эксперимента, уравнения химических реакций, описание наблюдений, основные выводы по каждому опыту в отдельности и по работе в целом.

Самостоятельная работа оказывает важное влияние на формирование личности будущего специалиста, она планируется обучающимся самостоятельно. Каждый обучающийся самостоятельно определяет режим своей работы и меру труда, затрачиваемого на овладение учебным содержанием дисциплины. Он выполняет внеаудиторную работу и изучение разделов, выносимых на самостоятельную работу, по личному индивидуальному плану, в зависимости от его подготовки, времени и других условий. Важной частью работы студента является знакомство с рекомендуемой и дополнительной литературой, поскольку лекционный материал, при всей его важности для процесса изучения дисциплины, содержит лишь минимум необходимых теоретических сведений. Высшее образование предполагает более глубокое знание предмета. Кроме того, оно предполагает не только усвоение информации, но и формирование навыков исследовательской работы. Для этого необходимо изучать и самостоятельно анализировать статьи периодических изданий и Интернет-ресурсы.

Форма заключительного контроля при промежуточной аттестации – экзамен. Для проведения промежуточной аттестации по дисциплине разработаны фонд оценочных средств и балльно-рейтинговая система оценки учебной деятельности студентов. Оценка по дисциплине выставляется в информационной системе и носит интегрированный характер, учитывающий результаты оценивания участия студентов в аудиторных занятиях, качества и своевременности выполнения заданий в ходе изучения дисциплины и промежуточной аттестации.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению
18.03.01 Химическая технология и профилю подготовки *Химическая технология
неорганических веществ*
Рабочую программу составил к.х.н. *Ермолаева В.А.*_____

Программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры *ТБ* протокол
№ 18 от 11.05.2022 года.
Заведующий кафедрой *ТБ* _____*Шарапов Р.В.*
(Подпись)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании учебно-методической
комиссии факультета
протокол № 6 от 12.05.2022 года.
Председатель комиссии *МСФ* _____*Калиниченко М.В.*
(Подпись)

Лист актуализации рабочей программы дисциплины

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Программа одобрена на _____ учебный год.

Протокол заседания кафедры № _____ от _____ 20__ года.

Заведующий кафедрой _____
(Подпись) _____ (Ф.И.О.)

Фонд оценочных материалов (средств) по дисциплине
Дополнительные главы неорганической химии

1. Оценочные материалы для проведения текущего контроля успеваемости по дисциплине

Типовые контрольные вопросы:

Оксид углерода IV, угольная кислота и её соли, карбонаты в природе.

Оксид кремния IV. Кремниевые кислоты и их соли. Силикаты, алюмосиликаты, стекло, цемент. Кремний и германий как полупроводники.

Фосфор. Природные соединения, получения, аллотропия, водородные и кислотные соединения в стационарном и возбуждённом состоянии.

Оксид фосфора (V). Фосфорный ангидрид. Фосфорные кислоты. Нормальные и кислые соли фосфорной кислоты. Фосфорные удобрения.

Водородные соединения азота. Аммиак и соли аммония.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота.

Азотистая кислота и нитриты. Их окислительные и восстановительные свойства.

Азотная кислота и её соли. Азотные удобрения.

Лантан и семейство лантаноидов. Структура атомов и общая характеристика свойств, валентные состояния. «Лантаноидное сжатие» и закономерные изменения свойств в семействе. Методы разделения лантаноидов и их практическое значение.

Сера, нахождение в природе, свойства серы и её аллотропия, применение. Водородные соединения серы, сульфиды металлов.

Оксид серы IV, сернистая кислота и её соли.

Оксид серы VI, серная кислота, особенности сульфатов.

Фтор, фтороводород, соединения с кислородом.

Водородные соединения галогенов (хлор и подгруппа брома).

Кислородные соединения хлора.

Пероксид водорода, строение молекулы, получение оксида водорода, свойства как окислителя, восстановителя.

Кислород, его нахождение в природе, получение, свойства и применение.

Главная подгруппа II группы. Общая характеристика свойств элементов на основе строения атомов, типичные соединения, закономерное изменение свойств окислов и их гидратов.

Водород, его нахождение в природе, получение свойства и применение. Типичные соединения водорода.

Подгруппа меди и цинка. Общая характеристика. Соединения двухвалентной меди. Комплексные соединения меди, серебра, золота, цинка, кадмия, ртути.

Структура молекулы воды, обусловленный ею высокий дипольный момент. Понятие о водородной связи. Ассоциация молекул воды, обусловленные ею особенности физических свойств воды, структура льда. Химические свойства воды.

Селен и теллур, типичные соединения, практическое применение.

Металлы IV A группы. Подгруппа германия, нахождение германия, олова и свинца в природе, получение их. Свойства германия. Валентные состояния и типичные соединения германия, олова, свинца.

Общая характеристика подгруппы ванадия.

Особенности электронной структуры атомов главной и побочной подгрупп. Закономерности применения свойств в подгруппах.

Бериллий и магний, их соединения с кислородом, галогенами, серой, азотом, фосфором. Соли бериллия и магния, их гидролиз.

Характеристика элементов VIII группы. Строение атомов кобальта и никеля. Свойства оксидов, гидроксидов и солей.

Образец билета для зачета

1.Получение и химические свойства пероксида водорода.

2. Назовите соединение, состав которого выражается формулой $K_2[Pt(NO_2)_2Cl_2]$. Укажите комплексобразователь, его заряд.

3. Сколько граммов хлората калия, содержащего 4% посторонних примесей, следует взять для получения 25 л кислорода при 37°C и 101.325 кПа?

1. Химия s-металлов.
2. Составьте уравнения реакций, характеризующих приведенную цепь превращений:
 $CuCl_2 \rightarrow Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$
3. Рассчитайте значение pH в 0.1 М растворе гидроксида аммония NH_4OH ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).

Образец экзаменационного билета

1. Химия фтора. Какие валентности в сложных химических соединениях может проявлять атом фтора?

2. Из числа приведенных оксидов, определите солеобразующие: оксид азота (II), оксид азота (I), оксид углерода (II), оксид кремния (II), оксид углерода (IV), оксид кремния (IV).

3. Раствор, содержащий 8,44 % KNO_3 , кипит при 100,797 °C. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

4. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу по катиону и по аниону: Na_2SO_4 , CH_3COOK , NH_4F , $SnCl_2$? Определите, какой среде соответствует водный раствор выбранных солей.

1. Расположите в порядке усиления кислотных свойств: хлорную, ортофосфорную, сероводородную и сернистую кислоты. Химические свойства этих кислот.

2. Геометрии каких молекул соответствует плоский треугольник: ClF_3 , NH_3 , BF_3 , SO_3 , $AlCl_3$, AsH_3 . ответ поясните.

3. Чему равно $\Delta_{обр. H_2O}$ исходя из Δ_{H_2O} реакции: $CO(g) + 2 H_2(g) \rightarrow CH_3OH(ж)$; $\Delta_{H_2O} = -128$ кДж, если $\Delta_{обр. H_2O} CO = -110.5$ кДж/моль?

4. Определите сумму коэффициентов в уравнении реакции $KI + KNO_2 + H_2SO_4$

Общее распределение баллов текущего контроля по видам учебных работ для студентов

Рейтинг-контроль 1	устный опрос	10
Рейтинг-контроль 2	устный опрос	10
Рейтинг-контроль 3	устный опрос	20
Посещение занятий студентом		5
Дополнительные баллы (бонусы)		5
Выполнение семестрового плана самостоятельной работы		10

2. Промежуточная аттестация по дисциплине

Перечень вопросов к экзамену / зачету / зачету с оценкой.

Перечень практических задач / заданий к экзамену / зачету / зачету с оценкой (при наличии)

Тест, контрольные вопросы

ПК-2

Блок 1 (знать):

Оксид углерода IV, угольная кислота и её соли, карбонаты в природе.

Оксид кремния IV. Кремниевые кислоты и их соли. Силикаты, алюмосиликаты, стекло, цемент. Кремний и германий как полупроводники.

Фосфор. Природные соединения, получения, аллотропия, водородные и кислотные соединения в стационарном и возбуждённом состоянии.

Оксид фосфора (V). Фосфорный ангидрид. Фосфорные кислоты. Нормальные и кислые соли фосфорной кислоты. Фосфорные удобрения.

Водородные соединения азота. Аммиак и соли аммония.

Кислородные соединения азота. Оксиды азота.

Азотистая кислота и нитриты. Их окислительные и восстановительные свойства.

Азотная кислота и её соли. Азотные удобрения.

Лантан и семейство лантаноидов. Структура атомов и общая характеристика свойств, валентные состояния. «Лантаноидное сжатие» и закономерные изменения свойств в семействе. Методы разделения лантаноидов и их практическое значение.

Сера, нахождение в природе, свойства серы и её аллотропия, применение. Водородные соединения серы, сульфиды металлов.

Оксид серы IV, сернистая кислота и её соли.

Оксид серы VI, серная кислота, особенности сульфатов.

Фтор, фтороводород, соединения с кислородом.

Водородные соединения галогенов (хлор и подгруппа брома).

Кислородные соединения хлора.

Пероксид водорода, строение молекулы, получение оксида водорода, свойства как окислителя, восстановителя.

Кислород, его нахождение в природе, получение, свойства и применение.

Главная подгруппа II группы. Общая характеристика свойств элементов на основе строения атомов, типичные соединения, закономерное изменение свойств окислов и их гидратов.

Водород, его нахождение в природе, получение свойства и применение. Типичные соединения водорода.

Подгруппа меди и цинка. Общая характеристика. Соединения двухвалентной меди. Комплексные соединения меди, серебра, золота, цинка, кадмия, ртути.

Структура молекулы воды, обусловленный ею высокий дипольный момент. Понятие о водородной связи. Ассоциация молекул воды, обусловленные ею особенности физических свойств воды, структура льда. Химические свойства воды.

Селен и теллур, типичные соединения, практическое применение.

Металлы IV A группы. Подгруппа германия, нахождение германия, олова и свинца в природе, получение их. Свойства германия. Валентные состояния и типичные соединения германия, олова, свинца.

Общая характеристика подгруппы ванадия.

Особенности электронной структуры атомов главной и побочной подгрупп. Закономерности применения свойств в подгруппах.

Бериллий и магний, их соединения с кислородом, галогенами, серой, азотом, фосфором. Соли бериллия и магния, их гидролиз.

Характеристика элементов VIII группы. Строение атомов кобальта и никеля. Свойства оксидов, гидроксидов и солей.

Блок 2 (уметь):

-Расположите в порядке усиления кислотных свойств: хлорную, ортофосфорную, сероводородную и сернистую кислоты. Химические свойства этих кислот.

-Геометрии каких молекул соответствует плоский треугольник: ClF_3 , NH_3 , BF_3 , SO_3 , AlCl_3 , AsH_3 . ответ поясните.

-Чему равно $\Delta_{\text{обр.Н0}}\text{CH}_3\text{OH}$ исходя из $\Delta_{\text{Н0}}$ реакции: $\text{CO (г)} + 2 \text{H}_2 \text{(г)} \rightarrow \text{CH}_3\text{OH (ж)}$;
 $\square_{\text{Н0}} = -128 \text{ кДж}$, если $\Delta_{\text{обр. Н0}} \text{CO} = -110.5 \text{ кДж/моль}$?

-Определите сумму коэффициентов в уравнении реакции $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

-Раствор, содержащий 8,44 % KNO_3 , кипит при 100,797 °C. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.

-Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу по катиону и по аниону: Na_2SO_4 , CH_3COOK , NH_4F , SnCl_2 ? Определите, какой среде соответствует водный раствор выбранных солей.

-Составьте уравнения реакций, характеризующих приведенную цепь превращений:
 $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$

-Рассчитайте значение pH в 0.1 М растворе гидроксида аммония NH_4OH ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$).

- Какие валентности в сложных химических соединениях может проявлять атом фтора?

-Из числа приведенных оксидов, определите солеобразующие: оксид азота (II), оксид азота(I), оксид углерода (II), оксид кремния (II), оксид углерода (IV), оксид кремния (IV).

Блок 3 (владеть):

- Для соединений CaCl_2 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ верно, что

а) оба – слабые электролиты; б) оба – сильные электролиты; в) первый – сильный электролит; г) второй – сильный электролит.

- KMnO_4 может проявлять в окислительно-восстановительных реакциях свойства

а) только восстановителя; б) только окислителя; в) и восстановителя и окислителя; г) ни окислителя – ни восстановителя.

- Фосфат калия получается в реакциях

а) $\text{P}_2\text{O}_5 + 4\text{KOH}$; б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH}$; в) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{KOH}$; г) $\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{KOH}$.

- Для водных растворов CuSO_4 и FeCl_3 верно, что

а) в обоих – среда щелочная; б) только во втором среда щелочная; в) только во втором среда кислая; г) в обоих – среда кислая

- Гидросульфат натрия в растворе реагирует с

а) H_2SO_4 ; б) NaOH ; в) SO_2 ; г) H_2O

- Гидролиз карбоната натрия ослабляется при добавлении

а) кислоты; б) щелочи; в) воды; г) соли натрия.

- С щелочами могут взаимодействовать:

а) оксиды $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{N}(\text{I})$, $\text{Cr}(\text{III})$, $\text{S}(\text{VI})$; б) металлы Ca , Be , Al , Cu ; в) оксиды $\text{Zn}(\text{II})$, $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{S}(\text{IV})$; г) металлы Na , Al , Cr , Zn

- С кислотами могут взаимодействовать:

а) металлы Ag , Fe , Zn ; б) металлы Al , Na , Cu ; в) оксиды $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{C}(\text{IV})$, $\text{Fe}(\text{III})$; г) $\text{Cr}(\text{III})$, $\text{Cu}(\text{II})$, Ca

- С кислотами и щелочами взаимодействуют:

а) $\text{Cr}(\text{VI})$, б) Al , в) $\text{Mn}(\text{II})$, г) $\text{Fe}(\text{III})$.

- Наиболее сильными основными свойствами обладает:

а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; г) $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

- Наиболее сильными кислотными свойствами обладает:

а) H_3PO_4 , б) HCl , в) H_2SO_4 , г) HClO_4

- Наиболее сильными кислотными свойствами обладает:

а) H_2SO_3 ; б) H_2TeO_4 ; в) H_2SO_4 ; г) H_2SeO_4 .

- Кислоты, которые не образуют кислых солей

а) хлороводородная; б) сероводородная; в) азотистая; г) фосфорная.

- Только окислительные способности проявляет ____ кислота:

а) H_2SO_4 серная; б) H_2SO_3 сернистая; в) H_2S сероводородная; г) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ тиосерная

- Нейтральную среду имеет раствор соли:

а) BaCl_2 , б) HCOOK , в) CsF , г) RbNO_3 .

- При взаимодействии 3 моль NaOH и 1 моль H_3PO_4 образуется _____ соль + вода

а) средняя, б) двойная, в) кислая, г) основная.

- Полному гидролизу подвергается соль:

а) CrCl_3 , б) Cr_2S_3 , в) $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$, г) Cs_2CO_3

- В качестве восстановителей в промышленности применяют

- а) $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{SO}_4$ б) $\text{CO} - \text{H}_2$ в) $\text{Br}_2 - \text{H}_2$ г) $\text{MnO}_2 - \text{CO}_2$
- При взаимодействии сероводорода и раствора Cu^{2+} образуется:
 - а) белый осадок, б) синий раствор, в) черный осадок, г) красный раствор.
 - Хлорид серебра можно перевести в раствор, если добавить :
 - а) HCl б) H_2SO_4 в) NH_3 г) NaOH
 - С щелочами взаимодействуют:
 - а) SO_2 б) NO в) Cr_2O_3 г) FeO
 - В реакции $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ окислителем является :
 - а) KNO_2 б) H_2SO_4 в) KMnO_4 г) MnSO_4
 - Основные соли образуют гидроксиды:
 - а) K б) Cu(II) в) Zn г) Na
 - При частичном восстановлении Cr_2O_3 образуется:
 - а) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ б) CrO в) CrO_4^{2-} г) CrO_2
 - Для обнаружения ионов меди (II) в растворе можно использовать раствор
 - а) NH_3 , б) NH_4Cl , в) NH_4NO_3 , г) NH_4Br .
 - Ионы калия окрашивают пламя в _____ цвет
 - а) желтый; б) красный; в) фиолетовый; г) зеленый
 - Гидроксид хрома может проявлять в ОВР свойства
 - а) только восстановителя; б) и окислителя и восстановителя;
 - в) только окислителя; г) ни окислителя ни восстановителя.
 - В реакции $3\text{HgS} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} = 3\text{HgCl}_2 + 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ восстанавливается ион
 - а) S^{2-} ; б) Cl^- ; в) Hg^{2+} ; г) NO_3^-
 - Между собой взаимодействуют соединения
 - а) $\text{K}_2\text{O} + \text{CaO}$; б) $\text{BaO} + \text{CrO}_3$; в) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5$; г) $\text{CO}_2 + \text{SO}_3$.
 - Качественная реакция на ион аммония может быть реакция с
 - а) HCl , б) NaOH , в) Cu(OH)_2 , г) H_2O .
 - Качественная реакция йода с крахмалом имеет признак
 - а) появление синей окраски; б) выпадение бурого осадка;
 - в) выделение бурого газа; г) появление бурой окраски.
 - Ион MnO_4^- – в кислой среде восстанавливается до
 - а) MnO_2 ; б) MnO_4^{2-} ; в) Mn ; г) Mn^{2+}

Методические материалы, характеризующих процедуры оценивания

Для оценки текущей успеваемости каждому студенту выдаются индивидуальные задания на все темы лабораторных и практических работ, которые он защищает по мере прохождения тем. Контроль качества подготовленности по дисциплине осуществляется при проверке отчетов по практическим и лабораторным работам, ответов на контрольные вопросы.

Технология контроля успеваемости состоит в ведении журнала с регулярным учетом результатов. Для текущего контроля успеваемости в течение семестра предусмотрено проведение защит отчетов в форме устного собеседования с целью развития коммуникативных способностей студента. Возможно использование элементов деловой игры во время групповых занятий, преимущественно в конце семестра. На основании результатов учета текущей успеваемости в конце семестра преподаватель допускает студента к зачету или экзамену. Студент, получивший допуск, сдает зачет в виде собеседования по материалам лекций и личных конспектов самостоятельной проработки материала, а экзамен - по экзаменационным билетам.

Максимальная сумма баллов, набираемая студентом по дисциплине равна 100.

Оценка в баллах	Оценка по шкале	Обоснование	Уровень сформированности компетенций
Более 80	«Отлично»	Содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному	Высокий уровень
66-80	«Хорошо»	Содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые виды заданий выполнены с ошибками	Продвинутый уровень
50-65	«Удовлетворительно»	Содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки	Пороговый уровень
Менее 50	«Неудовлетворительно»	Содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки	Компетенции не сформированы

3. Задания в тестовой форме по дисциплине

Примеры заданий:

В ряду $\text{BeO} - \text{MgO} - \text{CaO}$ происходит переход

- от основного оксида к кислотному
- от амфотерного к основному
- от кислотного к основному
- от кислотного к амфотерному

Выделение водорода происходит при взаимодействии цинка с

- HNO_3 разб.
- H_2SO_4 конц.
- HCl разб.
- HNO_3 конц.

Электронная конфигурация основного состояния внешнего уровня ^{1224}Mg имеет вид –

- $3s^2d^2$
- $3s^1p^1$
- $3s^2p^0$
- $3s^2p^2$

Число неспаренных электронов в основном состоянии атома азота равно

Число орбиталей на f -подуровне равно

Максимальное число неспаренных электронов на p – орбиталях равно

Полный перечень тестовых заданий с указанием правильных ответов, размещен в банке вопросов на информационно-образовательном портале института по ссылке <https://www.mivlgu.ru/iop/question/edit.php?courseid=186>

Оценка рассчитывается как процент правильно выполненных тестовых заданий из их общего числа.