Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Максимов Алексей Борисович
Должность: директор департамента по образовательной политике
Дата подписания: 22.05.2024 17:05:43
Уникальный программный ключ:
8db180d1a3f02ac9e60521a5672742735c18b1d6

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет урбанистики и городского хозяйства

УТВЕРЖДАЮ
Декан
_____ /К.И. Лушин/
«15» ____февраля____ 2024г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Направление подготовки
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника

Профиль
Интеллектуальные тепловые энергосистемы

Квалификация
Бакалавр

Формы обучения
Очная и заочная

Москва, 2024 г.

Разработчик(и):

Доцент кафедры «ХимБиотех»,
канд. хим. наук, доц. / И.В. Артамонова /
И.О. Фамилия

Преподаватель / Е.Б. Годунов /
И.О. Фамилия

Согласовано:
Заведующий кафедрой «Промышленная
теплоэнергетика», к.т.н., доцент / Л.А. Марюшин /
И.О. Фамилия

Содержание

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине 4
2. Место дисциплины в структуре образовательной программы 4
3. Структура и содержание дисциплины 4
   - 3.1. Виды учебной работы и трудоемкость 5
   - 3.2. Тематический план изучения дисциплины 5
   - 3.3. Содержание дисциплины 7
   - 3.4. Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий 8
   - 3.5. Тематика курсовых проектов (курсовых работ) 9
4. Учебно-методическое и информационное обеспечение 9
   - 4.1. Нормативные документы и ГОСТы 9
   - 4.2. Основная литература 9
   - 4.3. Дополнительная литература 9
   - 4.4. Электронные образовательные ресурсы 10
   - 4.5. Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение 10
   - 4.6. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы 10
5. Материально-техническое обеспечение 11
6. Методические рекомендации 11
   - 6.1. Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения 11
   - 6.2. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины 12
7. Фонд оценочных средств 13
   - 7.1. Методы контроля и оценивания результатов обучения 13
   - 7.2. Шкала и критерии оценивания результатов обучения 13
   - 7.3. Оценочные средства 14

1. Цели, задачи и планируемые результаты обучения по дисциплине

Целью освоения дисциплины «Химия» является формирование у студентов химической подготовки по вопросам, связанным с применением основных химических законов, закономерностей протекания химических реакций для решения конкретных практических задач в области экологической и производственной безопасности, а также природоохранных биотехнологий.

Задачи дисциплины: создание теоретической базы для освоения последующих дисциплин, в которых рассматриваются свойства простых и сложных веществ, а также методы их получения и исследования для наиболее эффективного использования в области экологической и производственной безопасности, а также природоохранных биотехнологий.

Обучение по дисциплине «Химия» направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование компетенций	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-3. Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач	**ИОПК-3.7.** Демонстрирует понимание химических процессов

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знает особенности строения атома элементов, исходя из их положения в периодической системе; природу химической связи в различных типах материалов, связь химического состава с механическими, технологическими и др. свойствами.

Умеет готовить растворы химических веществ заданной концентрации; определять изменение концентрации веществ при протекании химических процессов.

Владеет методами определения концентрации и pH растворов веществ.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

Дисциплина относится к обязательной части/части, формируемой участниками образовательных отношений блока Б1 «Дисциплины (модули)».

Дисциплина базируется на следующих, пройденных дисциплинах: «Физико-химические основы водоподготовки», «Тепломассообмен», «Топливо и теория горения», «Материаловедение и технология конструкционных материалов».

3. Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет **3** зачетные единицы (**108** часов).

3.1 Виды учебной работы и трудоемкость
(по формам обучения)

3.1.1. Очная форма обучения

№ п/п	Вид учебной работы	Количество часов	Семестр
			1
1	**Аудиторные занятия**	**48**	**48**
	В том числе:		
1.1	Лекции	16	16
1.2	Семинарские/практические занятия	16	16
1.3	Лабораторные занятия	16	16
2	**Самостоятельная работа**	**60**	**60**
3	**Промежуточная аттестация**		
	Зачет/диф.зачет/экзамен		**Экзамен**
	Итого	**108**	**108**

3.1.2. Заочная форма обучения

№ п/п	Вид учебной работы	Количество часов	Семестр
			3
1	**Аудиторные занятия**	**10**	**10**
	В том числе:		
1.1	Лекции	4	4
1.2	Семинарские/практические занятия	-	-
1.3	Лабораторные занятия	6	6
2	**Самостоятельная работа**	**98**	**98**
3	**Промежуточная аттестация**		
	Зачет/диф.зачет/экзамен		**Экзамен**
	Итого	**108**	**108**

3.2 Тематический план изучения дисциплины
(по формам обучения)

3.2.1. Очная форма обучения

№ п/п	Разделы/темы дисциплины	Трудоемкость, час					
		Всего	Аудиторная работа				Самостоятельная работа
			Лекции	Семинарские/ практические занятия	Лабораторные занятия	Практическая подготовка	
1	Введение	5					2
2	Раздел 1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.	7	1			2	4
3	Раздел 2. Основные классы неорганических соединений.	7	1			2	4

4	Раздел 3. Строение атома.	3	1			1	4
5	Раздел 4. Химическая связь.	6	1			1	4
6	Раздел 5. Химическая термодинамика.	12	2		2	2	6
7	Раздел 6. Химическая кинетика.	12	2		2	2	6
8	Раздел 7. Растворы. Дисперсные системы.	12	2		2	2	6
9	Раздел 8. Окислительно-восстановительные реакции.	9	1		2	2	4
10	Раздел 9. Электрохимические процессы.	12	2		2	2	6
11	Раздел 10. Общие свойства металлов.	9	1		2		6
12	Раздел 11. Металлы d-семейства.	7	1		2		4
13	Раздел 12. Комплексные соединения.	7	1		2		4
Итого		**108**	**16**	**-**	**16**	**-**	**60**

3.2.2. Заочная форма обучения

№ п/п	**Разделы/темы дисциплины**	**Трудоемкость, час**					
		Всего	**Аудиторная работа**				**Самостоятельная работа**
			Лекции	Семинарские/ практические занятия	Лабораторные занятия	Практическая подготовка	
1	Введение						7
2	Раздел 1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.					2	7
3	Раздел 2. Основные классы неорганических соединений.					2	7
4	Раздел 3. Строение атома.					1	7
5	Раздел 4. Химическая связь.					1	7
6	Раздел 5. Химическая термодинамика.		1		2	2	7
7	Раздел 6. Химическая кинетика.		1		2	2	7
8	Раздел 7. Растворы. Дисперсные системы.		1			2	14
9	Раздел 8. Окислительно-восстановительные реакции.					2	7
10	Раздел 9. Электрохимические процессы.		1		2	2	7
11	Раздел 10. Общие свойства металлов.						7
12	Раздел 11. Металлы d-семейства.						7
13	Раздел 12. Комплексные соединения.						7
Итого		**108**	**4**	**-**	**6**	**-**	**98**

3.3 Содержание дисциплины

Введение

Химия как часть естествознания - наука о веществах и их превращениях. Виды химических реакций. Связь химии с другими науками. Значение химии в формировании мышления в изучении природы и развитии техники. Химия и проблемы экологии.

Раздел 1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.

Химия – наука о веществах и их превращениях. Атомно-молекулярное учение. Закон постоянства состава. Закон простых кратных отношений. Атомные и молекулярные массы. Количество вещества. Закон Авогадро. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон эквивалентов. Газовые законы.

Раздел 2. Основные классы неорганических соединений.

Классификация неорганических веществ. Классификация реакций в неорганической химии. Номенклатура, получение и химические свойства неорганических веществ. Оксиды. Основания. Кислоты. Амфотерные гидроксиды. Соли.

Раздел 3. Строение атома.

История развития учения о строении атома. Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов. Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация элемента. Изменение свойств элементов в периодах и группах.

Раздел 4. Химическая связь.

Химическая связь. Образование и свойства. Полярность связи. Поляризуемость связи. Энергия и длина связи. Направленность ковалентной связи. Механизмы образования ковалентных связей. Обменный механизм. Донорно-акцепторный механизм. Насыщаемость – свойство ковалентной связи. Ионная химическая связь. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие орбитали. Порядок и энергия связи. Электронные конфигурации молекул. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Ван-дер-Ваальсовы силы. Водородная связь. Химическая связь и строение веществ. Общая характеристика жидкого состояния. Характеристика свойств веществ в твердом состоянии.

Раздел 5. Химическая термодинамика.

Основные понятия и определения. Функция состояния. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса. Энтропия. Энергия Гиббса.

Раздел 6. Химическая кинетика.

Скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Влияние температуры на скорость химической реакции. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Реакция Белоусова-Жаботинского. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Фазовые равновесия. Термический анализ.

Раздел 7. Растворы. Дисперсные системы.

Растворы как гомогенные систем. Вода. Способы выражения состава растворов. Растворимость веществ в воде. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Свойства разбавленных молекулярных растворов. Закон Рауля. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения разбавленных молекулярных растворов. Осмос. Растворы электролитов. Степень диссоциации. Диссоциация слабых электролитов. Теория сильных электролитов. Реакции обмена в растворах электролитов. Вода как слабый электролит. Водородный показатель. Буферные растворы. Гидролиз солей. Дисперсные системы. Коллоидные растворы. Общие понятия о дисперсных системах. Поверхностные явления. Самопроизвольные поверхностные процессы. Адсорбция. Строение двойного электрического слоя на границе радела фаз. Электрические свойства коллоидных растворов. Методы получения коллоидных растворов. Очистка коллоидов. Мембраны и мембранные процессы.

Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция коллоидных растворов. Оптические свойства коллоидных растворов. Структурно-механические свойства дисперсных систем.

Раздел 8. Окислительно-восстановительные реакции.

Определение степени окисления. Окисление и восстановление. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Ионно-электронный баланс. Типы окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные эквиваленты.

Раздел 9. Электрохимия.

Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор электролита. Электродные потенциалы. Гальванический элемент Даниэля-Якоби. Измерение электродных потенциалов. Электроды сравнения. Уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные электроды. Химические источники тока. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Пассивность металла. Защита металлов от коррозии.

Раздел 10. Общие свойства металлов.

Положение металлов в периодической системе. Кристаллическое строение. Физические свойства металлов. Металлическая связь. Получение металлов. Общие химические свойства металлов.

Раздел 11. Металлы d-семейства.

Электронное строение и положение в Периодической системе. Физические и химические свойства d-металлов. Свойства соединений d-металлов.

Раздел 12. Комплексные соединения.

Координационная теория Вернера. Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях. Комплексные соединения как электролиты.

3.4 Тематика семинарских/практических и лабораторных занятий

3.4.1. Семинарские/практические занятия (для очной формы обучения; для заочной формы обучения – не предусмотрены)

1. Основные химические понятия и законы. Агрегатные состояния веществ.
2. Основные классы неорганических соединений.
3. Строение атома.
4. Химическая связь.
5. Химическая термодинамика.
6. Химическая кинетика.
7. Растворы. Дисперсные системы.
8. Окислительно-восстановительные реакции.
9. Электрохимия.
10. Общие свойства металлов.
11. Металлы d-семейства.
12. Комплексные соединения.

3.4.2. Лабораторные занятия

Очная форма обучения

Лабораторная работа 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.
Лабораторная работа 2. Скорость химических реакций. Катализ.
Лабораторная работа 3. Сильные и слабые электролиты.
Лабораторная работа 4. Окислительно-восстановительные реакции.
Лабораторная работа 5. Электролиз.
Лабораторная работа 6. Электрохимическая коррозия.
Лабораторная работа 7. Общие свойства металлов.
Лабораторная работа 8. Свойства соединений d-металлов.

Лабораторная работа 9. Комплексные соединения d-металлов.
Заочная форма обучения
Лабораторная работа 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.
Лабораторная работа 2. Скорость химических реакций. Катализ.
Лабораторная работа 5. Электролиз.

3.5 Тематика курсовых проектов (курсовых работ)

Не предусмотрены

4. Учебно-методическое и информационное обеспечение

4.1 Нормативные документы и ГОСТы

Не предусмотрены

4.2 Основная литература

1. Мартынова, Т. В. Химия : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Т. В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. - М. : Издательство Юрайт, 2015. - 393 с. - Серия : Бакалавр. Прикладной курс. ISBN 978-5-9916-4223-1.-137 экз.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. М. Интеграл-Пресс, 2013.

3. Лупейко, Т.Г. Введение в общую химию / Т.Г. Лупейко ; Министерство образования и науки Российской Федерации, Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего профессионального образования «Южный федеральный университет", Химический факультет. – Ростов-на-Дону : Издательство Южного федерального университета, 2010. – 232 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=241121

4.3 Дополнительная литература

1. Мартынова, Т. В. Физическая химия : учебное пособие / Т. В. Мартынова. - 2-е изд., перераб. и доп. – М. : МГТУ «МАМИ», 2012. – 124 с. – 110 э. эл.рес.

2. Органическая химия : учебное пособие / Н. В. Зык, С. М. Русакова, И. В. Артамонова, Терехова М. В. - М. : Ун-т машиностроения, 2012. - 145 с.-25 экз

3. Мартынова, Т. В. Практикум по неорганической химии / Т. В. Мартынова. - М. : Ун-т машиностроения, 2013. - 60 с.- 45 эл. рес. Режим доступа:http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog

4. Мартынова, Т. В. Защита металлов от коррозии в автомобилестроении / Т. В. Мартынова. - М. : Ун-т машиностроения, 2013. - 132 с.- 35 экз

5. Горичев, И. Г. Коллоидная химия / И. Г. Горичев, Т. В. Мартынова, О. Н. Плахотная, И. В. Артамонова. - М. : МГТУ «МАМИ», 2010. - 73 с.- 30 эл.рес. Режим доступа: http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog

6. Зык, Н. В., Годунов, Е. Б., Артамонова, И. В. Функциональные наноматериалы : получение и свойства / Н. В. Зык, Е. Б. Годунов, И. В. Артамонова. - М. : Ун-т машиностроения, 2012. - 128 с.-90 экз.

7. Мартынова, Т. В. Задания для самостоятельной работы / Т. В. Мартынова. - М. : МГТУ «МАМИ», 2010. - 120 с. – 230 эл.рес. Режим доступа: http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog

4.4 Электронные образовательные ресурсы

Проведение занятий и аттестаций возможно в дистанционном формате с применением системы дистанционного обучения университета (СДО-LMS) на основе разработанных кафедрой электронных образовательных ресурсов (ЭОР) по всем разделам программы:

Название ЭОР	Ссылка
Химия и физическая химия (1-й семестр)	https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=809

Разработанный ЭОР включает в себя: лекционный и практический материал; самостоятельную работу (в виде реферата, РГР, курсовой работы или проекта); видеоматериалы; промежуточный и итоговый тесты.

Порядок проведения работ в дистанционном формате устанавливается отдельными распоряжениями проректора по учебной работе и/или центром учебно-методической работы.

Каждый студент обеспечен индивидуальным неограниченным доступом к электронным библиотекам университета (http://lib.mami.ru/lib/content/elektronnyy-katalog).

Ссылка на электронную библиотеку:
https://online.mospolytech.ru/course/view.php?id=7621&section=1

4.5 Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение

1. МойОфис – российская компания-разработчик безопасных офисных решений для общения и совместной работы с документами (Альтернатива MS Office) https://myoffice.ru/
2. Платформа nanoCAD – это российская платформа для проектирования и моделирования объектов различной сложности. Поддержка форматов *.dwg и IFC делает ее отличным решением для совмещения САПР- и BIM-технологий. Функционал платформы может быть расширен с помощью специальных модулей https://www.nanocad.ru/support/education/
3. Система трехмерного моделирования «КОМПАС-3D» https://edu.ascon.ru/main/download/freeware/
4. VALTEC.PRG.3.1.3. Программа для теплотехнических и гидравлических расчетов https://valtec.ru/document/calculate/
5. Онлайн расчеты АВОК-СОФТ https://soft.abok.ru/help_desk/

4.6 Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

1. Российская национальная библиотека http://www.nlr.ru
2. ЭБС «Университетская библиотека онлайн» https://biblioclub.ru/index.php
3. Научная электронная библиотека http://www.elibrary.ru
4. Российская государственная библиотека http://www.rsl.ru
5. Образовательная платформа ЮРАЙТ http://www.urait.ru
6. «Техэксперт» – справочная система, предоставляющая нормативно-техническую, нормативно-правовую информацию https://техэксперт.сайт/
7. НП «АВОК» – помощник инженера по отоплению, вентиляции, кондиционированию воздуха, теплоснабжению и строительной теплофизике https://www.abok.ru/

8. Е-ДОСЬЕ – Электронный эколог. Независимая информация о российских организациях, база нормативных документов и законодательных актов https://e-ecolog.ru/
9. Инженерная сантехника VALTEC (каталог продукции и нормативная документация) https://valtec.ru/

5. Материально-техническое обеспечение

Для проведения лекционных занятий используются аудитории, оснащенные компьютерами, интерактивными досками, мультимедийными проекторами и экранами. Аудитории и лаборатории кафедры «ХимБиотех» ПК-411, ПК-433 оборудованы компьютерной и проектной техникой.

Для проведения лабораторного практикума на современном уровне при выполнении лабораторных работ предусмотрено использование следующего оборудования:

1. Аквадистиллятор.
2. Аналитические весы.
3. Технические весы.
4. Электрический полупроводниковый выпрямитель.
5. Миллиамперметры.
6. Сушильный шкаф.
7. Фторопластовые калориметры.
8. Термометры.
9. Электролизеры.
10. pH-метр-иономеры.
11. Спектрофотометр СФ-56.
12. ИК-Фурье спектрометр с прессом ручным гидравлическим.
13. Фотометр КФК-3-01 фотоэлектрический.
14. Установка с вращающимся дисковым электродом (ВЭД-06).
15. Погружной термостат-циркулятор LOIP LT-208 и термостат циркуляционный ВТ3-2.
16. Автоматический титратор TitroLine Alpha.
17. Потенциостат марки IPC PRO-M.
18. Ноутбук с установленными средствами MS Office PowerPoint.
19. Мультимедийный проектор с переносным экраном.
20. Спектрометр атомно-абсорбционный «КВАНТ-2А»
21. Вытяжные шкафы..

6. Методические рекомендации

6.1 Методические рекомендации для преподавателя по организации обучения

6.1.1 Преподаватель организует преподавание дисциплины в соответствии с требованиями «Положения об организации образовательного процесса в Московском политехническом университете и его филиалах», утверждённым ректором университета.

6.1.2 На первом занятии преподаватель доводит до сведения студентов содержание рабочей программы дисциплины (РПД).

6.1.3 Преподаватель особенно обращает внимание студентов на:

- виды и формы проведения занятий по дисциплине, включая порядок проведения занятий с применением технологий дистанционного обучения и системы дистанционного обучения университета (СДО Московского Политеха);
- виды, содержание и порядок проведения текущего контроля успеваемости в соответствии с фондом оценочных средств;
- форму, содержание и порядок проведения промежуточной аттестации в соответствии с фондом оценочных средств, предусмотренным РПД.

6.1.4 Преподаватель доводит до сведения студентов график выполнения учебных работ, предусмотренных РПД.

6.1.5 Преподаватель рекомендует студентам основную и дополнительную литературу.

6.1.6 Преподаватель предоставляет перед промежуточной аттестацией (экзаменом или зачётом) список вопросов для подготовки.

6.1.7 Преподаватели, которые проводят лекционные и практические (семинарские) занятия, согласуют тематический план практических занятий, чтобы использовать единую систему обозначений, терминов, основных понятий дисциплины.

6.1.8 При подготовке к семинарскому занятию по перечню объявленных тем преподавателю необходимо уточнить план их проведения, согласно РПД, продумать формулировки и содержание учебных вопросов, выносимых на обсуждение, ознакомиться с перечнем вопросов по теме семинара.

В ходе семинара во вступительном слове раскрыть практическую значимость темы семинарского занятия, определить порядок его проведения, время на обсуждение каждого учебного вопроса. Использовать фронтальный опрос давая возможность выступить всем студентам, присутствующим на занятии.

В заключительной части семинарского занятия следует подвести итоги: дать оценку выступлений каждого студента и учебной группы в целом. Раскрыть положительные стороны и недостатки проведенного семинарского занятия. Ответить на вопросы студентов. Выдать задания для самостоятельной работы по подготовке к следующему занятию.

6.1.9 Целесообразно в ходе защиты рефератов, лабораторных работ, курсовых работ и проектов задавать выступающим и аудитории дополнительные и уточняющие вопросы с целью выяснения их позиций по существу обсуждаемых проблем.

Возможно проведение занятий и аттестаций в дистанционном формате с применением системы дистанционного обучения университета (СДО Московского Политеха).

6.1.10 Порядок проведения работ в дистанционном формате устанавливается отдельными распоряжениями проректора по учебной работе и/или центром учебно-методической работы.

6.2 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

6.2.1 Студенту необходимо составить для себя график выполнения учебных работ, предусмотренных РПД с учётом требований других дисциплин, изучаемых в текущем семестре.

6.2.2 При проведении занятий и процедур текущей и промежуточной аттестации с использованием инструментов информационной образовательной среды дистанционного образования университета (СДО Московского Политеха), как во время контактной работы с преподавателем, так и во время самостоятельной работы студент должен обеспечить техническую возможность дистанционного подключения к системам дистанционного обучения. При отсутствии такой возможности обсудить ситуацию с преподавателем дисциплины.

6.2.3 К промежуточной аттестации допускаются только обучающиеся, выполнившие все виды учебной работы, предусмотренные рабочей программой дисциплины (РПД).

7. Фонд оценочных средств

7.1 Методы контроля и оценивания результатов обучения

В процессе обучения в течение семестра используются оценочные средства текущего контроля успеваемости и промежуточных аттестаций. Применяются следующие оценочные средства: контрольные работы, тесты, защита лабораторных работ, зачет.

Обучение по дисциплине «Химия» направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

Код и наименование компетенций	Индикаторы достижения компетенции
ОПК-3. Способен применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач	ИОПК-3.7. Демонстрирует понимание химических процессов

7.2 Шкала и критерии оценивания результатов обучения

Промежуточная аттестация обучающихся в форме экзамена проводится по результатам выполнения всех видов учебной работы, предусмотренных учебным планом по данной дисциплине (модулю), при этом учитываются результаты текущего контроля успеваемости в течение семестра. Оценка степени достижения обучающимися планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю) проводится преподавателем, ведущим занятия по дисциплине (модулю) методом экспертной оценки. По итогам промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) выставляется оценка «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» или «неудовлетворительно».

К промежуточной аттестации допускаются только студенты, выполнившие все виды учебной работы, предусмотренные рабочей программой по дисциплине «Химия» (выполнены на практических занятиях и защищены все расчетные работы, предусмотренные рабочей программой, выполнены и в срок сданы домашние задания).

Шкала оценивания	Описание
«отлично»	Выполнены все виды учебной работы, предусмотренные учебным планом. Студент демонстрирует соответствие знаний, умений, навыков приведенных в таблицах показателей, оперирует приобретенными знаниями, умениями, навыками, применяет их в ситуациях повышенной сложности. При этом могут быть допущены незначительные ошибки, неточности, затруднения. Студент полностью обладает базовыми знаниями фундаментальных разделов дисциплины в объеме, необходимом для освоения химических основ в экологии и природопользовании; полностью владеет методами химического анализа, и современными методами количественной обработки информации.
«хорошо»	Студент обладает базовыми знаниями фундаментальных разделов дисциплины в объеме, необходимом для освоения химических основ; владеет методами химического анализа, и современными методами количественной обработки информации.

Шкала оценивания	Описание
«удовлетворительно»	Студент частично обладает базовыми знаниями фундаментальных разделов дисциплины в объеме, необходимом для освоения химических основ в экологии и природопользовании; частично владеет методами химического анализа, и современными методами количественной обработки информации.
«неудовлетворительно»	Не выполнен один или более видов учебной работы, предусмотренных учебным планом. Студент демонстрирует неполное соответствие знаний, умений, навыков приведенным в таблицах показателей, допускаются значительные ошибки, проявляется отсутствие знаний, умений, навыков по ряду показателей, студент испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации. Студент не способен реализовать данную компетенцию.

7.3 Оценочные средства

7.3.1. Текущий контроль

Вопросы для подготовки к экзамену студентам по дисциплине «Химия».

1. Предмет, задачи и методы химии. Основные положения атомно-молекулярной теории. Понятия: химический элемент, атом, молекула. Относительные атомные и молекулярные массы. Грамм-атом, моль вещества.

2. Основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава химических соединений, газовые законы. Химический эквивалент и закон эквивалентов Дальтона.

3. Классы неорганических соединений; оксиды, кислоты, основания, соли, их получение, физические и химические свойства.

4. Современное представление о строении атома. Состав атомных ядер. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение Де Бройля.

5. Уравнение Шредингера. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, типы электронных орбиталей. Принцип неопределенности Гейзейнберга.

6. Принцип Паули. Определение электронной емкости уровней, подуровней и орбиталей. Правило Гунда.

7. Порядок заполнения подуровней электронами. Правила Клечковского, электронные и электронографические формулы.

8. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Структура периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Закон Мозли. Электронные аналоги. s-; p-; d- и f- элементы.

9. Периодически изменяющиеся свойства элементов: энергия ионизации, энергия сродства и электролиз, электроотрицательность элементов.

10. Природа химической связи. Основные виды и характеристики химической связи.

11. Ковалентная связь. Способы описания ковалентной связи: метод валентных связей (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО).

12. Основные положения МВС. Понятие о ковалентности элементов и возбужденных состояниях атомов.

13. Свойства ковалентной связи. Полярность связи и степень окисления. Ионная химическая связь.

14. Направленность ковалентной связи: σ- и π-связь, понятие о гибридизации.

15. Химическая связь с точки зрения метода молекулярных орбиталей. Распределение молекулярных орбиталей по энергиям. Энергетическая диаграмма и определение порядка связи.

16. Элементы термодинамики и термохимии. I закон термодинамики. Термодинамические параметры и функции состояния системы; внутренняя энергия и энтальпия.

17. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Энтальпия образования химических веществ. Расчет энергетических эффектов химических реакций.

18. Химическое сродство. II закон термодинамики. Понятие об энтропии. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах.19.

Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Направленность химических процессов. Термохимические уравнения и практические расчеты по ним.

20. Химическая кинетика. Скорость химических реакций и факторы, на нее влияющие. Гомогенные и гетерогенные реакции.

21. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции. Закон действия масс, константа скорости реакции.

22. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции.

23. Химическое равновесие в гомогенных системах. Константа равновесия. Ускорение гомогенных химических реакций. Гомогенный катализ.

24. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Гетерогенный катализ.

25. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

26. Растворы. Общие понятия о растворах и дисперсных системах.

27. Растворимость веществ. Изменение энтальпии и энтропии при растворении.

28. Количественная характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.

29. Растворы неэлектролитов и электролитов. Сильные и слабые электролиты.

30. Слабые электролиты. Константа диссоциации и степень диссоциации слабых электролитов.

31. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие о кислотно-основных индикаторах.

32. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Амфотерные электролиты.

33. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Виды ОВР.

34. Степень окисления и методы ее расчета. Основные окислители и восстановители.

35. Методика составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Ионно-электронный метод (метод полуреакций).

36. Влияние среды на протекание ОВР.

37. Электродные потенциалы. Строение двойного электрического слоя.

38. Измерение электродных потенциалов. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Ряд напряжений металлов и его свойства.

39. Гальванические элементы (ГЭ). Аккумуляторы. Топливные элементы.

40. Поляризация и перенапряжение ГЭ.

41. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения.

42. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодами.

43. Количественные соотношения при электролизе. Законы Фарадея. Выход по току.

44. Коррозия металлов. Виды коррозии.

45. Химическая коррозия. Механизм образования поверхностных пленок. Оценка скорости коррозии.

46. Электрохимическая коррозия, механизм и условия ее протекания.

47. Способы защиты металлов от коррозии.

48. Металлы. Распространение и формы нахождения металлов в природе. Извлечение металлов из руд. Основные способы восстановления металлов. Получение чистых и сверхчистых металлов.

49. Металлическая химическая связь. Роль металлической связи в формировании физических и химических свойств металлов.

50. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с водой, кислотами, щелочами, солями.

51. d-элементы. Особенности строения, физические и химические свойства. Кислотно-основные и окислительно- восстановительные свойства.

52. Металлические сплавы. Физико-химический анализ сплавов.

53. Комплексные соединения d-элементов. Ионы d-элементов как комплексообразователи. Анионные, катионные и нейтральные комплексы. Типы связей в комплексных соединениях. Константа нестойкости.

54. Органические соединения. Теория строения органических соединений Бутлерова.

55. Функциональные группы. Классы органических соединений.

56. Полимеры. Способы получения полимеров: полимеризация и поликонденсация.

57. Физико-химические свойства полимеров.

58. Области применения полимеров.

Вопросы для подготовки к экзамену студентам по дисциплине «Химия»

1. Волновая функция. Электронное облако и орбиталь. Квантовые числа, их взаимосвязь

2. Главное квантовое число. Энергетические уровни. Орбитальное квантовое число. Подуровни. Форма s- и p- орбиталей.

3. Магнитное квантовое число. Количество орбиталей в s-, p-, d- и f- подуровнях, взаимная ориентация атомных орбиталей.

4. Спиновое квантовое число. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.

5. Принцип и последовательность заполнения электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах.

6. Максимальное число электронов на орбиталях, подуровнях и уровнях.

7. Правило Паули и правило Гунда (примеры применения).

8. Элементарные частицы: электрон, протон и нейтрон. Их заряд и масса.

9. Заряд ядра и порядковый номер элемента в периодической системе. Массовое число, атомная масса элемента. Изотопы.

10. Периодический закон Д.И.Менделеева и периодическая система элементов с точки зрения строения электронной оболочки атомов. Современная формулировка периодического закона.

11. Периодическая система элементов. Периоды и группы элементов. Причина периодического изменения свойств элементов.

12. Радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность (ЭО). Изменение этих параметров по периодам и группам периодической системы.

13. Основные характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, полярность связи). Валентные углы.

14. Изменение потенциальной энергии системы при сближении двух атомов водорода. Длина и энергия связи в молекуле водорода. Изменение энергии системы при образовании химической связи.

15. Механизм образования ковалентной связи. Общая пара электронов. Ковалентность атомов. Ковалентная неполярная и полярная связь (примеры). Насыщаемость и направленность ковалентной связи.

16. Механизм образования неполярной и полярной ковалентной связи на примере молекул Cl2 и HCl.

17. σ- и π -связи. Простые и кратные связи на примере молекулы азота.

18. Механизм образования ионной связи. Правило октета. Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи. Степень ионности химической связи и влияние на нее Δ ЭО взаимодействующих атомов.

19. Валентность атомов в основном и возбужденном состоянии. Гибридные орбитали, их форма. Типы гибридизации: sp, sp^2 , sp^3 и расположение орбиталей в пространстве.

20. Валентные углы. Пространственная форма молекул. Линейные, угловые и пирамидальные молекулы. Схемы перекрывания валентных орбиталей в этих молекулах.

21. Дипольный момент. Дипольный момент химической связи и молекул сложного вещества.

22. Понятия "система", "фаза", "компонент" (определения). Гомогенные и гетерогенные реакции (примеры).

23. Энергетические эффекты химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции (примеры). Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него.

26. Применение следствий из закона Гесса для расчета энтальпий химических реакций. Стандартные условия. Энтальпия образования сложного вещества.

27. Средняя и истинная скорость химической реакции. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.

28. Гомогенные химические реакции (примеры). Влияние на скорость гомогенной реакции концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции.

29. Влияние температуры на скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Причина зависимости скорости химической реакции от температуры. Уравнение Вант-Гоффа, температурный коэффициент.

30. Гетерогенные реакции (примеры). Скорость гетерогенной реакции, влияние на нее диффузии и поверхности раздела фаз. Константа равновесия для гетерогенной реакции. 31. Катализ и катализаторы. Катализ гомогенный и гетерогенный, положительный и отрицательный. Механизм действия катализаторов. Примеры применения катализаторов в промышленности.

32. Необратимые и обратимые реакции (примеры). Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия.

33. Правило Ле-Шателье и применение его к равновесным системам. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры.

34. Влияние температуры, давления и концентрации реагирующих веществ на положение равновесия. Примеры. Выбор оптимальных условий проведения химических реакций на примере синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $\Delta H_{х.р.} < 0$.

35. Растворы. Способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная и нормальная концентрации, титр). Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Перекристаллизация.

36. Тепловые эффекты при растворении кристаллического вещества в жидкости. Сольватация и гидратация. Энтальпия растворения. Влияние температуры на растворимость кристаллического вещества в жидкости.

37. Растворимость газов в жидкости. Зависимость растворимости газов в жидкости от давления (закон Генри) и температуры. Применение правила Ле-Шателье к процессу растворения газа в жидкости.

38. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Степень (α) и константа (кдис.) диссоциации. Факторы влияющие на α и кдис.? Сильные и слабые электролиты (примеры).

39. Диссоциация электролитов. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. На примерах диссоциации фосфорной кислоты (H_3PO_4) и гидроксида кобальта (II) $Co(OH)_2$. Константа электролитической диссоциации.

40. Закон разбавления Оствальда для слабого бинарного электролита (вывод). Влияние концентрации раствора слабого электролита на степень электролитической диссоциации.

41. Ионообменные реакции с образованием осадка, газа, слабого электролита или комплексного иона (примеры).

42. Произведение растворимости и применение его для вычисления концентрации насыщенного раствора и возможности выпадения осадка из раствора.

43. Электролитическая диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH) растворов.

44. Концентрация ионов водорода и ионов гидроксида в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Показатель pH и его значение в этих растворах.

45. Гидролиз солей. Ступенчатый гидролиз. Изменение pH при гидролизе. Необратимый гидролиз.

46. Степень и константа гидролиза. Влияние температуры и концентрации раствора на гидролиз.

47. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления и валентность атомов. Окисление и восстановление.

48.Электронный баланс. Составление окислительно-восстановительных реакций на примере: $H2S + KMnO4 + H2SO4 \rightarrow S + MnSO4 + K2SO4 + H2O$.

49. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние условий проведения окислительно-восстановительных реакций (кислотность среды, температура, катализатор) на состав продуктов реакции.

50. Электролиз. Последовательность разряда ионов на электродах. Схемы процессов электролиза расплава и раствора NaCl. Законы электролиза (законы Фарадея).

51. Электролиз. Схемы процессов электролиза с инертными электродами и растворимым анодом. Применение электролиза.

52. Равновесие в системе металл-раствор его соли. Устройство и принцип действия первичного гальванического элемента Даниеля-Якоби.

53. Относительный электродный потенциал. Водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов для пар Me/Men+ (ряд напряжений) и выводы из него. Применение стандартных электродных потенциалов для определения возможности протекания окислительно-восстановительной реакции.

54. Теория строения комплексных соединений. Характер химической связи в комплексных соединениях. Центральный атом, лиганды, координационное число. Примеры реакций получения комплексных соединений.

55. Химическая связь в металлах. Химические свойства металлов. Взаимодействие металлов с неметаллами, водой, растворами кислот и щелочей. Промышленные способы получения металлов.

Пример экзаменационного билета

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(МОСКОВСКИЙ ПОЛИТЕХ)

Факультет химической технологии и биотехнологии, Кафедра «ХимБиоТех»
Дисциплина «Химия»
Образовательная программа: 20.03.01 Техносферная безопасность
Курс 1, семестр 1

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 16.

Вопрос 1. В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.
1) Закон простых объемных отношений,
2) Закон Авогадро,
3) Закон постоянства состава,
4) Закон простых кратных отношений,
5) Закон эквивалентов.

Вопрос 2. Мельчайшая химически неделимая частица элемента -
1) Молекула,
2) Атом,
3) Эквивалент,
4) Моль,
5) Ион.

Вопрос 3. Валентный электронный слой атома теллура имеет конфигурацию:
1) $5s^2p^4$,
2) $6s^2p^4$,
3) $5d^46s^2$,
4) $4d^45s^2$,
5) $4d^55s^1$.

Вопрос 4. Направленность орбиталей в пространстве и собственный механический момент движения электрона описываются квантовыми числами -
1) n, l;
2) l, m_l;
3) n, m_l;
4) m_l, m_s;
5) l, m_s.

Вопрос 5. Форму тетраэдра имеет молекула…
1) PCl_3,
2) C_2H_4,
3) H_3PO_4,
4) HCl,
5) SF_6.

Вопрос 6. Связи расположены в порядке увеличения их длины:
1) H-I → H-Cl → H-Br,
2) H-Br → H-Cl → H-I,
3) H-Cl → H-I → H-Br,
4) H-Cl → H-Br → H-I,
5) H-I → H-Br → H-Cl.

Вопрос 7. Укажите тип химической связи в молекуле гидрида лития.
1) ковалентная неполярная,
2) ковалентная полярная,
3) водородная,

4) металлическая,
5) ионная.
Вопрос 8. Как изменится скорость реакции $2SO_{2(г)}+O_{2(г)}=2SO_{3(г)}$, если $[SO_2]$ увеличить в 3 раза?
1) увеличится в 3 раза,
2) увеличится в 9 раз,
3) уменьшится в 3 раза,
4) уменьшится в 9 раз,
5) не изменится.
Вопрос 9. Равновесие в системе $H_{2(г)} + Cl_{2(г)} = 2HCl_{(г)}$; $-\Delta H$ сместится а) при увеличении давления, б) уменьшении температуры …
1) а) вправо, б) вправо;
2) а) влево, б) влево;
3) а) не сместится, б) вправо;
4) а) влево, б) вправо;
5) а) не сместится, б) влево.
Вопрос 10. Количество растворенного вещества в единице объема раствора -
1) массовая доля,
2) молярная концентрация,
3) нормальная концентрация,
4) моляльная концентрация,
5) мольная доля.
Вопрос 11. Какая из предложенных реакций не идет до конца. Приведите ионные уравнения реакций.
1) $Fe(OH)_2Cl + NaOH = Fe(OH)_3 + NaCl$,
2) $Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6]$,
3) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$,
4) $ZnS + 2HCl = H_2S + ZnCl_2$,
5) $Ca(NO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2HNO_3$.
Вопрос 12. Какая среда и каково значение pH раствора, содержащего $3\cdot10^{-5}$ моль/л ионов H^+?
1) кислая среда, pH = 5,477;
2) кислая среда, pH = 4,52;
3) щелочная среда, pH = 4,52;
4) щелочная среда, pH = 9,52;
5) нейтральная среда, pH = 4,5.
Вопрос 13. Какая соль подвергается гидролизу, какая среда в растворе этой соли?
1) Na_2SO_4, кислая;
2) Na_2SO_3, щелочная;
3) Na_2SO_3, кислая;
4) Na_2SO_4, щелочная;
5) $BaSO_4$, кислая.
Вопрос 14. Какую степень окисления имеет хром в молекуле $Na_3[Cr(OH)_6]$?
1) +4,
2) +2,
3) +3,
4) +5,
5) +6.
Вопрос 15. В какой строке под пунктом a) приведен металл, растворяющийся в соляной кислоте, а под пунктом b) в растворе гидроксида натрия? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
1) a) Fe, b) Al;
2) a) Cu, b) Fe;
3) a) Al, b) Cu;
4) a) Ag, b) Al;
5) a) Fe, b)Ag.
Вопрос 16. Расставьте коэффициенты электронно-ионным методом, укажите их сумму в уравнении:
$KMnO_4 + HNO_2 + H_2SO_4=MnSO_4+HNO_3+KSO_4+H_2O$
1) 18,
2) 19,
3) 20,

4) 21,
5) 22.
Вопрос 17. Какими кислотно-основными и окислительно-восстановительными свойствами обладает оксид марганца (VII) – Mn_2O_7? Первое подтвердите уравнениями реакций.
1) основными, окислительными;
2) кислотными, восстановительными;
3) кислотными, окислительными;
4) основными, восстановительными.
5) амфотерными, окислительными и восстановительными.
Вопрос 18. В какой из солей заряд комплексного иона равен –3?
1) $K_4[Fe(CN)_6]$,
2) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$,
3) $K_2[Pb(OH)_4]$,
4) $Na_3[Co(NO_2)_6]$,
5) $K_2[HgI_4]$.

Утверждено на заседании кафедры «ХимБиотех» от «__» _____ 20 __ г., протокол № __
Заведующий кафедрой «ХимБиотех» Т.И. Громовых

Пример контрольных вопросов для допуска к выполнению лабораторной работе по теме «Химическая кинетика»

1. Дайте определение скорости химической реакции.

2. Дайте формулировку закона действия масс для гомогенной и гетерогенной реакций.

3. Дайте определение константы скорости химической реакции. От каких параметров она зависит?

4. Охарактеризуйте влияние температуры на скорость химической реакции (правило Вант-Гоффа).

5. Прокомментируйте уравнение Аррениуса. Дайте определение энергии активации.

6. Что такое катализатор? Каков механизм действия катализатора? Приведите примеры гомогенного и гетерогенного катализа.

7. Дайте определения обратимой химической реакции и химического равновесия.

8. Дайте вывод константы химического равновесия. От каких параметров она зависит?

9. Дайте формулировку принципа Ле-Шателье. Приведите пример обратимой химической реакции, объясните, как интенсивность различных параметров может влиять на смещение равновесия реакции.

10. Что такое фазовые равновесия? Дайте определения понятиям: фаза, компонент, независимый компонент, степень свободы.

11. Сформулируйте правило фаз. Рассмотрите моно-, ди- и инвариантные системы на примере диаграммы состояния воды. Пользуясь уравнением Клапейрона-Клаузиуса, на примере этой диаграммы рассмотрите зависимость температуры фазового перехода от давления.

12. Что такое термический анализ, для чего он применяется? Как по кривым охлаждения строят диаграммы состояния?

Варианты домашних контрольных работ по теме «Металлы d-семейства».

Задание 1. Составьте полные электронные формулы и графические формулы валентного слоя элементов d-семейства:

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8
Элемент №	21,84	28,80	23,78	25,76	24,77	27,74	40,73	42,75
Вариант	9	10	11	12	13	14	15	
Элемент №	45, 30	22,79	44,72	29,41	26,41	47,57	48,89	

Задание 2. Составьте формулы оксида и гидроксида металла в указанной степени окисления. Приведите уравнения реакций, демонстрирующие кислотно-основной характер этих соединений.

Вариант	1	2	3	4	5	6	7	8
Металл	V^{+5}	Mn^{+2}	Cr^{+3}	Fe^{+2}	Ni^{+2}	Cu^{+}	Mn^{+7}	Cr^{+6}
Вариант	9	10	11	12	13	14	15	
Металл	Ag^{+}	Cu^{2+}	Cr^{+2}	W^{+6}	Mo^{2+}	Zn^{+2}	Mo^{+6}	

Задание 3. Расставьте коэффициенты в приведенных схемах ОВР, пользуясь методом полуреакций. Укажите, какую роль в приведенных окислительно-восстановительных реакциях играют соединения d-металлов, в какой степени окисления при этом находится металл?

Вариант	Схемы реакций
1	$Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$ $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
2	$KMnO_4 + KI + H_2O \rightarrow I_2 + MnO_2 + KOH$ $Co_2O_3 + HCl_{(конц)} \rightarrow CoCl_2 + Cl_2 + H_2O$
3	$KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + KNO_3 + H_2O$ $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$
4	$KMnO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + K_2MnO_4 + H_2O + K_2SO_4$ $FeCl_3 + KOH + Br_2 \rightarrow K_2FeO_4 + KBr + H_2O + KCl$
5	$K_2FeO_4 + NH_3 \rightarrow N_2 + H_2O + KFeO_2 + KOH$ $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O + K_2SO_4$
6	$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$ $FeCl_3 + KI \rightarrow FeCl_2 + I_2 + KCl$
7	$K_2Cr_2O_7 + SO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
8	$Cr_2(SO_4)_3 + PbO_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + PbSO_4 + H_2O$ $KMnO_4 + H_2O + KNO_2 \rightarrow MnO_2 + KNO_3 + KOH$
9	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + Na_2SO_4$ $Cr_2O_3 + NaOH + KNO_3 \rightarrow Na_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$
10	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$ $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$
11	$Cr(OH)_3 + Br_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KBr + H_2O$ $KMnO_4 + KOH + KNO_2 \rightarrow K_2MnO_4 + KNO_3 + H_2O$
12	$K_2Cr_2O_7 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_3PO_4 + K_2SO_4$ $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KOH$
13	$KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$ $Sn + HNO_{3(р)} \rightarrow Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

14	$PH_3 + CuSO_4 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + Cu + H_2SO_4$ $K_2Cr_2O_7 + SnCl_2 + HCl \rightarrow SnCl_4 + CrCl_3 + KCl + H_2O$
15	$FeCl_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow FeCl_2 + H_2SO_4 + HCl$ $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + HNO_3 \rightarrow Cr(NO_3)_3 + KNO_3 + H_2O$

7.3.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация проводится на 1 семестре 1 курса (очная форма обучения) и на 3 семестре 2 курса (заочная форма обучения) в форме экзамена.

Студент допускается до сдачи экзамена, если выполнены следующие виды работ:

- выполнены и защищены лабораторные работы;
- пройдены тестовые задания по всем темам курса с результатом не ниже 60%;
- выполнены три контрольных работы на оценку не ниже «удовлетворительно».