

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО

Руководитель ОПОП

_____ Р.А. Арсланова

03 июня 2021 года

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой ОНФХ

_____ А.В. Великородов

8 июня 2021 года

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

Составитель (-и)

**Великородов А.В., завкафедрой органической,
неорганической и фармацевтической химии,
д.х.н., профессор**

35.03.04 Агрономия

Направление подготовки

Направленность (профиль) ОПОП

Карантин и защита растений

Квалификация (степень)

Бакалавр

Форма обучения

очная

Год приема

2021

Курс

1

Астрахань, 2021 г.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины Химия являются привитие студентам знания по теоретическим основам химии и свойствам важнейших биогенных и токсичных химических элементов; научить устанавливать взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами, пользоваться современной химической терминологией; простейшим лабораторным оборудованием, химической посудой и измерительными приборами, ознакомить с особенностями химических свойств важнейших биогенных макро- и микроэлементов, а также элементов, соединения которых представляют собой опасность для окружающей среды.

1.2. Задачи освоения дисциплины: развитие знаний основных законов математических, естественнонаучных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых и стандартных задач в области агрономии; изучение основных понятий и законов химии, квантово-механические представления об образовании химической связи, классов неорганических и органических веществ, основы теории качественного и количественного анализа, методы анализа; приобретение практических навыков химических и физико-химических (инструментальных) методов анализа.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

2.1. Учебная дисциплина «Химия» относится к базовой части дисциплин ОПОП. Дисциплина осваивается студентами в 1 и 2 семестрах, общая трудоемкость дисциплины составляет 216 часов /6 з.е.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые при изучении химии в средней школе. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ школьного курса химии.

Знания: место химии в ряду других естественных дисциплин, ее значение в жизни современного общества. Основные понятия и законы химии, строение атомов и молекул, основные квантово-механические представления об образовании химической связи, основные классы неорганических веществ, номенклатура, основы теории качественного и количественного анализа, методы анализа.

Умения: прогнозировать и обосновывать свойства веществ; раскрывать причинно-следственные связи между строением и свойствами веществ; представлять реальную сущность простого и сложного вещества, его разнообразные превращения, используя представления о структуре вещества, термодинамических аспектах, окислительно-восстановительных процессах.

Навыки: техники безопасности при выполнении работ в химических лабораториях, регистрации и обработки результатов химических экспериментов.

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- материаловедение и технология конструкционных материалов
- инженерная экология

Дисциплина встраивается в структуру ОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению

подготовки:

а) общепрофессиональных (ОПК);

ОПК-1 «Способен решать типовые задачи профессиональной деятельности на основе знаний основных законов математических и естественных наук с применением информационно коммуникационных технологий.»

Таблица 1. Декомпозиция результатов обучения

Код и наименование компетенции	Результаты освоения дисциплины		
	Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК-1	ИОПК-1.1.1 Демонстрирует знание основных законов математических, естественно-научных и общепрофессиональных дисциплин, необходимых для решения типовых задач в области агроинженерии. ИОПК-1.1.2 Демонстрирует знание современных представлений о строении вещества, зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в ПСМ и характера химических связей, ИОПК-1.1.3 Демонстрирует знание основ термодинамики и кинетики, закономерностей протекания окислительно-восстановительных процессов.	ИОПК-1.2.1 Использует знания основных законов математических и естественных наук для решения типовых задач в агроинженерии. ИОПК-1.2.2 Использует основные законы химии, закономерности протекания различных процессов для прогнозирования результатов при решении профессиональных задач, применяет методы математического анализа и моделирования.	ИОПК-1.3.1 Применяет основы теории фундаментальных разделов химии, методы отбора материала при решении типовых задач в агроинженерии. ИОПК-1.3.2 Применяет информационно-коммуникационные технологии в решении типовых задач в области агроинженерии. ИОПК-1.3.3. Пользуется специальными программами и базами данных при разработке технологий и средств механизации в сельском хозяйстве.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины (модуля) составляет 216 зачетные единицы, в том числе 108 часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (из них 36 часов – лекции, 72 часа – лабораторные работы), и 108 часов – на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2. Структура и содержание дисциплины

№ п/ п	Наименование радела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят. работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	1		2		4		6	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	1		2		4		6	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
3	Химическая связь.	1		2		4		4	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	1		1		2		4	Контрольная работа 2 Тестовый контроль
5	Основы термодинамики	1		1		2		4	Контрольная работа 2
6	Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза	1		2		4		6	Контрольная работа 2 Тестовый контроль
7	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.	1		2		4		6	Контрольная работа 2 Тестовый контроль

8	Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	1		2		4		6	Тестовый контроль
9	Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	1		2		4		6	Собеседование
10	Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	2		2		4		6	Тестовый контроль
11	Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения	2		2		4		6	Контрольная работа 3
12	Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	2		2		4		6	Контрольная работа 3
13	Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	2		2		4		6	Собеседование

14	Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	2		1		4		4	Контрольная работа 4
15	Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	2		1		4		4	Контрольная работа 5
16	Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	2		2		4		4	Контрольная работа 5
17	Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	2		1		2		6	Собеседование
18	Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	2		1		2		6	Собеседование
19	Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	2		2		2		4	Контрольная работа 6

20	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	2		2		4		4	Собеседование Тестовый контроль
21	Электрохимия.	2		2		2		4	Собеседование
	Итого			36		72		108	Экзамен – 1 семестр, экзамен – 2 семестр

Условные обозначения:

Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, семинары,
 ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа;
 СР – самостоятельная работа по отдельным темам.

Таблица 3. Матрица соотнесения тем учебной дисциплины и формируемых в них компетенций

Темы, разделы дисциплины	Кол-во часов	Компетенции	
		ОПК-1	Σ общее количество компетенций
Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	12	+	1
Тема 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	12	+	1
Тема 3. Химическая связь.	10	+	1
Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	7	+	1
Тема 5. Основы термодинамики	7	+	1
Тема 6. Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза	12	+	1
Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.	12	+	1

Тема 8. Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	12	+	1
Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	12	+	1
Тема 10. Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	12	+	1
Тема 11. Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения	12	+	1
Тема 12. Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	12	+	1
Тема 13. Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	12	+	1
Тема 14. Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	9	+	1
Тема 15. Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	9	+	1
Тема 16. Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	10	+	1
Тема 17. Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	9	+	1
Тема 18. Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	9	+	1
Тема 19. Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	8	+	1
Тема 20. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	10	+	1
Тема 21. Электрохимия.	8	+	1
Итого:	108		

Краткое содержание дисциплины

Тема 1. Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.

Понятие о химическом элементе. Простые и сложные вещества. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Основные классы неорганических соединений. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена, внутреннего превращения. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, галогениды, нитриды и др. Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли.

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

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Квантовые числа. Первые попытки классификации химических элементов. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.

Тема 3. Химическая связь.

Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Ионная связь. Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи. Водородная связь. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия.

Тема 4. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.

Гомогенные и гетерогенные системы. Скорость химических реакций. Правило Вант-Гофа. Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, понятие об ингибиторах.

Тема 5. Основы термодинамики

Энергетика и направление протекания химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия веществ. Стандартные условия. Тепловой эффект химических реакций при постоянном давлении и при постоянном объеме. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Закон Гесса. Энтропия. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов. Термодинамические расчеты.

Тема 6. Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза

Растворы. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Взаимосвязь между степенью и константой ионизации слабых электролитов. Закон разбавления В. Оствальда. Методика вычислений

с использованием степени и константы ионизации. Произведение растворимости. Методика вычисления растворимости веществ по величине произведения растворимости.

Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Тема 8. Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.

Галогены, халькогены, пниктогены (неметаллы VII, VI, V групп). Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов (атомные радиусы, энергия ионизации и энергия сродства к электрону). Валентные возможности атомов. Сравнительная характеристика свойств простых веществ. Водородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Кислородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Основные закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Сравнение физических и химических свойств простых веществ металлов главных и побочных подгрупп. Кислородные соединения, зависимость их свойств от степени окисления атомов. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств.

Тема 9. Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.

Предмет и методы количественного анализа. Основные разделы количественного анализа. Сущность гравиметрического анализа. Осадки кристаллические и аморфные. Чистота осадков. Адсорбция и окклюзия как причины загрязнения осадков.

Тема 10. Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач

Химические связи в органических соединениях. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений, типы разрыва связи. Классификация органических реакций.

Тема 11. Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения

Конформации алканов. Способы получения (реакция Вюрца, получение из солей карбоновых кислот). Строение и химические свойства алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Понятие о свободных радикалах. Механизм радикального замещения. Электрофилы и нуклеофилы. Механизм электрофильного присоединения

Тема 12. Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений

Строение бензола, признаки ароматичности, правило Хюккеля. Реакции электрофильного замещения S_E как основной тип реакций аренов. Электроно-донорные (I рода) и электроно-акцепторные (II рода) заместители, их направляющее действие в реакциях S_E . Реакции окисления и восстановления. Реакции в боковой цепи.

Тема 13. Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения

Зависимость физических свойств от строения углеводородного радикала и галогена. Хлорэтан. Хлороформ. Йодоформ. Фторотан. Их физиологическое действие и применение в медицине.

Тема 14. Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств

Межмолекулярная водородная связь, ее влияние на физические свойства спиртов. Сравнительная характеристика свойств одноатомных и многоатомных (3-х атомных) спиртов. Этанол, глицерин. Физиологическое действие -ОН группы. Строение, химические свойства простых эфиров. Диэтиловый эфир, димедрол. Кислотные свойства фенолов. Фенол. Резорцин. Адреналин. Трехатомные фенолы.

Тема 15. Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции

Электронное строение оксогруппы. Реакции нуклеофильного присоединения: гидрирование, гидратация, присоединение спирта, аминов, цианидов, гидросульфита натрия. Окисление, восстановление альдегидов. Полимеризация и конденсация. Реакции с участием углеводородного радикала.

Тема 16. Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия

Муравьиная кислота. Уксусная кислота. Бензойная кислота. Способы получения солей. Синтезы органических соединений на основе натриевых и кальциевых солей карбоновых кислот. Амиды кислот. Амиды угольной кислоты. Образование солей, гидролиз мочевины. Образование биурета. Понятие об уреидах. Молочная кислота, ее соли. Винная кислота. Сегнетова соль. Лимонная кислота. Цитрат и гидроцитрат натрия. Специфические свойства двухосновных кислот. Щавелевая и малоновая кислоты. Кислоты ароматического ряда. Салициловая кислота и ее производные. Понятие оптической изомерии.

Тема 17. Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность

Кольчато-цепная таутомерия. Оптическая изомерия моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса. Реакции открытой и циклической форм. Дисахариды: сахароза, лактоза. Гидролиз. Полисахариды: крахмал. Строение. Гидролиз крахмала

Тема 18. Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты

Амины, аминокислоты, белки. Анилин. Сульфаниловая кислота и ее амиды. Синтез сульфаниламидных препаратов. Применение сульфаниламидных препаратов. Реакции диазотирования аминов. Строение и свойства диазосоединений. Реакция азосочетания. Азокрасители и индикаторы. Понятие о хромофорах и ауксохромах. Фуран, тиофен, пиррол, диазолы. Фурацилин. Антипирин. Анальгин. Шестичленные гетероциклы. Пиридин, пиримидин. Алкалоиды группы пурина. Барбитуровая кислота и ее производные. Нуклеиновые кислоты.

Тема 19. Основы термодинамики. Термодинамика растворов.

Изменение термодинамических потенциалов как критерий направленности процесса в закрытых системах. Химическое сродство. Уравнение максимальной работы (Гиббса – Гельмгольца). Понятие о химическом потенциале. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Влияние давления на

температуру фазового перехода (уравнение Клаузиуса – Клапейрона). Понятие о двухкомпонентных системах.

Тема 20. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие

Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход. Фотосинтез. Катализ. Общие принципы катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Понятие о диаграмме состояния "раствор-пар". Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка двойных жидких смесей. Ректификация. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ (2-й закон Рауля). Осмотическое давление растворов. Принцип Вант-Гоффа. Изотонические, гипотонические и гипертонические растворы.

Тема 21. Электрохимия.

Химические и концентрационные гальванические элементы. Диффузионный потенциал. Электроды 1-го и 2-го рода, окислительно-восстановительные электроды. Измерение ЭДС. Электроды сравнения и определение электродных потенциалов. Индикаторные электроды; потенциометрическое определение pH растворов.

5. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

5.1. Указания по организации и проведению лекционных и лабораторных занятий с перечнем учебно-методического обеспечения.

На лекционные занятия отводятся 2 часа. Лабораторные занятия проводятся в объеме 4 часов. В течение семестра студенты выполняют контрольные работы. Возможен тестовый контроль.

Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине:

1. Общая, неорганическая и органическая химия [Электронный ресурс] / Бабков А. В., Попков В. А. - М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429785.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Основы органической химии [Электронный ресурс] / Юровская М.А. - М. : БИНОМ, 2012. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996311347.html> (ЭБС «Консультант студента»)

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины.

Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся

<i>Номер раздела (темы)</i>	<i>Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение</i>	<i>Кол-во часов</i>	<i>Формы работы</i>
1	Понятие о химическом элементе. Простые и сложные вещества. Химические и физические свойства вещества. Понятие о чистом веществе и примеси. Понятие о химической реакции как превращении веществ. Основные типы химических реакций: реакции разложения, соединения, замещения, обмена,	12	Контрольная работа, тестовый контроль.

	внутреннего превращения. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Оксиды, галогениды, нитриды и др. Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Соли.		
2	Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Первые попытки классификации химических элементов. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона. Значение открытия периодического закона. Раскрытие в периодической системе всеобщей естественной взаимосвязи между химическими элементами.	12	Контрольная работа, тестовый контроль.
3	Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи. Валентность, степень окисления и координационное число атомов соединений с различным типом связи. Водородная связь. Металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.	10	Контрольная работа, тестовый контроль.
4	Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, понятие об ингибиторах. Использование катализаторов в промышленности. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о скорости реакции и химическом равновесии для управления химическими процессами.	7	Контрольная работа, тестовый контроль.
5	Энергетика и направление протекания химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия веществ. Стандартные условия. Тепловой эффект химических реакций при постоянном давлении и при постоянном объеме. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Закон Гесса. Энтропия. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов. Термохимические расчеты.	7	Контрольная работа, тестовый контроль.
6	Растворы. Растворимость. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, моляльность. Реакции в растворах электролитов. Направленность реакций в растворах электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации.	12	Контрольная работа, тестовый контроль.

	Взаимосвязь между степенью и константой ионизации слабых электролитов. Закон разбавления В. Оствальда. Методика вычислений с использованием степени и константы ионизации. Произведение растворимости. Методика вычисления растворимости веществ по величине произведения растворимости.		
7	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений. Степень окисления. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Направление окислительно-восстановительных реакций.	12	Контрольная работа, тестовый контроль.
8	Галогены, халькогены, пниктогены (неметаллы VII, VI, V групп). Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов (атомные радиусы, энергия ионизации и энергия сродства к электрону). Валентные возможности атомов. Сравнительная характеристика свойств простых веществ. Водородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Кислородные соединения: структура, характер связей, физические и химические свойства. Основные закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств. Сравнение физических и химических свойств простых веществ металлов главных и побочных подгрупп. Кислородные соединения, зависимость их свойств от степени окисления атомов. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств.	12	Тестовый контроль.
9	Предмет и методы количественного анализа. Основные разделы количественного анализа. Сущность гравиметрического анализа. Осадки кристаллические и аморфные. Чистота осадков. Адсорбция и окклюзия как причины загрязнения осадков.	12	Собеседование
10	Химические связи в органических соединениях. Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений, типы разрыва связи. Классификация органических реакций	12	Тестовый контроль

11	Конформации алканов. Способы получения (реакция Вюрца, получение из солей карбоновых кислот). Природные источники алканов. Переработка нефти. Вазелин. Вазелиновое масло. Парафин. Природные источники полимеров. Понятие о полимерах и их применение в медицине. Строение, химические свойства малых и больших циклов. Общие понятия о высокомолекулярных соединениях: мономер, структурное звено, полимер. Каучук.	12	Контрольная работа
12	Строение бензола, признаки ароматичности, правило Хюккеля. Реакции электрофильного замещения S_E как основной тип реакций аренов. Электроно-донорные (I рода) и электроно-акцепторные (II рода) заместители, их направляющее действие в реакциях S_E . Реакции окисления и восстановления. Реакции в боковой цепи.	12	Контрольная работа
13	Зависимость физических свойств от строения углеводородного радикала и галогена. Хлор-этан. Хлороформ. Йодоформ. Фторотан. Их физиологическое действие и применение в медицине.	12	Собеседование
14	Межмолекулярная водородная связь, ее влияние на физические свойства спиртов. Сравнительная характеристика свойств одноатомных и многоатомных (3-х атомных) спиртов. Этанол, глицерин. Физиологическое действие -ОН группы. Строение, химические свойства простых эфиров. Диэтиловый эфир, диметил. Кислотные свойства фенолов. Фенол. Резорцин. Адреналин. Трехатомные фенолы.	9	Контрольная работа
15	Электронное строение оксогруппы. Реакции нуклеофильного присоединения: гидрирование, гидратация, присоединение спирта, аминов, цианидов, гидросульфита натрия. Окисление, восстановление альдегидов. Полимеризация и конденсация. Реакции с участием углеводородного радикала.	9	Контрольная работа
16	Муравьиная кислота. Уксусная кислота. Бензойная кислота. Способы получения солей. Синтезы органических соединений на основе натриевых и кальциевых солей карбоновых кислот. Амиды кислот. Амиды угольной кислоты. Образование солей, гидролиз мочевины. Образование биурета. Понятие об уреидах. Молочная кислота, ее соли. Винная кислота. Сегнетова соль. Лимонная кислота. Цитрат и гидроцитрат натрия. Специфические свойства двухосновных кислот. Щавелевая и малоновая кислоты. Кислоты ароматического ряда. Салициловая кислота и ее производные.	10	Контрольная работа
17	Кольчато-цепная таутомерия. Оптическая изомерия моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса. Реакции открытой и циклической форм. Дисахариды: сахароза,	9	Собеседование

	лактоза. Гидролиз. Полисахариды: крахмал. Строение. Гидролиз крахмала.		
18	Анилин. Сульфаниловая кислота и ее амиды. Синтез сульфаниламидных препаратов. Применение сульфаниламидных препаратов. Реакции diazotирования аминов. Строение и свойства diazosоединений. Реакция азосочетания. Азокрасители и индикаторы. Понятие о хромофорах и ауксохромах. Фуран, тиофен, пиррол, диазолы. Фурацилин. Антипирин. Анальгин. Шестичленные гетероциклы. Пиридин, пиримидин. Алкалоиды группы пурина. Барбитуровая кислота и ее производные. Нуклеиновые кислоты.	9	Собеседование
19	Изменение термодинамических потенциалов как критерий направленности процесса в закрытых системах. Химическое сродство. Уравнение максимальной работы (Гиббса – Гельмгольца). Понятие о химическом потенциале. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды. Влияние давления на температуру фазового перехода (уравнение Клаузиуса – Клапейрона). Понятие о двухкомпонентных системах.	8	Контрольная работа
20	Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна. Квантовый выход. Фотосинтез. Катализ. Общие принципы катализа. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Понятие о диаграмме состояния "раствор-пар". Законы Коновалова. Азеотропные смеси. Перегонка двойных жидких смесей. Ректификация. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов нелетучих веществ (2-й закон Рауля). Осмотическое давление растворов. Принцип Вант-Гоффа. Изотонические, гипотонические и гипертонические растворы.	10	Собеседование Тестовый контроль
21	Химические и концентрационные гальванические элементы. Диффузионный потенциал. Электроды 1-го и 2-го рода, окислительно-восстановительные электроды. Измерение ЭДС. Электроды сравнения и определение электродных потенциалов. Индикаторные электроды; потенциометрическое определение pH растворов.	8	Собеседование

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно.

Методические рекомендации к решению задач

Задача 1. При 25 °С и давлении 99,3 кПа (745 мм рт. ст.) некоторое количество газа занимает объем 152 мл. Найти, какой объем займет это же количество газа при 0 °С и давлении 101,33 кПа.

Решение:

$$P \cdot V/T = P_0 \cdot V_0/T_0$$

Подставляя данные задачи в уравнение, получаем:

$$V_0 = PVT_0 / P_0T = 99,3 \cdot 152 \cdot 273 / (101,33 \cdot 298) = 136,5 \text{ мл}$$

Задача 2. Сколько граммов нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 200 мл 0,1 М раствора NaNO_3

Решение:

1. Вычислить относительную молярную массу NaNO_3

$$M(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 16 \cdot 3 = 85 \text{ г/моль}$$

2. Вычислить массу NaNO_3

$$C(\text{NaNO}_3) = m(\text{NaNO}_3) / (M(\text{NaNO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}})$$

$$m(\text{NaNO}_3) = C \cdot M \cdot V = 0,1 \cdot 85 \cdot 0,2 = 1,7 \text{ г.}$$

Задача 3. Нормальная концентрация раствора KNO_3 равна 0,2 моль/л. Найти процентную концентрацию раствора KNO_3 и молярную концентрацию раствора KNO_3 . Плотность раствора принять равной 1 г/мл.

Решение:

Найдем молярную массу и молярную массу эквивалента KNO_3 .

В данном случае, они совпадают.

$$M(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + (16 \times 3) = 101 \text{ г/моль}$$

Найдем массу KNO_3 , содержащуюся в его 0,2 н. растворе:

1 н раствор KNO_3 содержит – $M_{\text{э}}(\text{KNO}_3)$ в 1000 мл

Т.е. 1 н – 101 г

$$0,2 \text{ н.} - x \text{ г}$$

$$x = 20,2 \text{ г}$$

Теперь вычислим молярную концентрацию

1 М раствор KNO_3 содержит – $M(\text{KNO}_3)$ в 1000 мл

Т.е. 1 М – 101 г

$$x - 20,2 \text{ г}$$

$$x = 0,2 \text{ моль/л}$$

Таким образом, $C_n = C_m = 0,2 \text{ моль/л}$

Далее находим массовую долю растворенного вещества в % (процентную концентрацию).

Сначала необходимо рассчитать массу раствора объемом 1000 мл.

$$m = \rho \times V = 1 \times 1000 = 1000 \text{ г}$$

тогда, решая пропорцию, находим:

20,2 г KNO_3 содержится – в 1000 г раствора

x г – в 100 г раствора

$$x = 2,02 \text{ г}$$

$$\omega = 2,02\%$$

Задача 4. При сжигании 1,3 г вещества образуется 4,4 г оксида углерода (IV) и 0,9 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду 39. Выведите молекулярную формулу вещества.

Решение:

Для газообразных веществ: $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$

$$\rho = \frac{M}{V_m}; v = \frac{V}{V_m}; v = \frac{m}{M}$$

Предполагаемая формула: $C_xH_yO_z$

Соотношение атомных факторов:

$$X : Y : Z = \frac{m(C)}{A(C)} : \frac{m(H)}{A(H)} : \frac{m(O)}{A(O)}$$

$$1) v(CO_2) = 4,4/44 = 0,1 \text{ моль};$$

$$v(C) = v(CO_2) = 0,1 \text{ моль}; m(C) = 0,1 \cdot 12 = 1,2 \text{ г}$$

$$2) v(H) = 2v(H_2O) = 2 \cdot 0,9/18 = 0,1 \text{ моль}$$

$$m(H) = 0,1 \cdot 1 = 0,1 \text{ г}; m(C) + m(H) = 1,3 \text{ г}$$

3) Определим соотношение атомных факторов: $v(C) : v(H)$

$$v(C) : v(H) = 0,1 : 0,1 = 1 : 1$$

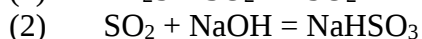
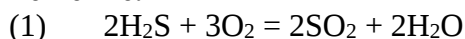
$M_r(CH) = 13$; CH – простейшая формула;

$$M_r(C_xH_y) = D_{H_2} \cdot M_r(H_2) = 39 \cdot 2 = 78;$$

$$n = 78/13 = 6, \text{ отсюда: } C_6H_6 \text{ бензол}$$

Задача 5. Продукты полного сгорания 4,48 л сероводорода (н.у.) в избытке кислорода поглощены 57,4 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия (плотностью 1,22 г/мл). Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе и массу осадка, который выделится при обработке этого раствора избытком гидроксида кальция.

Решение.



$$1. \text{ Определение массы раствора: } m_{p-ра} = V \cdot \rho = 57,4 \cdot 1,22 = 70 \text{ г}$$

2. Определение массы растворенного вещества

$$m_{p.в.}(NaOH) = m_{p-ра}(NaOH) \cdot \omega = 70 \cdot 0,2 = 14 \text{ г}$$

3. Определение избытка – недостатка по ур. р. (1), (2), (3)

$$v(H_2S) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль}; v(H_2S) = v(SO_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(NaOH) = \frac{14}{40} = 0,35 \text{ моль}; \text{ по ур. р. (2) } v(SO_2) = v(NaOH); \text{ получается } 0,2 \text{ моль } NaHSO_3 \text{ и}$$

остается $0,35 - 0,2 = 0,15$ моль Na_2SO_3 , поэтому идет реакция (3)

$NaHSO_3$ в избытке 0,05 моль и образуется 0,15 моль Na_2SO_3

4. Определение массы растворенных веществ

$$m_{p.в.}(NaHSO_3) = 0,05 \cdot 104 = 5,2 \text{ г}; m_{p.в.}(Na_2SO_3) = 0,15 \cdot 126 = 18,9 \text{ г}$$

$$5. \text{ Определение массы раствора: } m_{p-ра} = m_{p-ра}(NaOH) + m(SO_2) = 70 + 0,2 \cdot 64 = 82,8 \text{ г}$$

6. Определение массовой доли растворенных веществ

$$\omega(Na_2SO_3) = \frac{18,9}{82,8} \cdot 100 \% = 22,8 \%$$

$$\omega(NaHSO_3) = \frac{5,2}{82,8} \cdot 100 \% = 6,28 \%$$

7. Определение осадка по ур. р. (4)

$$v(Na_2SO_3) = v(CaSO_3) = 0,15 \text{ моль}$$

$$m(CaSO_3) = 0,15 \cdot 120 = 18 \text{ г}$$

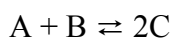
Задача 6. Смешали по 3 моля веществ А, В, С. После установления равновесия $A + B = 2C$ в системе обнаружили 5 моль вещества С. Рассчитайте константу равновесия.

Определите состав смеси (в мольных %), полученной смешением веществ А, В, С в мольном соотношении 3:2:1 при той же температуре.

Решение.

1. Определение равновесных концентраций веществ А и В.

$$\Delta v(C) = [C] - v_0(C) = 5 - 3 = 2 \text{ моль}$$



По уравнению реакции:

$$v_{\text{прореагир.}}(A) = v_{\text{прореаг.}}(B) = 1 \text{ моль}$$

$$\text{Тогда } [A] = [B] = v_0 - v_{\text{прореаг.}} = 3 - 1 = 2 \text{ моль}$$

2. Расчет константы равновесия.

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{5^2}{2^2} = 6,25$$

3. Определение новых равновесных концентраций.

В результате реакции расходуется x моль вещества А и В, образуется $2x$ моль вещества С.

Тогда

$$[C] = v_0(C) + v_{\text{образов.}}(C) = 1 + 2x \text{ моль}$$

$$[B] = v_0(B) - v_{\text{прореаг.}}(B) = 2 - x \text{ моль.}$$

$$[A] = v_0(A) - v_{\text{прореаг.}}(A) = 3 - x \text{ моль}$$

4. Расчет константы равновесия и новых равновесных концентраций.

$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} = \frac{(1 + 2x)^2}{(3 - x)(2 - x)} = 6,25$$

$$1 + 4x + 4x^2 = 6,25(6 - 5x + x^2)$$

$$1 + 4x + 4x^2 = 37,5 - 31,25x + 6,25x^2$$

$$2,25x^2 - 35,25x + 36,5 = 0$$

$$D = (-35,25)^2 - (-4) \cdot 2,25 \cdot 36,5 = 914,0625 = 30,23^2$$

$$x = (35,25 - 30,23) / (2 \cdot 2,25) = 1,115$$

$$[C] = 1 + 1,115 \cdot 2 = 3,23 \text{ моль}$$

$$[A] = 3 - 1,115 = 1,885 \text{ моль}$$

$$[B] = 2 - 1,115 = 0,885 \text{ моль}$$

5. Расчет мольных долей.

Общее количество моль в смеси равно $3 + 2 + 1 = 6$ моль или

$$3,23 + 1,885 + 0,885 = 6 \text{ моль}$$

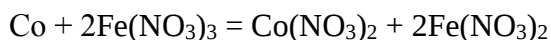
$$\varphi(A) = \frac{1,885}{6} \cdot 100 \% = 31,42\%$$

$$\varphi(B) = \frac{0,885}{6} \cdot 100 \% = 14,75\%$$

$$\varphi(C) = \frac{3,23}{6} \cdot 100 \% = 53,83\%$$

Задача 7. Кобальтовую пластинку массой 15,9 г опустили в 333,5 г 20%-ного раствора нитрата железа (III). После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля нитрата железа (III) стала равной массовой доле соли кобальта (II). Определите массу пластинки после того, как ее вынули из раствора.

Решение.



Пусть в реакцию вступило x моль Co , тогда в растворе образовалось x моль $Co(NO_3)_2$ массой $183x$ г.

Масса оставшегося в растворе нитрата железа (III):

$$m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 333,5 \cdot 0,2 - 2x \cdot 242 = 66,7 - 484x \text{ г. По условию}$$

$$183x = 66,7 - 484x$$

$$x = 0,1.$$

Масса пластинки после окончания реакции равна:

$$m(\text{Co}) = 15,9 - 0,1 \cdot 59 = 10,0$$

Задача 8. Какие соли и в каком количестве образуются, если к 100 г 9,8%-ного раствора фосфорной кислоты прилить 200 г 3,2%-ного раствора гидроксида натрия.

Решение :

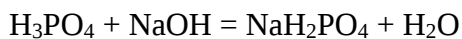
Определение количества вещества NaOH и H_3PO_4 :

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{100 \cdot 0,098}{98} = 0,1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{200 \cdot 0,032}{40} = 0,16 \text{ моль}$$

Подбор соответствующего уравнения реакции:

$$0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль} \quad 0,1 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

H_3PO_4 в недостатке, следовательно расчет ведем по $\nu(\text{H}_3\text{PO}_4)$.

Анализ уравнения: 2 балла

$$\nu(\text{NaOH}) \text{ прореагировавшего} = 0,1 \text{ моль}$$

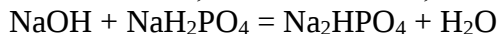
$$\nu(\text{NaOH}) \text{ оставшегося} = 0,16 - 0,1 = 0,06 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4) \text{ образовавшегося} = 0,1 \text{ моль}$$

Вывод о ходе продолжения реакции:

Т.к NaOH в избытке, а образовалась кислая соль, реакция идет дальше:

$$0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль} \quad 0,06 \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

Теперь $\nu(\text{NaOH})$ в недостатке, и расчет ведем по нему.

Анализ второго уравнения:

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4) \text{ прореагировавшего} = 0,06 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{NaH}_2\text{PO}_4) \text{ оставшегося} = 0,1 - 0,06 = 0,04 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{HPO}_4) \text{ образовавшегося} = 0,06 \text{ моль}$$

Расчеты массы солей:

В растворе присутствуют две соли: NaH_2PO_4 и Na_2HPO_4 .

$$m = M \nu$$

$$m(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 120 \cdot 0,04 = 4,8 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 142 \cdot 0,06 = 8,52 \text{ г}$$

Задача 9. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ равны: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,02$ моль/л и $C(\text{NO}_2) = 0,03$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации после смещения равновесия в результате увеличения давления в три раза.

Решение.

Расчет константы равновесия:

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{0,03^2}{0,02} = 0,045$$

Определение концентраций веществ при увеличении давления:

$$C(\text{NO}_2) = 0,03 \cdot 3 = 0,09 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,02 \cdot 3 = 0,06 \text{ моль/л}$$

Определение направления смещения равновесия:

Химическое равновесие смещается в сторону обратной реакции.

Определение новых равновесных концентраций:

$$[\text{NO}_2] = 0,090 - x$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5x$$

Расчет новых равновесных концентраций:

$$0,045 = \frac{(0,09 - x)^2}{0,06 + 0,5x}$$

$$0,0027 + 0,0225x = 0,0081 - 0,18x + x^2$$

$$x^2 - 0,2025x + 0,0054 = 0$$

$$x = 0,032$$

$$[\text{NO}_2] = 0,09 - 0,032 = 0,058 \text{ моль/л}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,06 + 0,5 \cdot 0,032 = 0,076 \text{ моль/л}$$

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

В процессе изучения курса «Химия» используются следующие образовательные технологии на лекциях

- *обзорная лекция* не краткий конспект, а систематизация знаний на более высоком уровне. Психология обучения показывает, что материал, изложенный системно, лучше запоминается, допускает большее число ассоциативных связей. В обзорной лекции следует рассмотреть также особо трудные вопросы экзаменационных билетов.

- *групповая технология*. Варианты применения обучения в сотрудничестве: одно задание на группу, с последующим рассмотрением заданий каждой группой; совместное выполнение практической работы (в парах), в том числе лабораторных работ.

Название образовательной технологии	Темы, разделы дисциплины	Краткое описание применяемой технологии
Проблемная (интерактивная) лекция (1 час)	Строение атома. Современные представления о строении атома.	1. Мотивационный этап Создание ситуации, в которой возникает желание изучать теории строения атома. Накопленные экспериментальные данные: явление радиоактивности, электролиза, открытие электрона и др. дали толчок к экспериментальному обоснованию сложности строения атома и разработке моделей строения атома 2. Разработка способа решения проблемы В течение 5 минут будут анализировать достоинства и недостатки существующих моделей и теорий строения атома. 3. Реализация найденного решения В результате у студентов будет

		сформирован комплекс новых знаний по изучению строения атома. 4. Контрольно-корректировочный этап Подведение итогов работы со студентами. Проведение миниопроса студентов. Дидактические средства, используемые на занятии. Презентация, проектор, компьютер, доска, наглядные пособия.
Проблемная лекция (1 час)	Растворы. Закон действия масс, гомогенные процессы и процессы гидролиза	1. Мотивационный этап. Создание проблемной ситуации при рассмотрении эксперимента по растворимости солей различного состава. Известно, что растворимость соединений при разбавлении возрастает, но при растворении солей некоторых типов при добавлении воды наблюдается выпадение осадка. 2. Разработка способа решения проблемы Конкретизация процессов, происходящих при растворении вещества. Выдвижение гипотез для их решения. Подведение к новым противоречиям в процессах растворения вещества. формулировка определения процесса гидролиза, выяснение особенностей протекания процесса гидролиза, определения среды в растворах гидролизующихся солей разного типа, выяснение условий усиления и подавления гидролиза. 3. Реализация найденного решения. В результате рассмотрения процесса гидролиза у студентов будет сформированы представления о процессе гидролиза солей разного типа, выявлены условия усиления и подавления гидролиза. и получены навыки в расчете pH раствора. 4. Контрольно-корректировочный этап. Подведение итогов работы со студентами. Проведение тестирования студентов. 3. Дидактические средства Демонстрационный эксперимент, ноутбук, тестовые задания
Семинарское занятие Сформулировать— поделиться—создать — проверить	Растворы. Закон действия масс, гомогенные процессы и	1. Мотивационный этап. Создание ситуации, в которой возникает желание изучать новый материал. Этап заканчивается

(1 час)	процессы гидролиза	формулировкой нескольких вопросов, которые охватывают ключевые понятия темы (механизм диссоциации, степень и константа диссоциации, активная концентрация, водородный показатель, гидролиз солей, степень и константа гидролиза) и выявляют возможное непонимание материала при решении задач и упражнений. 2. Содержание занятия. Первый этап – сформулировать. Студенты самостоятельно изучают лекционные записи и материал, данный в учебниках, формулируют свои ответы на заданные вопросы. Второй этап – поделиться. Студенты объединяются в пары и по очереди представляют друг другу свои решения, исправляя и поясняя их друг другу. Третий этап – создать. Студенты вместе создают алгоритм определения механизма диссоциации, степени и константы диссоциации, активной концентрации, водородного показателя, гидролиза солей, степени и константы гидролиза с учетом результатов обсуждения, которое включает в себя лучшие идеи. Четвертый этап – проверить. Работает вся группа. Несколько пар представляют свои отчеты на заданные вопросы. Ошибки и спорные вопросы становятся началом коллективного обсуждения. Все студенты проверяют свои решения, вносят исправления, пояснения и дополнения. 3. Дидактические средства. Карточки с упражнениями и задачами, тестовые задания 4. Контрольно-корректировочный этап. Осуществить анализ собственного опыта. Проведение тестирования студентов.
---------	--------------------	---

6.2. Информационные технологии

Интернет-ресурсы www.asu.edu.ru (представлены учебно-методические материалы для усвоения студентами курса).

Использование виртуальной обучающей среды (или системы управления обучением LMS Moodle) или иных информационных систем, сервисов и мессенджеров.

6.3. Перечень лицензионного программного обеспечения и информационных справочных систем

- лицензионное программное обеспечение:

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов
MathCad 14	Система компьютерной алгебры из класса систем автоматизированного проектирования, ориентированная на подготовку интерактивных документов с вычислениями и визуальным сопровождением
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Mozilla FireFox	Браузер
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
7-zip	Архиватор
Microsoft Windows 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
KOMPAS-3D V13	Создание трехмерных ассоциативных моделей отдельных элементов и сборных конструкций из них
Google Chrome	Браузер
Far Manager	Файловый менеджер
Notepad++	Текстовый редактор
OpenOffice	Пакет офисных программ
Opera	Браузер
Paint .NET	Растровый графический редактор
PascalABC.NET	Среда разработки
VirtualBox	Программный продукт виртуализации операционных систем
VLC Player	Медиапроигрыватель
VMware (Player)	Программный продукт виртуализации операционных

	систем
WinDjView	Программа для просмотра файлов в формате DJV и DjVu

- современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы:

1. Электронный каталог Научной библиотеки АГУ на базе MARK SQL НПО «Информ-систем».
<https://library.asu.edu.ru>
2. Электронный каталог «Научные журналы АГУ»: <http://journal.asu.edu.ru/>
3. Универсальная справочно-информационная полнотекстовая база данных периодических изданий ООО "ИВИС". <http://dlib.eastview.com>
Имя пользователя: AstrGU Пароль: AstrGU
4. Электронно-библиотечная система elibrary. <http://elibrary.ru>
5. Корпоративный проект Ассоциации региональных библиотечных консорциумов (АРБИКОН) «Межрегиональная аналитическая роспись статей» (МАРС) - сводная база данных, содержащая полную аналитическую роспись 1800 названий журналов по разным отраслям знаний. Участники проекта предоставляют друг другу электронные копии отсканированных статей из книг, сборников, журналов, содержащихся в фондах их библиотек.
<http://mars.arbicon.ru>
6. Единое окно доступа к образовательным ресурсам <http://window.edu.ru>

- Перечень электронно-библиотечных систем (ЭБС)

1. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu.edu.ru>
Учетная запись образовательного портала АГУ
2. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Для факультета иностранных языков кафедры «Восточные языки». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями по направлению «Восточные языки».
www.studentlibrary.ru. *Регистрация с компьютеров АГУ*
3. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог содержит более 15 000 наименований изданий.
www.studentlibrary.ru. *Регистрация с компьютеров АГУ*
4. Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». www.biblio-online.ru, <https://urait.ru/>
5. Электронная библиотечная система IPRbooks. www.iprbookshop.ru
6. Электронно-библиотечная система BOOK.ru

1. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем.

7.1. Паспорт фонда оценочных средств.

Таблица 5. Соответствие изучаемых разделов, результатов обучения и оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы (темы) дисциплины*	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	ОПК-1	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	ОПК-1	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
3	Химическая связь.	ОПК-1	Контрольная работа 1 Тестовый контроль
4	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	ОПК-1	Контрольная работа 2 Тестовый контроль
5	Основы термодинамики	ОПК-1	Контрольная работа 2
6	Растворы. Закон действия масс, гомогенные процессы и процессы гидролиза	ОПК-1	Контрольная работа 2 Тестовый контроль
7	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	ОПК-1	Контрольная работа 2 Тестовый контроль
8	Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп.	ОПК-1	Тестовый контроль
9	Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ.	ОПК-1	Собеседование
10	Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач	ОПК-1	Тестовый контроль
11	Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов.	ОПК-1	Контрольная работа 3

	Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения		
12	Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений	ОПК-1	Контрольная работа 3
13	Галогенпроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения	ОПК-1	Собеседование
14	Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств	ОПК-1	Контрольная работа 4
15	Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции	ОПК-1	Контрольная работа 5
16	Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изометрия	ОПК-1	Контрольная работа 5
17	Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность	ОПК-1	Собеседование
18	Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты	ОПК-1	Собеседование
19	Основы термодинамики. Термодинамика растворов.	ОПК-1	Контрольная работа 6
20	Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	ОПК-1	Собеседование Тестовый контроль
21	Электрохимия.	ОПК-1	Собеседование

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания приведены в таблицах 6-7.

Таблица 6
Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументировано отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 7

Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, неспособен применить знание теоретического материала при выполнении заданий, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание при подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задание

7.3. Контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Вопросы для самоподготовки по дисциплине «Химия»

К теме «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»

1. Объем резиновой камеры автомобильной шины равен $0,025 \text{ м}^3$, давление в ней $5,0665 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите массу воздуха, находящегося в камере при 20°C .
2. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$.

3. Рассчитайте среднюю молекулярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38% фосгена COCl_2 и 62 % хлора Cl_2 .
4. Определите массу 10^{-3} м^3 газовой смеси, содержащей (по объему) 50% водорода и 50% диоксида углерода (н.у.).
5. Газ (н.у.) занимает объем 1 м^3 . При какой температуре объем газа утроится, если давление газа не меняется?
6. 9. Определите давление кислорода, если 0,1 кг этого газа находится в сосуде объемом $0,02 \text{ м}^3$ при 20°C .
7. Какую массу CaCO_3 надо взять, чтобы получить при его прокаливании диоксид углерода, занимающий объем $25 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ при 15°C и давлении 104000 Па ?
8. Вычислите объем 0,100 кг газовой смеси состава $3\text{CO}+2\text{CO}_2$ при 50°C и давлении 98600 Па .
9. Из $5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ хлората калия KClO_3 было получено $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода, измеренного при 20°C и давлении 111900 Па . Определите массовую долю примесей в хлорате калия.
10. Что называют молярной массой эквивалента? Чему она равна для кислот и оснований в реакциях полной нейтрализации?
11. Что называют количеством вещества эквивалента? Чему равна эта величина для $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_3PO_4 (в реакциях полной нейтрализации), BaCl_2 и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, взятых количеством вещества 1 моль?
12. Для растворения металла массой 16,86 г потребовалась серная кислота массой 14,7 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
13. Какие бинарные соединения называют оксидами? Укажите возможные способы их получения.
14. Получите по два оксида из различных исходных веществ: а) кислот, б) оснований, в) солей.
15. Какие соединения называют солями? Укажите возможные способы их получения.
16. Какие соединения называют кислотами? Укажите возможные способы их получения.
17. Какие соединения называют основаниями? Укажите возможные способы их получения.

К теме «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Что называют принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
2. Применимо ли понятие траектории движения к микрочастицам? Чем это определяется и какое понятие его заменяет?
3. Квантовые числа. Их физический смысл.
4. Правила распределения электронов в атоме.
5. Что называют энергией ионизации? Какая величина имеет с ней одинаковое числовое значение? В каких единицах они измеряются?
6. Чему равно число всех возможных ионизационных потенциалов для данного атома и что является причиной увеличения их значений в ряду: $I_1 < I_2 < I_3 \dots$?
7. Как зависит величина ионизационного потенциала от значения для электрона главного квантового числа и чем эта зависимость обусловлена?
8. Как можно по экспериментально найденным ионизационным потенциалам установить наличие в атоме электронных слоев и число электронов, которые они содержат? Покажите это, пользуясь значениями этих величин для бериллия: $I_1=9,3$; $I_2=18,2$; $I_3=153,7$ и $I_4=217 \text{ эВ}$.

9. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы атомов: а) натрия и хлора, б) калия и криптона, в) бериллия и бария?

10. Что называют сродством атома к электрону? Для каких элементов эта величина имеет наибольшее положительное значение и для каких отрицательное значение? Какие экспериментальные данные указывают на невозможность существования многозарядных простых ионов?

11. Какой вывод можно сделать о свойствах элемента по значению для него ионизационного потенциала и сродства к электрону?

12. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью? Как по значению этой величины можно, судить о направлении смещения электронной плотности при образовании связей?

13. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и ионе?

14. Чему равна степень окисления натрия, кальция и хлора, если они находятся в виде свободных ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- , и хрома, если он находится в составе сложного иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$?

15. Какая степень окисления должна быть более характерна для элемента при высоких или низких значениях его ЭО?

16. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома.

К теме «Химическая связь»

Ковалентная связь.

1. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые её образуют? Покажите и объясните на примере молекулы H_2 , зная, что $r/\text{H}=0,053\text{нм}$, а $d/\text{H-H}=0,074\text{нм}$.

2. Почему максимальная ковалентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое состояние отсутствует?

3. В рамках теории ВС объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью её значения различаются на 2?

4. Для каких элементов, имеющих электронные конфигурации внешнего слоя атома $3s^2p^2$, $4s^2p^3$, $5s^2p^4$, $6s^1p^5$ характерны переменная чётная и переменная нечётная валентность?

5. На основании разности электроотрицательности атомов элементов укажите, как изменяется степень ионности связи в соединениях HF , HCl , HBr , HI ?

6. Как согласовать малую полярность связи в молекуле CO ($\mu = 3,33 \cdot 10^{-31}$ Кл·м) со значительным различием в ЭО С и О ЭО(С)=2,5; ЭО(О) = 3,5.

7. Установить пространственную структуру следующих молекул:

а) COS , COCl_2 , CF_4 , SiF_6^{2-} ;

б) NH_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} ;

в) H_2S , SCl_2 , SF_4 , SO_2F_2 ;

г) Cl_2O , ClO_3^- , ClO_4^- , IO_6^{5-} .

8. Покажите влияние неподелённых электронных пар /НП/ на форму молекул BrF_3 , SF_4 , JCl_4^- , JF_5 . Предскажите /экваториальное или аксиальное/ расположение НП.

Ионная связь.

1. Температура плавления $\text{CaCl}_2=780^\circ\text{C}$, $\text{CdCl}_2=560^\circ\text{C}$; радиус Са равен 0,104 нм, Cd—0,09 нм. Объяснить различие температур плавления.

2. При переходе от CsF к CsJ температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температуры плавления.

3. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl .

4. BaCl_2 в водных растворах диссоциирует полностью, а HgCl_2 почти не диссоциирует. Объясните это различие в свойствах солей.

5. Какое соединение термически более устойчиво: а) PbCO_3 и CaCO_3 , б) HgCl_4 и PbCl_4 , в) FeCl_3 и NiCl_3 , г) Zn(OH)_2 и Ca(OH)_2 , д) MgCO_3 и SrCO_3 .

Межмолекулярное взаимодействие.

1. Чем объясняется разность температур кипения азота ($-195,8^\circ\text{C}$), кислорода (-183°C) и фтора ($-187,9^\circ\text{C}$)? Почему намного отличается от них температура кипения хлора (-34°C)?

2. Чем объяснить разную энергию водородных связей.

3. Как и почему изменяется агрегатное состояние простых веществ при комнатной температуре в ряду фтор-йод. Какое агрегатное состояние должен иметь астат?

4. Чем объяснить, что температура плавления воды значительно выше температуры плавления фтороводорода (-83°C), хотя дипольный момент молекулы воды ($0,61 \cdot 10^{-29}$ Кл·м) меньше, чем молекулы HF ($0,636 \cdot 10^{-29}$ Кл·м).

К теме «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?

2. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $2\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В — 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2/\text{моль}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$. Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.

3. Разложение N_2O на поверхности золота при высоких температурах протекает по уравнению: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции равна $5 \cdot 10^{-4} \text{ л}/\text{моль} \cdot \text{мин}$ при 1173 К. Начальная концентрация N_2O 3,2 моль/л. Определите скорость реакции при заданной температуре в начальный момент и в тот момент, когда разложится 25 % N_2O .

4. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Начальные концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $\text{C}(\text{NO}) = 0,8$; $\text{C}(\text{O}_2) = 0,6$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а концентрацию оксида азота до 1,2 моль/л?

5. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ $K = 0,26$. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,28 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 . Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?

6. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л): $\text{C}(\text{Cl}_2) = 2,5$; $\text{C}(\text{CO}) = 1,8$; $\text{C}(\text{COCl}_2) = 3,2$.

7. Химическое равновесие реакции $\text{COCl}_2 = \text{CO} + \text{Cl}_2$ установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $\text{C}(\text{COCl}_2) = 10$; $\text{C}(\text{CO}) = 2$; $\text{C}(\text{Cl}_2) = 4$. В равновесную систему добавили хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

8. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равны (моль/л): $\text{C}(\text{кислоты}) = 0,02$; $\text{C}(\text{спирта}) = 0,32$; $\text{C}(\text{эфира}) = 0,08$; $\text{C}(\text{воды}) = 0,08$. Какими стали равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в 4 раза?

К теме «Основы термодинамики»

1. На какую величину отличается изменение энтальпии от изменения внутренней энергии системы? В каких случаях $\Delta H = \Delta U$ и $Q_V = Q_P$?

2. Зависит ли изменение энтальпии системы от температуры?

3. Какой закон является основным законом термохимии? Дайте его формулировку.
4. Перечислите следствия, вытекающие из закона Гесса. Для каких определений они используются в термохимических расчетах?
5. Какой функцией состояния характеризуется тенденция системы к достижению так называемого вероятного состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?
6. В изолированной системе все самопроизвольные процессы протекают в сторону увеличения беспорядка. Как изменяется при этом энтропия?
7. Как влияет на энтропию системы образование газообразных продуктов?
8. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, увеличении давления, фазовых переходах?
9. Какими одновременно действующими факторами определяется направленность химического процесса?
10. Что называют энергией Гиббса? Каким образом изменение этой величины (ΔG) указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания процесса? Какое значение ΔG определяет равновесное состояние системы?
11. При каком соотношении ΔH и $T\Delta S$: а) система находится в равновесии, б) химический процесс направлен в сторону экзотермической или эндотермической реакции?

К теме «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза»

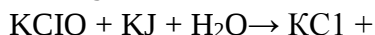
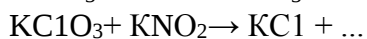
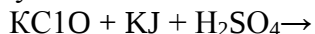
1. Какие вещества называют электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?
2. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения. Какую из них и почему называют постоянной величиной?
3. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры представителей этих групп.
4. Как и почему влияет на степень диссоциации слабого электролита введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?
5. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?
6. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза? Объясните.
7. Для растворов каких солей pH имеет такое же значение, как для воды? Покажите это на примере NaCl и $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
8. Какие из солей не подвергаются гидролизу, и если подвергаются, то по какому типу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , KClO_3 , HCOOK , NaClO_4 , KBrO ?
9. Для какой соли pH раствора будет иметь большее значение: NaNO_3 или NaNO_2 , CH_3COOK или $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO или KClO_3 ?
10. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется интенсивность гидролиза от первой ступени к последней?
11. Что называют константой гидролиза K_2 . Зависит ли эта величина от: природы соли, концентрации раствора, температуры? Чем определяется большее или меньшее значение K_2 для различных солей?
12. Какую реакцию (кислую, нейтральную или щелочную) имеет раствор соли, образованной: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) слабым основанием и сильной кислотой? Привести примеры.

К теме «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

1. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой и сколько их должно участвовать в окислительно-восстановительной реакции? Чему соответствует каждая из них?

2. Что называют окислительно-восстановительными коэффициентами? Какие методы существуют для их определения? Покажите сущность каждого и объясните, в каких случаях и почему один из них предпочтительнее другого.

3. Напишите уравнения полуреакций и ионно-молекулярные уравнения, которыми могут быть выражены процессы окисления и восстановления в водных растворах, идущих по следующим схемам:



4. Покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций на примере изменения окислительной емкости перманганат-иона.

Электродные потенциалы и направление окислительно-восстановительных реакций

1. Какие окислительно-восстановительные системы называют гетеро- и гомогенными? Что является причиной возникновения скачка потенциала в системах первого типа? Удастся ли экспериментально определить его абсолютное значение, относительное значение?

2. Чем должны отличаться друг от друга две окислительно-восстановительные системы для того, чтобы их можно было использовать при составлении гальванического элемента?

3. По какой формуле можно найти электродный потенциал металла при любых температуре и концентрации раствора его соли, если для него известно значение φ° ? При каких условиях $\varphi = \varphi^\circ$?

4. Какие изменения концентраций растворов солей на электроде-окислителе и электроде-восстановителе приводят к увеличению и уменьшению ЭДС?

Электролиз.

1. Какие электрохимические процессы протекают на электродах при электролизе расплавов электролитов? Приведите примеры.

2. Из каких процессов складывается общая реакция электрохимического разложения вещества?

3. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Дайте формулировку законов Фарадея и их математические выражения. Что называют числом Фарадея F ? Чему равна эта величина в кулонах и ампер-часах?

К теме «Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»

1. Рассмотрите зависимость атомного радиуса, энергии ионизации и сродства к электрону атомов элементов VIIA, VIA или VA группы от их атомного номера.

2. Каковы степени окисления атомов этих элементов, и какая степень окисления наиболее устойчива для каждого из них?

3. Используя теорию МВС, объясните, как образуются связи в молекулах простых веществ. Как изменяется структура простых веществ?

4. Как изменяется агрегатное состояние неметаллов? Почему?

5. Как изменяется окислительно-восстановительная активность в ряду неметаллов?

6. Водородные соединения неметаллов. Их кислотно-основные и

окислительно-восстановительные свойства.

7. Оксиды неметаллов. Способы получения. Свойства.
8. Гидроксиды неметаллов. Способы получения. Свойства.
9. Положение в периодической системе. Строение атомов металлов.
10. Металлическая связь. Общие физические и химические свойства металлов.
11. Соединения металлов главных подгрупп. Оксиды. Способы получения.

Свойства.

12. Гидроксиды металлов. Способы получения. Свойства.
13. Особенности металлов побочных подгрупп.
14. Общая характеристика электронных структур атомов d-элементов.

Закономерности в изменении свойств атомов.

15. Соединения металлов побочных подгрупп. Оксиды. Способы получения.

Свойства. Зависимость кислотно-основных свойств от степени окисления элемента.

16. Гидроксиды металлов побочных подгрупп. Способы получения. Свойства.

Примерный комплект заданий для контрольных работ по дисциплине «Химия»

**Тема «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение»,
«Классификация и номенклатура неорганических соединений», «Строение атома.
Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.
Менделеева», «Химическая связь»**

Вариант № 1

1. 1г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и Ме, зная, что эквивалентная масса серы 16,0 г/моль.
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \xrightarrow[1200^\circ\text{C}]{\text{SiO}_2 + \text{C}} \text{A} \xrightarrow[t^\circ\text{C}]{\text{Ca}} \text{B} \xrightarrow{\text{HCl}} \text{C} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{D} \xrightarrow{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \text{E}$$
3. Напишите графические формулы соединений и дайте их названия: H_2O_2 , SnO_2 , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{NaNH}_2\text{AsO}_4$.
4. Какой объем кислорода следует добавить к 1 м³ воздуха (21% O_2), чтобы содержание в нем кислорода повысилось до 25%.
5. Для скольких АО сумма $n+l=8$? Есть ли такие орбитали у элементов периодической системы? Атомы, каких элементов имеют наибольшее значение суммы $n+l$?
6. Напишите электронно-графические формулы: Cr, Cl^{+5} , Te^{-2} , Tb.
7. Напишите электронные формулы еще неоткрытых элементов №108,
8. Установите пространственную структуру следующих молекул и ионов, определив орбитали центрального атома и их тип гибридизации: NF_3 , NO_2^- , PH_3 , PO_4^{3-} .
9. Чем объяснить значительно более высокие $T_{\text{пл}}$ и $T_{\text{к}}$ воды и плавиковой кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?

Вариант № 2

1. Определите массу серы, образующейся при взаимодействии сероводорода количеством вещества эквивалента 0,01 моль с избытком концентрированной HNO_3
2. Напишите уравнения реакций, соответствующих следующей схеме:
$$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{X}_1 \longrightarrow \text{FeCl}_2 \longrightarrow \text{X}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 \longleftarrow \text{X}_3 \longrightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$
3. Составьте формулы (эмпирические графические) всех возможных солей образованных гидроксидом магния и хромовой кислотой. Дайте названия солям.
4. К 50 мл смеси в 2-х оксидах углерода добавили 100 мл кислорода и подожгли. В результате реакции общий объем газов уменьшился на 10 %. Все объемы

газов измерялись при одинаковых условиях. Определите объемный состав исходной смеси.

5. Укажите значение квантовых чисел для внешних электронов в атомах элементов с порядковым номером 11, 14, 20, 23, 33.
6. Напишите электронно-графические формулы: Pd, Zr^{+2} , S^{-2} , Fm.
7. Сколь связей у атома серы в молекуле SO_2Cl_2 , у углерода в молекуле $COCl_2$; как это согласуется с типом гибридизации?
8. Какая молекула может существовать и почему? ClF_3 , FCl_3 , BrI_3 , IBr_3 .
9. Энергия ионизации при последовательном отрыве электрона от атомов Mg составляет: $E_1=733$, $E_2=1447$ и $E_3=7718$ кДж/моль. Чем объяснить резкое возрастание E_3 ?

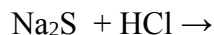
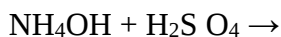
Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие», «Основы термодинамики», «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза», «Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы»

Вариант № 1

1. Как изменится скорость реакции $2NO_{(г)} + O_2 \rightleftharpoons 2NO_{2(г)}$, если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в три раза?
2. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .
3. Какой объем 0,2 н раствора щелочи потребуется для осаждения в виде гидроксида железа (III) всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н раствора хлорида железа (III).
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:
 $AgNO_3 + K_2S \rightarrow$ $K_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $NH_4OH + HCN \rightarrow$ $Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow$
5. Написать гидролиз солей $AlCl_3$, $(NH_4)_3PO_4$, $Cu(CH_3COO)_2$, KI, $Ba(NO_3)_2$.
6. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:
 $K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \dots$
 $Na_2S_2O_3 + KOCl \rightarrow$
 $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + \dots$
7. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции $HAsO_2 + I_2 + 2H_2O = H_3AsO_4 + 2I^- + 2H^+$.
8. Определите стандартную энтальпию образования PH_3 , исходя из уравнения:
 $2PH_3(г) + 4O_2(г) = P_2O_3(к) + 3H_2O(ж)$ $\Delta H^\circ = -2360 \text{ кДж}$
9. Произведение растворимости $SrSO_4$ равно $2,8 \cdot 10^{-7}$. вычислить растворимость этой соли в молях на литр.
10. Во сколько раз растворимость CaC_2O_4 в 0,01М растворе $(NH_4)_2C_2O_4$ меньше растворимости его в чистой воде?

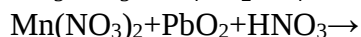
Вариант № 2

1. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
2. В начальный момент протекания реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации были равны (моль/л): $c(N_2) = 1,5$; $c(H_2) = 2,5$; $c(NH_3) = 0$. Каковы концентрации азота и водорода при концентрации аммиака 0,5 моль/л?
3. Какой объем 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 л 0,25 н раствора?
4. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде:



5. Написать гидролиз солей FeBr_2 , $\text{Ca}(\text{HS})_2$, KClO_4 , CuCl_2 , NaNO_3 .

6. Напишите уравнения реакций, и подобрать коэффициенты электронно-ионным методом:



7. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции
 $3\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{BrO}_3^- = 3\text{N}_2 + 2\text{Br}^- + 6\text{H}_2\text{O}$.

8. Исходя из теплового эффекта реакции:

$3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к})$ $\Delta H^\circ = -739 \text{ кДж}$, определить ΔH° образования ортофосфата кальция.

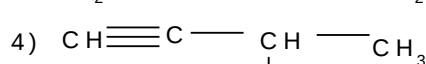
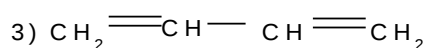
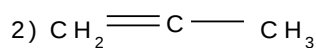
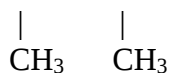
9. Произведение растворимости $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ равно $1,5 \cdot 10^{-32}$. вычислить растворимость этой соли в граммах на литр.

10. Растворимость AgI при $t = 25^\circ\text{C}$ равна $2,865 \cdot 10^{-6} \text{ г/л}$. Вычислите произведение растворимости AgI .

Тема «Валентные состояния атома углерода. Сравнительная характеристика алканов, алкенов, алкинов, алкадиенов. Механизмы радикального замещения и электрофильного присоединения», «Ароматическая связь. Механизм электрофильного замещения. Взаимное влияние атомов в молекулах гомологов бензола на химические свойства соединений»

Вариант 1

1. Дайте названия по систематической номенклатуре следующим соединениям:



2. Приведите структурные формулы следующих соединений: 2,3,5-триметилгексан; 3-метилпентен-1; 4-этилгексен-2; 2-метилбутадиен-1,3

3. Изобразите структурные формулы всех изомерных алканов состава C_6H_{14} . Укажите в них первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Назовите все соединения.

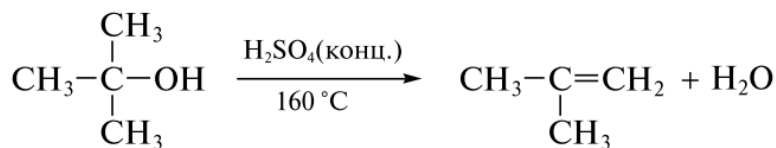
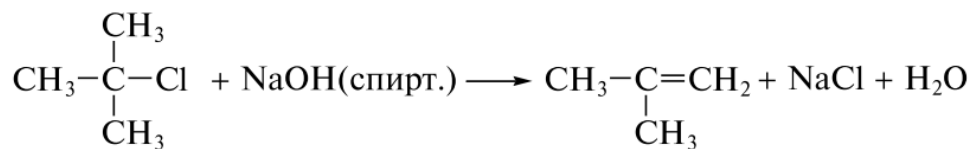
4. Осуществите химические превращения согласно схемам:

Метан $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ этан $\rightarrow$ хлорэтан $\rightarrow$ этилен

Укажите условия протекания реакций.

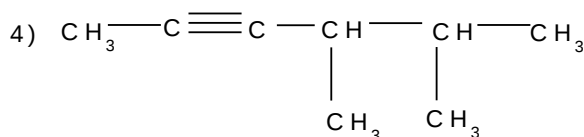
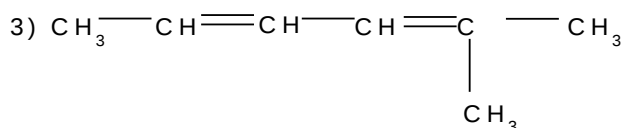
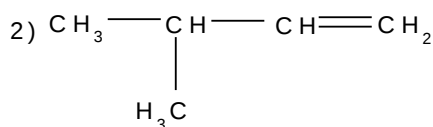
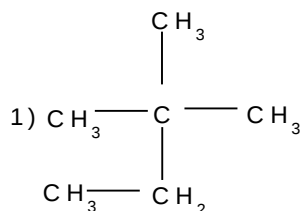
5. На хлорирование 2016 мл (н.у.) метана затрачено 0.10 моль хлора. Определите количество (моль) продуктов хлорирования.

6. Определите, по какому механизму протекают следующие реакции:



Вариант 2

1. Дайте названия по систематической номенклатуре следующим соединениям:



2. Приведите структурные формулы следующих соединений: 2,2,3,3-тетрамилбутан; 4,6-диметил-3-этилгептен-3; 4-метил-4-этилгексин-2; 2,3-диметилпентадиен-1,4.

3. Изобразите структурные формулы всех изомерных алкенов состава C_6H_{12} . Укажите в них первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Назовите все соединения.

4. Осуществите химические превращения согласно схемам:

Карбид кальция $\rightarrow$ ацетилен $\rightarrow$ ацетиленид серебра

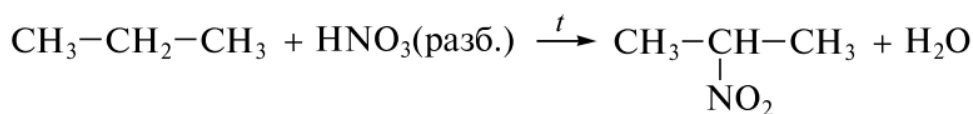
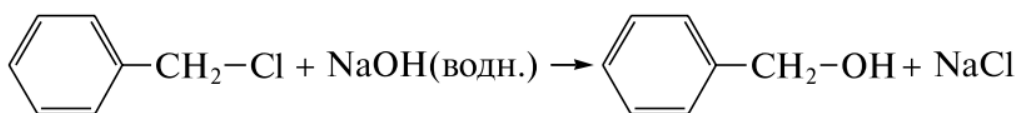
↓

оксид углерода

Укажите условия протекания реакций.

5. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для каталитического гидрирования 40 г смеси гексена и пентена? Массовая доля гексена в смеси составляет 42%.

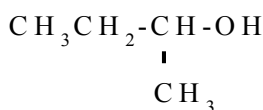
6. Определите, по какому механизму протекают следующие реакции:



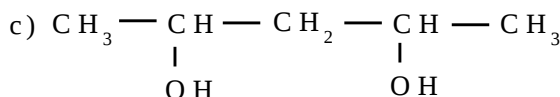
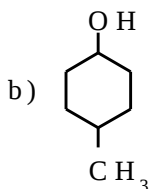
Тема «Спирты и фенолы. Сравнительный анализ строения и свойств»

Вариант 1.

1. Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК:



a)



2. Получите двумя способами пентанол-1. Напишите все возможные изомеры данного соединения.

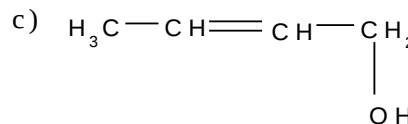
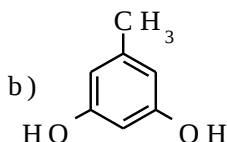
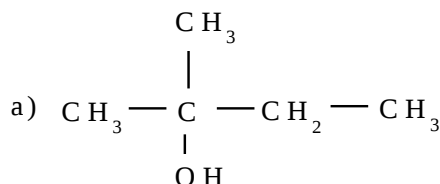
3. Осуществите превращения: метан $\rightarrow$ хлорметан $\rightarrow$ метанол $\rightarrow$ формальдегид. Укажите условия протекания реакций.

4. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2-метилпентанол-3, 3-этилгексанол-3, бутен-2-ол-1, этенол.

5. Какой объем 9,4%-ного раствора фенола в бензоле ($\rho=0,9$ г/мл) должен прореагировать с Na, чтобы выделившегося водорода хватило на полное каталитическое гидрирование 1,12 л ацетилена (н.у.)?

Вариант 2.

1. Назовите соединения по номенклатуре ИЮПАК:



2. Получите двумя способами гексанол-1. Напишите все возможные изомеры данного соединения.

3. Осуществите превращения:

ацетилен $\rightarrow$ этилен $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ хлорэтан $\rightarrow$ этанол $\rightarrow$ диэтиловый эфир. Укажите условия протекания реакций.

4. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3-диметилбутанол-2, 2,2,4-триметилпентанол-3, 2,5-диметилгексен-2-ол-1, о-крезол.

5. Какой объем раствора перманганата калия ($\rho=1,08$ г/мл) с массовой долей 40% потребуется для получения из 8,96 л (н.у.) этилена соответствующего гликоля? Реакция протекает в щелочной среде.

Тема «Альдегиды, кетоны, реакции нуклеофильного присоединения, окислительно-восстановительные реакции», «Карбоновые кислоты. Окси-, кето-, дикарбоновые кислоты. Оптическая изомерия»

Вариант 1

1. Напишите структурные формулы следующих веществ:
 - 1) 5-метилгексен-2-аль;
 - 2) 4-метил-4-гидроксипентанон-2;
 - 3) 4-гидроксигептанон-2;
 - 4) 2,3-диметилпентанон-3;
 - 5) 3,3,4-триметилпентанон-2.
2. Сколько изомерных карбоновых кислот соответствует формуле $C_6H_{10}O_2$? Напишите их структурные формулы и назовите их по систематической номенклатуре.
3. Приведите структурные формулы карбоновых кислот:
 - 1) 2,3-диметилпентановая кислота;
 - 2) пропеновая кислота;
 - 3) бутен-2-овая кислота;
 - 4) пропионовая кислота;
 - 5) уксусная кислота.
4. Осуществите цепочку превращений, укажите условия проведения реакций:
этанол $\rightarrow$ этаналь $\rightarrow$ уксусная кислота $\rightarrow$ ацетат кальция
5. При взаимодействии 13,8 г этанола с 28 г оксида меди(II) получено 9,24 г альдегида. Определите выход продукта реакции.

Вариант 2

1. Напишите структурные формулы следующих веществ:
 - 1) ацетон;
 - 2) 4-гидроксипентанон-2;
 - 3) 3-метил-4-гидроксипентанон-2;
 - 4) 3,3-диметилбутаналь;
 - 5) гексаналь.
2. Сколько изомерных карбоновых кислот соответствует формуле $C_5H_{10}O_2$? Напишите их структурные формулы и назовите их по систематической номенклатуре.
3. Приведите структурные формулы карбоновых кислот:
 - 1) 3,4,4,5-тетраметилгексановая кислота;
 - 2) 2,2-диметилпропановая кислота;
 - 3) бутен-3-овая кислота;
 - 4) 2-хлорпропановая кислота;
 - 5) капроновая кислота.
4. Осуществите цепочку превращений, укажите условия проведения реакций:
пропанол $\rightarrow$ пропановая кислота $\rightarrow$ пропионат натрия $\rightarrow$ этан
5. Какое количество вещества (в молях) и сколько (в граммах) получится каждого продукта при проведении следующих превращений: бромэтан – этанол – этановая кислота, если бромэтан был взят массой 218 г.

Тема «Основы термодинамики», «Термодинамика растворов»

Вариант 1

1. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа.
2. Теплота сгорания этана $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -1560$ кДж/моль. Вычислить теплоту образования этана, если известно, что теплота образования воды и CO_2 соответственно равна $\Delta H^0_{H_2O(ж)} = -286,2$ кДж/моль и $\Delta H^0_{CO_2} = -393,5$ кДж/моль.

3. Исходя из теплот сгорания метана ($\Delta H^0_{\text{сгор}} = -890$ кДж/моль) и водорода ($\Delta H^0_{\text{сгор}} = -286$ кДж/моль) вычислить теплотворную способность газа, содержащего 60% H_2 и 40% CH_4 .

Вариант 2

1. Первый закон термодинамики.
2. Теплота сгорания этана $\Delta H^0_{\text{сгор}} = -1560$ кДж/моль. Вычислить теплоту образования этана, если известно, что теплота образования воды и CO_2 соответственно равна $\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O(ж)}} = -286,2$ кДж/моль и $\Delta H^0_{\text{CO}_2} = -393,5$ кДж/моль.
3. Исходя из теплот сгорания метана ($\Delta H^0_{\text{сгор}} = -890$ кДж/моль) и водорода ($\Delta H^0_{\text{сгор}} = -286$ кДж/моль) вычислить теплотворную способность газа, содержащего 60% H_2 и 40% CH_4 .

Примерные варианты тестовых заданий

Тема «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»

Вариант № 1

1. Фактор эквивалентности соли
 - 1) 1/основность
 - 2) 1/число катионов * валентность катионов
 - 3) 1/кислотность
 - 4) 1/число атомов элемента * валентность элемента

2. Плотность газа по гелию равна 11, плотность газа по неону
 - 1) 2,2
 - 2) 1,1
 - 3) 20
 - 4) 44

3. При сгорании $4 \cdot 10^{-6}$ кг углерода число молекул CO_2 равно
 - 1) $2 \cdot 10^{21}$
 - 2) $2 \cdot 10^{20}$
 - 3) $2 \cdot 10^{22}$
 - 4) $2 \cdot 10^{23}$

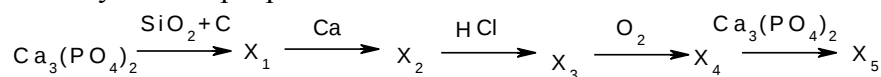
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) BaCl_2 и NaNO_3
- 2) BaCl_2 и NaBr
- 3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KI
- 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4

5. Одновременно в растворе могут находиться ионы

- 1) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^-
- 2) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^-
- 3) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-}
- 4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}

6. В результате следующих превращений



образуется конечный продукт X_5

- 1) $\text{Ca}(\text{HPO}_4)_2$
- 2) CaHPO_4
- 3) $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

- | | |
|---------------------|--|
| 1: азотная кислота | А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка |
| 2: гидроксид натрия | Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка |
| 3: соляная кислота | В: взаимодействие с серой при нагревании |
| 4: сульфат алюминия | Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода |

8. Гидрид одновалентного металла содержит 12,5% водорода по массе.

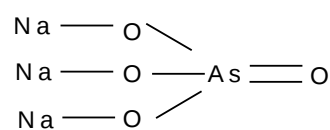
- 1) серебро
- 2) натрий
- 3) литий
- 4) золото

9. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

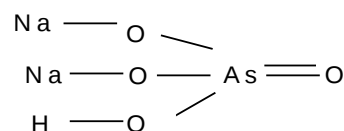
- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

10. Установить соответствие между веществом и названием

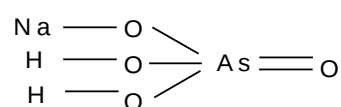
1:



2:



3:



А: гидроарсенат натрия

Б: дигидроарсенат натрия

В: арсенат натрия

Вариант № 2

1. Фактор эквивалентности кислоты

- 1) 1/кислотность 3) 1/число атомов элемента * валентность элемента
2) 1/основность 4) 1/число катионов * валентность катионов

2. Масса (в граммах) 0,25 моль оксида лития

- 1) 5,75 2) 6,2 3) 7,5 4) 9,25

3. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди (II)

- 1) 0,3 2) 3,35 3) 0,2 4) 5

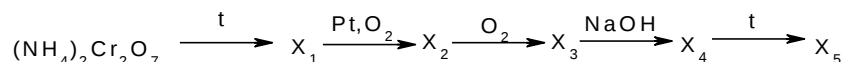
4. Одновременно не могут находиться в растворе вещества набора

- 1) Na_2SO_4 и HCl 2) NaOH и H_2SO_4
3) NaCl и H_2SO_4 4) NaOH и K_2SO_4

5. Диоксид углерода может реагировать с веществами набора

- 1) CaO , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ раствор, HNO_3 2) Na_2CO_3 раствор, Mg , C (кокс)
3) KOH , H_2SO_4 , раствор BaCl_2 4) CuSO_4 , NH_3 , NaOH

6. В результате следующих превращений



образуется конечный продукт X_5

- 1) NaNO_2 2) NO_2 3) Na_2O 4) NO

7. Установить соответствие между веществом и свойствами

- | | |
|---------------------|--|
| 1: азотная кислота | А: взаимодействие с солями меди с образованием осадка |
| 2: гидроксид натрия | Б: взаимодействие с солями бария с образованием осадка |
| 3: соляная кислота | В: взаимодействие с серой при нагревании |
| 4: сульфат алюминия | Г: взаимодействие с цинком с образованием водорода |

8. Один моль воды при н.у. занимает объем

- 1) 18 мл 2) 118 л 3) 22,4 л 4) 22,4 мл

9. Количество возможных солей образованных H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$

- 1) 4 2) 1 3) 2 4) 3 5) 5

10. Установить соответствие между веществом и способом его распознавания

- | | |
|-------------------|--|
| 1: углекислый газ | А: возгорание тлеющей лучины |
| 2: аммиак | Б: возгорание с характерным звуком |
| 3: кислород | В: помутнение известковой воды |
| 4: водород | Г: изменение окраски влажной индикаторной бумаги |

Тема «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»

Вариант № 1

1. Изoeлектронные атомы и ионы

- | | |
|--|-----------------------------------|
| 1) Fe^{2+} , Co^{3+} | 2) Co , Ni^{2+} |
| 3) Fe^{2+} , Fe^{3+} | 4) Co^{2+} , Mn |

2. Электронная емкость f -подуровня

- 1) 14 2) 6 3) 18 4) 10

3. Энергия сродства к электрону в периоде

- | | |
|------------------|------------------------|
| 1) не изменяется | 2) уменьшается |
| 3) увеличивается | 4) остаются постоянной |

4. Разрешенный набор квантовых чисел электрона

- | | |
|---------------------------|--------------------------|
| 1) $n = 3, l = 0, m = 1$ | 2) $n = 2, l = 1, m = 0$ |
| 3) $n = 3, l = 2, m = -1$ | 4) $n = 3, l = 2, m = 3$ |

5. Наименьший радиус имеет ион

- 1) Cs^- 2) Ba^{2+} 3) Te^{2-} 4) I^-

6. Модель атома, созданная Э.Резерфордом называется # # #

7. Число уровней у атома определяется # # # квантовым числом

8. Энергия отрыва электрона от атома называется энергией # # #

9. Если электрон делает выбор между 4d и 5s атомной орбиталью, то атом содержит # # # электронов

10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

- | | |
|-------------------------------|--------------------|
| 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ | А: Na^+ |
| 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ | Б: N |
| 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ | В: S^{2-} |
| 4: $1s^2 2s^2 2p^3$ | Г: Al |

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

- А: 5s Б: 4d В: 3d Г: 5p Д: 6s Е: 4p

Вариант № 2

1. Изoeлектронные атомы и ионы

- 1) Fe^{2+} , Co^{3+} 2) Co , Ni^{2+}
3) Fe^{2+} , Fe^{3+} 4) Co^{2+} , Mn

2. Набор квантовых чисел $n = 3, l = 1, s = \pm 1/2$ имеет

- 1) Si 2) Al 3) Cl 4) S 5) P

3. Одинаковое количество электронов у ионов

- 1) Ba^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+} 2) Ba^{2+} , I^- , Te^{2-}
3) Hg^{2+} , I^- , Sn^{4+} 4) I^- , Cd^{2+} , Sn^{4+}

4. Электронная емкость g -подуровня

- 1) 6 2) 14 3) 10 4) 18

5. Энергия ионизации в группе

- 1) не изменяется
2) увеличивается
3) уменьшается
4) остаются постоянной

6. Атомные орбитали дают сумму $n + l = 9$

- 1) 6f, 7d, 8p
2) 5f, 7p, 8s
3) 4f, 5d, 6p
4) 4d, 5p, 6s

7. Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии # # #

8. Энергия ионизации атома Са (эВ): $I_1 = 6,113$; $I_2 = 11,871$; $I_3 = 51, 21$. третья энергия ионизации резко возрастает из-за отрыва $\#\ \#\ \#$ электрона

9. Число орбиталей у атома определяется # # # квантовым числом

10. Установить соответствие между электронными конфигурациями и химическими частицами

- 1: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^5$ A: F^-
- 2: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ B: C
- 3: $1s^2 2s^2 2p^6$ B: Fe^{+3}
- 4: $1s^2 2s^2 2p^2$ Γ: Cr

11. Расположить в правильной последовательности заполнения энергетических подуровней в атомах

- A:6p Б:7s В:6s Г:4f Д:5f Е:6d Ж:5d

Тема «Химическая связь»

Вариант № 1

1. В ряду водородных соединений элементов VI A группы: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$ полярность связи Э – Н

- 1) увеличивается
- 2) не изменяется
- 3) уменьшается
- 4) сначала уменьшается, потом увеличивается

2. Только ковалентная связь имеет место в соединении с формулой

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 2) NH_4NO_3
3) H_2SO_4 4) Li_2CO_3

3. Атом углерода в возбужденном состоянии образует

- 1) четыре ковалентные связи, за счет четырех неспаренных электронов
- 2) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 3) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

4. Вещество, которое не могут образовывать водородную связь

- 1) H_2O 2) HF 3) NH_3 4) HI

5. sp^3 гибридизация реализуется полностью

- 1) SO_2 2) CH_4 3) SO_3 4) ClO^-

6. Установить соответствие между физическими свойствами и типами кристаллических решеток

- 1: ковкость
2: низкая температура кипения
3: высокая твердость
4: электрическая проводимость раствора
А: атомная
Б: металлическая
В: ионная
Г: молекулярная

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой или частицей

- | | |
|----------------------|----------------------------------|
| 1: sp | A: BeCl ₂ |
| 2: sp ² | Б: CO ₃ ²⁻ |
| 3: sp ³ | В: NF ₃ |
| 4: sp ³ d | Г: PF ₅ |
| | Д: SF ₆ |
| | Е: XeF ₆ |

Вариант № 2

1. Вещество с ионной связью имеет формулу

- 1) KBr 2) SO₃ 3) CH₄ 4) HCl

2. Атом углерода в невозбужденном состоянии образует

- 1) ни одной, атом углерода в невозбужденном состоянии химических связей не образует
- 2) четыре ковалентные связи, так как валентность углерода всегда равна IV
- 3) три связи, за счет двух неспаренных электронов и неподеленной электронной пары
- 4) две связи, за счет двух неспаренных электронов

3. Атомная кристаллическая решетка характерна для

- 1) алюминия и карбида кремния
- 2) серы и йода
- 3) оксида кремния и хлорида калия
- 4) алмаза и бора

4. sp^2 гибридизация реализуется полностью

- 1) SO_2 2) SO_3 3) CH_4 4) ClO^- 5) ClO_2^-

5. Установить соответствие между веществами и видами химической связи в них

- | | |
|--------------------|---------------------------|
| 1: вольфрам | А: ковалентная полярная |
| 2: алмаз | Б: ковалентная неполярная |
| 3: аммиак | В: металлическая |
| 4: поваренная соль | Г: ионная |

6. Установить соответствие между веществами и типами кристаллических решеток

- | | |
|-------------------|------------------|
| 1: углекислый газ | А: ионная |
| 2: карборунд | Б: молекулярная |
| 3: никель | В: металлическая |
| 4: ацетат натрия | Г: атомная |

7. Установить соответствие между гибридизацией и молекулой

- | | |
|--------------|-------------|
| 1: sp^3 | А: OF_2 |
| 2: sp^2 | Б: BF_3 |
| 3: sp^3d^2 | В: SF_6 |
| 4: sp^3d | Г: SF_4 |
| | Д: $BeCl_2$ |
| | Е: XeF_6 |

Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Основы термодинамики»

Вариант № 1

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$ при увеличении давления в 3 раза

- 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз

2. При температуре $90^\circ C$ реакция протекает 1 мин. При какой температуре реакция закончится за 1ч 21мин, если температурный коэффициент равен 3

- 1) $50^\circ C$ 2) $40^\circ C$ 3) $60^\circ C$ 4) $150^\circ C$ 5) $140^\circ C$

3. Химическое равновесие реакции $S_{8(г)} + 16HI_{(г)} = 8I_{2(г)} + 8H_2S_{(г)} - Q$ сместится вправо при понижении

- 1) концентрации H_2S 2) концентрации HI
3) давления 4) температуры

4. Химическое равновесие реакции $Zr_{(г)} + 2Cl_{2(г)} = ZrCl_{4(г)} + Q$ смещается вправо при

- 1) повышении давления 2) повышении концентрации $ZrCl_4$
3) дополнительном введении Zr 4) повышении температуры

5. В гомогенной системе $3A_{(г)} + B_{(г)} = 2C_{(г)} + D_{(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: А – 0,03; В – 0,02; С – 0,004. Исходная концентрация вещества А (моль/л) равна

- 1) 0,036 2) 0,002 3) 0,024 4) 0,026 5) 0,030

6. Из 2 моль CO и 2 моль Cl_2 образовалось при некоторой температуре 0,45 моль $COCl_2$. Константа равновесия реакции $CO + Cl_2 = COCl_{2(г)}$

- 1) 0,19 2) 0,09 3) 0,12 4) 0,21

7. Стандартная теплота образования MgO (к) и CO_2 (г) соответственно равна -601,8 и -393,5 кДж/моль. Теплота разложения $MgCO_3$ на MgO и CO_2 $\Delta H = 100,7$ кДж/моль. Теплота образования $MgCO_3$

- 1) -1096 кДж/моль. 2) -1006 кДж/моль.
3) -996 кДж/моль. 4) -876 кДж/моль.

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при разложении химического соединения количеством 1 моль на простые вещества называется # # #

9. Если скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, то наступает химическое # # #

10. Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом # # #

Вариант № 2

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(т)}$ при увеличении давления в 3 раза

- 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз 5) не изменится

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции при нагревании от 75°C до 115°C, если температурный коэффициент равен 2

- 1) в 2 раз 2) в 4 раз 3) в 8 раз 4) не изменится 5) в 16 раз

3. При повышении давления химическое равновесие смещается вправо

- 1) $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ 2) $\text{C}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$
3) $2\text{NF}_{3(г)} + 3\text{H}_{2(г)} = 6\text{HF}_{(г)} + \text{N}_{2(г)}$ 4) $\text{CH}_{4(г)} + 4\text{S}_{(т)} = \text{CS}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{S}_{(г)}$

4. Химическое равновесие реакции $4\text{FeS}_{2(т)} + 11\text{O}_{2(г)} = 8\text{SO}_{2(г)} + 2\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)} + Q$ сместится вправо при

- 1) повышении давления 2) повышении концентрации SO_2
3) дополнительном введении Fe_2O_3 4) дополнительном введении FeS_2

5. В гомогенной системе $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HI} - 0,02$; $\text{I}_2 - 0,05$; $\text{H}_2 - 0,03$. Исходная концентрация водорода (моль/л) равна

- 1) 0,04 2) 0,01 3) 0,02 4) 0,03 5) 0,05

6. В гомогенной системе $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$ равновесные концентрации веществ (моль/л) составили: $\text{HCl} - 0,85$; $\text{O}_2 - 0,44$; $\text{Cl}_2 - 0,3$. Исходная концентрация кислорода (моль/л) равна

- 1) 0,59 2) 0,49 3) 0,69 4) 0,79 5) 0,89

7. При сжигании графита образовался оксид углерода (IV) массой 8,86 г. Тепловой эффект реакции $\Delta H = -79,2$ кДж. Теплота образования CO_2 # # #

- 1) -393,3 кДж/моль 2) -358,4 кДж/моль
3) -335,5 кДж/моль 4) -326,4 кДж/моль

8. Теплота, которая поглощается или выделяется при образовании химического соединения количеством вещества 1 моль из простых веществ при заданных условиях называется # # #

9. Смещение химического равновесия определяется принципом # # #

10. Минимальная избыточная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной называется # # #

Тема «Растворы. Закон действия масс, гомогенные и гетерогенные процессы и процессы гидролиза»

Вариант № 1

1. Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Концентрация полученного раствора
 1) 24 2) 12 3) 36 4) 48
2. Для получения 9%-ного раствора соляной кислоты надо растворить 67,2 л HCl в воде массой
 1) 1,107 кг 2) 0,505 кг 3) 0,987 кг 4) 1,227 кг
3. Уравнению $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$ соответствует взаимодействие
 1) AgNO_3 с Na_3PO_4 2) Ag_2O с H_3PO_4
 3) AgNO_3 с H_3PO_4 4) AgCl с Na_3PO_4
4. Кислотность растворов солей с одинаковой молярной концентрацией увеличивается в ряду
 1) нитрат калия, силикат калия
 2) бромид кальция, бромид алюминия
 3) хлорид калия, фторид калия
 4) хлорид лития, хлорид калия
5. Хлорид бария массой 41,6 г растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Степень диссоциации хлорида бария
 1) 87,5% 2) 17,5% 3) 57,1% 4) 96%
6. Если концентрация раствора гидроксида аммония равна 0,1М и $K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$, то его степень ионизации ($\alpha_{\text{ион}}$) составит
 1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$
7. Если концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ и ацетат-ионов $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ в 0,1М растворе уксусной кислоты равна 0,00132 моль/л, то ее константа ионизации
 1) $1,74 \cdot 10^{-5}$ 2) $1,76 \cdot 10^{-4}$ 3) $1,78 \cdot 10^{-4}$ 4) $1,74 \cdot 10^{-4}$
8. Концентрацию ионов водорода в растворе при pH = 4,32 равна
 1) $4,78 \cdot 10^{-4}$ 2) $4,76 \cdot 10^{-5}$ 3) $4,74 \cdot 10^{-5}$ 4) $4,74 \cdot 10^{-5}$
9. Какие уравнения электролитической диссоциации записаны неверно:
 1) $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3^+ + \text{COOH}^-$; 2) $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$;
 3) $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$; 4) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCl}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{CaCl}^+ \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^-$.
10. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, могут находиться в растворе совместно в значительных количествах:
 1) H^+ и OH^- ; 3) Ag^+ и Cl^- ;
 2) K^+ и SO_4^{2-} ; 4) Ba^{2+} и NO_3^- .

Вариант № 2

1. К 100 мл 96%-ной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) прибавили 400мл воды, получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Молярная концентрация раствора
 1) 3,78 М 2) 2,21 М 3) 2,57 М 4) 4,02 М
2. Из 400 г 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Массовая доля вещества в оставшемся растворе
 1) 8,6 % 2) 6,3 % 3) 7,4 % 4) 9,5 %

1) FeCl_3 c KOH
2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ c $\text{Ba}(\text{OH})_2$
3) FeSO_4 c NaOH
4) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ c HCl

1) карбонат натрия, иодид натрия
2) сульфит калия, сульфид натрия
3) нитрит натрия, нитрат натрия
4) хлорид лития, хлорид аммония

1) 0,135 моль 2) 0,15 моль 3) 0,167 моль 4) 1,67 моль

1) $7,6 \cdot 10^{-2}$ 2) $8,6 \cdot 10^{-2}$ 3) $8,6 \cdot 10^{-3}$ 4) $7,6 \cdot 10^{-3}$

1) $1,3 \cdot 10^{-2}$ 2) $1,5 \cdot 10^{-2}$ 3) $1,3 \cdot 10^{-3}$ 4) $1,5 \cdot 10^{-3}$

1) 1,69 2) 1,76 3) 1,78 4) 1,65

1) Ag^+ и NO_3^- ; 3) HCO_3^- и OH^- ;
2) Ca^{2+} и Cl^- ; 4) CO_3^{2-} и H^+ .

1) $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow$; 3) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$;
2) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$.

- 1) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$
- 3) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$

$$\begin{array}{ll} 1) \text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2 & 2) \text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag} \\ 3) \text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S} & 4) \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2 \end{array}$$

1) 8 2) 7 3) 9 4) 10

4. УСТАНОВИТЬ СООТВЕТСТВИЕ

- | | |
|---|---------------------------------|
| 1: продукты электролиза расплава CuCl_2 | А: Cu и Cl_2 |
| 2: продукты электролиза раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | Б: Cu и O_2 |
| 3: продукты электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | В: H_2 и O_2 |
| | Г: Ca и O_2 |
| | Д: H_2 и Cl_2 |

5. В процессе электролиза раствора NaCl , при силе тока 5А за 85 мин на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до десятых)

6. Для окисления в кислой среде 0,05 л 0,2 М NaNO_2 потребуется 0,25 н раствор KMnO_4 объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Исходя из реакции $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$, где 1 л раствора содержится 10 г HClO_4 , нормальность HClO_4 равна # # # моль/л (округлить до десятых)

Вариант № 2

1. Реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

- 1) $\text{KClO}_3 = \text{O}_2 + \text{KCl}$
- 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HNO}_2 = \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_4 + \text{KOH}$

2. Реакция диспропорционирования

- | | |
|---|---|
| 1) $\text{K}_2\text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ | 2) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ |
| 3) $\text{AgNO}_3 = \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ | 4) $\text{Ag}_2\text{O} = \text{O}_2 + \text{Ag}$ |

3. Определите сумму коэффициентов в уравнение реакции



- | | | | |
|-------|-------|-------|-------|
| 1) 17 | 2) 18 | 3) 19 | 4) 20 |
|-------|-------|-------|-------|

4. Установить соответствие

- | | |
|---|--|
| 1: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | А: $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 2: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | Б: $\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ |
| 3: $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ | В: $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | Г: $\text{MnSO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |

5. В процессе электролиза расплава NaCl , при силе тока 2А за 45 мин. на катоде выделяется продукт массой # # # г (округлить до сотых)

6. В процессе электролиза раствора Na_2SO_4 , при силе тока 2А за 2 ч на аноде выделяется продукт объемом # # # л (округлить до сотых)

7. Если дихромат-ион восстанавливается до хрома (III), то молярная концентрация эквивалента дихромата калия ($\omega = 10\%$; $\rho = 1,07$ г/мл) равна # # # моль/л. (округлить до сотых)

Тема «Общая характеристика неметаллов»

Вариант № 1

1. Для поглощения хлора можно использовать:

- | | |
|----------------------------|-------------------|
| а) NaOH | в) NaCl |
| б) H_2SO_4 | г) HCl . |

2. Обычно для получения брома в лаборатории используют реакции:

4. Самой сильной из кислородсодержащих кислот галогенов является ###

5. Конфигурация валентных электронов в атоме серы в основном состоянии:

- a) $3s^23p^4$
б) $5s^25p^4$

6. Установите соответствие вещества со свойствами

- 1) H_2SeO_4
- 2) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$
- 3) H_2TeO_3
- 4) H_2SO_3
- 5) Na_2SO_3

- А) сильный окислитель
Б) сильный окислитель и сильная кислота
В) восстановительные свойства проявляются ярче, чем окислительные
Г) восстановитель, слабая кислота
Д) амфотерное соединение

7. Для получения сернистого газа в промышленности используются реакции:

- $$\begin{array}{ll} \text{a) } \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{KOHII.}} & \text{б) } \text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \\ \text{B) } \text{Na}_2\text{SO}_3 (\text{TB.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (70\% \text{ p-p}) \rightarrow & \text{г) } \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \end{array}$$

8. Кислотные свойства в ряду $\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

- а) уменьшаются в) практически не изменяются
б) увеличиваются г) изменяются немонотонно,
потому что ###

9. Более сильным восстановителем является:

- a) NH_2OH б) N_2H_4 в) H_2O_2

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{###}$

5. При пропускании CO_2 через раствор NaOH до слабощелочной реакции образуется соль

- a) Na_2CO_3 ; б) NaHCO_3 .

Тема «Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»

Вариант № 1

1. Самый распространенный металл, входящий в состав земной коры - это

- a) Al в) La
б) Fe г) Be

2. Серная и азотная кислоты по разному взаимодействуют с алюминием в зависимости от условий:

- а) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ и $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$ на холоде не действуют на алюминий
б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ на холоде выделяет H_2S
в) $\text{HNO}_{3(\text{конц})}$ на холоде выделяет H_2
г) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ при любой температуре не реагирует с алюминием

3. В одной пробирке находится раствор MgCl_2 , в другой- AlCl_3 . Растворы этих солей можно различить с помощью одного реактива:

- a) HCl
б) AgNO₃

4. В ряду щелочных металлов наиболее отрицательное значение электродного потенциала имеет

- а) натрий г) цезий
б) калий д) литий
в) рубидий

5. Электролиз водного раствора NaCl – это способ одновременного получения

- а) NaOH , Cl_2 , H_2 в) NaH , Cl_2 , O_2
б) Na , O_2 , Cl_2 г) Na , Cl_2 , H_2

6. Среди гидроксидов элементов IIA группы амфотерными свойствами обладает # # #

7. Электронная конфигурация атома хрома в основном состоянии

- a) $3d^5 4s^1$ б) $3d^4 4s^1 4p^1$
 в) $3d^4 4s^2$ г) $4s^2 4p^4$

8. В ряду $\text{Mn}(\text{OH})_2$ - $\text{Mn}(\text{OH})_3$ - $\text{Mn}(\text{OH})_4$ - HMnO_4 кислотные свойства ##, потому что ##.

9. При взаимодействии Fe^{3+} с I^- и S^{2-} образуются соединения:

- a) Fe³⁺
б) Fe⁶⁺

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ равна ###

Вариант № 2

1. Бор в отличие от алюминия

- а) химически инертен
б) образует только анионные комплексы
в) при нагревании реагирует с азотом
г) при комнатной температуре реагирует с серой

2. В ряду BF_3 - BCl_3 - BBr_3 - BI_3 увеличиваются:

- а) температуры плавления и кипения
б) термическая устойчивость

3. Основные свойства в ряду гидроксидов $\text{Al}(\text{OH})_3$ - $\text{Ga}(\text{OH})_3$ - $\text{In}(\text{OH})_3$ - $\text{Tl}(\text{OH})_3$

- а) к гидроксиду галлия уменьшаются, затем увеличиваются
б) уменьшаются
в) увеличиваются
г) не изменяются

4. Fr, завершающий IА группу, и Ra, завершающий IIА группу, являются

- а) радиоактивными элементами
- б) очень мягкими
- в) самыми распространенными в природе среди всех s-элементов
- г) надежными изоляторами

5. Щелочные металлы, а также Ca, Sr, Ba при нагревании в атмосфере аммиака образуют

- а) амиды и водород в) гидриды и ангидрид HNO_2

б) гидриды и азот

г) амиды и азот

6. Из щелочных металлов в обычных условиях с азотом реагирует # # #

7. При сплавлении Cr_2O_3 с KOH и KNO_3 образуется

а) K_2CrO_4

в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

б) KCrO_2

г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

8. Восстановление перманганат-иона в зависимости от реакции среды протекает по-разному. Установите соответствие:

1) до Mn^{2+}

А) в щелочной среде

2) до MnO_2

Б) в кислой среде

3) до MnO_4^{2-}

В) в нейтральной среде

9. С увеличением степени окисления железа в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - H_2FeO_4 кислотные свойства # # #, потому что # # #.

10. Сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ равна # # #

Тема «Задачи и значение органической химии. Классификация реагентов и реакций. Решение расчетных задач»

Вариант 1

1. Теория химического строения органических соединений была создана:

1) М.В.Ломоносовым

2) Д.И.Менделеевым

3) А.М.Бутлеровым

4) Я.Берцелиусом

2. Названия «органические вещества» и «органическая химия» ввел в науку:

1) М.В.Ломоносов

2) Д.И.Менделеев

3) А.М.Бутлеров

4) Я.Берцелиус

3. В каком ряду органических соединений находятся только углеводороды:

1) C_2H_6 , C_4H_8 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;

2) CH_3COOH , C_6H_6 , CH_3COH ;

3) C_2H_2 , C_3H_8 , $\text{C}_{17}\text{H}_{36}$;

4) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$, CH_2Cl_2 , $\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2$

4. В каком ряду органических соединений находятся только алканы:

1) C_2H_6 , C_3H_8 , C_4H_{10} ;

2) C_2H_2 , C_4H_8 , C_6H_6 ;

3) $\text{C}_{10}\text{H}_{20}$, C_8H_{16} , C_3H_6 ;

4) CH_4 , C_2H_4 , C_4H_6 .

5. К соединениям, имеющим общую формулу C_nH_{2n} , относится

1) бензол 2) циклогексан 3) гексан 4) гексин

6. Вещество, структурная формула которого

$\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$, называется

|

CH_3

1) 6-метилгептин-3 2) 2-метилгептин -4 3) 2-метилгексин -3 4) 2-метилгептен -3

7. Формула метилциклобутана соответствует общей формуле

1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ 2) C_nH_{2n} 3) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ 4) $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$

8. К классу алкинов относится

1) C_2H_4

2) CH_4

3) C_2H_6

4) C_2H_2

9. Химическая связь, характерная для алканов

1) двойная 2) одинарная 3) σ -связь 4) π -связь

10. Длина связи С-С и валентный угол в молекулах алканов

1) 0,120 нм, 120° 2) 0,154 нм, $109^\circ 28'$ 3) 0,140 нм, 120° 4) 0,134 нм, $109^\circ 28'$

Вариант 2

1. Вид гибридизации электронных облаков атомов углерода в алканах
1) sp - 2) sp^2 3) sp^3 4) $s-s$ и $p-p$
2. Геометрическая форма молекулы метана
1) тетраэдрическая 2) линейная 3) объемная 4) плоская
3. Общая формула гомологического ряда аренов
1) C_nH_{2n} 2) C_nH_{2n-2} 3) C_nH_{2n-6} 4) C_nH_{2n+2}
4. Общая формула гомологов ряда алкадиенов
1) C_nH_{2n+2} 2) C_nH_{2n} 3) C_nH_{2n-2} 4) C_nH_{n-2}
5. Реакция получения каучуков
1) гидрогенизация 2) полимеризация 3) изомеризация 4) поликонденсация
6. Тип характерных для алкенов реакций, обусловленных наличием π -связи в молекулах
1) замещения 2) разложения 3) обмена 4) присоединения
7. Изомеры отличаются
1) химическими свойствами 2) химической активностью
3) физическими свойствами 4) химическим строением
8. Сходство изомеров между собой
1) в составе 2) в строении 3) в свойствах 4) в способах получения
9. Гомологи отличаются друг от друга:
1) числом атомов углерода 2) химической структурой
3) качественным и количественным составом
4) общей формулой гомологического ряда
10. Вещество, структурная формула которого

$$\begin{array}{c}
 \text{CH}_3 \\
 | \\
 \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_3 \\
 | \\
 \text{CH}_2 - \text{CH}_3
 \end{array}$$
называется
1) гептан 2) 3,3-диметилпентан 3) 3-метил-3-этилбутан 4) 2-метил-2-этилбутан

Тема «Химическая кинетика и катализ»

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:
1) уменьшится в 4 раза
2) уменьшится в 8 раз
3) возрастет в 4 раза
4) возрастет в 8 раз.
2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:
1) уменьшением энергии активации
2) увеличением средней кинетической энергии молекул
3) возрастанием числа столкновений
4) ростом числа активных молекул.
3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции:
1) изменение давления
2) изменение температуры
3) изменение объема реакционного сосуда
4) введение в систему катализатора
5) изменение концентрации реагирующих веществ.
4. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:
1) во всех случаях увеличивает скорость реакции
2) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции

- 3) не влияет на скорость реакции.
5. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:
- 1) увеличением средней кинетической энергии молекул
 - 2) возрастанием числа активных молекул
 - 3) ростом числа столкновений.
6. При 20 °С константа скорости некоторой реакции равна 10–4 мин–1, а при 50°С — 8·10–4 мин–1. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции:
- 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 4.
7. Скорость, каких реакций увеличивается с ростом температуры:
- 1) любых
 - 2) протекающих с выделением энергии
 - 3) протекающих с поглощением энергии.
8. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 200С до 500С скорость реакции ...
- 1) уменьшается в 4 раза
 - 2) увеличивается в 6 раз
 - 3) уменьшается в 2 раза
 - 4) увеличивается в 8 раз
9. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия химических реакций:
- 1) изменение давления
 - 2) изменение температуры
 - 3) замена катализатора
 - 4) изменение концентраций реагирующих веществ.
10. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2\text{SO}_2(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{SO}_3(\text{г.})$, уменьшить в 2 раза, то:
- 1) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми
 - 2) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции
 - 3) равновесие не сместится
 - 4) равновесие сместится вправо
 - 5) равновесие сместится влево.

Вопросы к собеседованию

Тема «Основы количественного анализа. Гравиметрический и титриметрический анализ»

1. Задача, основы и область применения методов количественного анализа.
2. Классификация методов гравиметрического анализа.
3. Классификация методов титриметрического анализа.
4. Прямой метод.
5. Обратное титрование (по остатку).
6. Титрование по замещению.
7. Требования, предъявляемые к реакциям в количественном анализе.
8. Количественный анализ.
9. Гравиметрия.
10. Титриметрический метод анализа.
11. Аргентометрия. Определение концентрации роданидов по методу Фольгарда.

Тема «Галогенопроизводные алифатического и ароматического ряда. Механизм нуклеофильного замещения»

1. Моногалогенопроизводные алифатических углеводородов, их изомерия и номенклатура.
2. Способы образования связи C-Hal: замещение атома водорода и гидроксильной группы, реакции присоединения по кратным связям.
3. Химические свойства: нуклеофильное замещение атомов галогенов, представления о механизмах SN1, SN2.
4. Реакции отщепления, правило Зайцева. Влияние различных факторов (природа и концентрация нуклеофила и основания, строение алкилгалогенида, природа растворителей) на реакционную способность галогеналканов и учет этих факторов в планировании синтезов.
5. Комплексообразование галогеналканов с ионами металлов и кислотами Льюиса.
6. Восстановление галогеналканов водородом и йодистым водородом.
7. Взаимодействие с металлами: образование металлоорганических соединений, реакция Вюрца.

Тема «Углеводы. Моно-, ди- и полисахариды. Виды пространственной изомерии, свойства, биологическая активность», «Амины алифатического и ароматического ряда. Аминокислоты, белки. Азотосодержащие гетероциклические соединения. Нуклеиновые кислоты»

1. Классификация углеводов
2. Моносахариды. Глюкоза.
3. Строение молекулы глюкозы
4. Химические свойства глюкозы
5. Полисахариды. Крахмал и целлюлоза.
6. Строение крахмала и целлюлозы
7. Химические свойства полисахаридов
8. Применение углеводов
9. Амины. Классификация, изомерия, номенклатура, получение.
10. Физические свойства аминов.
11. Химические свойства аминов (основность, алкилирование, ацилирование, действие азотистой кислоты).
12. Понятие о диаминах.
13. Аминокислоты. Строение, номенклатура, изомерия.
14. Получение и физические свойства аминокислот.
15. Химические свойства аминокислот.

Тема «Химическая кинетика и катализ», «Электрохимия», «Химическое равновесие»

1. Что такое химическая кинетика? Характеристика разделов химической кинетики.
2. Что понимают под термином «скорость химической реакции»? В каких единицах выражается скорость химической реакции?
3. Как формулируется основной постулат химической кинетики? Каков физический смысл константы скорости химической реакции? Определение: K_1 , K_2 , K_3 .

4. Что называется порядком реакции по веществу и общим кинетическим порядком реакции? Может ли порядок реакции быть нулевым, первым, дробным, отрицательным? От каких факторов зависит порядок данной реакции? Может ли порядок реакции изменяться в ходе реакции.
5. Укажите размерность константы скоростей реакции 0,1,2,3 порядков. Можно ли сравнить константы разных порядков?
6. Какие экспериментальные данные необходимы для определения порядка реакции?
7. Как влияет температура на скорость химической реакции? Что представляет собой температурный коэффициент скорости реакции? Может ли температурный коэффициент скорости реакции быть меньше единицы, если да, то для каких реакций? Приведите примеры.
8. На основании, каких соображений и кем была впервые получена количественная зависимость константы скорости реакции от температуры? Каков физический смысл энергии активации и предэкспоненциального множителя? Каким образом происходит активация молекул? Какую информацию можно получить при изучении зависимости константы скорости реакции от температуры?
9. Основы теории соударения и бимолекулярные процессы. Активные столкновения. Энергия активации бимолекулярных реакций. Стерический множитель.
10. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Переходное состояние, путь и координата реакции. Основное уравнение активированного комплекса. Свободная энергия активации.
11. Цепные реакции. Свободные радикалы. Основные стадии процесса. Зарождение, продолжение, обрыв цепи.
12. Фотохимические реакции. Законы фотохимии. Квантовый выход. Типы фотохимических реакций.
13. Катализ. Особенности каталитических реакций. Классификация каталитических реакций по фазовому принципу, по характеру влияния на скорость, по характеру образующихся связей. Активность. Селективность.
14. Гомогенный катализ. Теория промежуточных продуктов в гомогенном катализе. Механизмы гомогенного катализа. Каталитические процессы в газовой и жидкой фазе. Катализ: кислотно-основной, металлокомплексный, ферментативный.
15. Гетерогенный катализ. Основные закономерности. Отравление. Промотирование.
16. Последовательные реакции, их кинетические закономерности. Типы кинетических кривых в последовательных реакциях.
17. Биокатализаторы. Кинетика ферментативных реакций. Ингибирование. Примеры ферментативных реакций и их кинетические закономерности.
18. Параллельные реакции. Скорость и константа скорости моно- и бимолекулярных реакций параллельных необратимых реакций.
19. Особенности, классификация, кинетическое уравнение каталитических процессов. Автокаталитические реакции. Важнейшие технические каталитические реакции.
20. Какова роль промотора и на чем основано действие, способствующее увеличению активности катализатора?
21. Предмет электрохимии.
22. Свойства растворов электролитов.
23. Электропроводность растворов электролитов.
24. Практическое применение измерений электропроводности растворов.
25. Электродные процессы. Возникновение потенциала на границе металл – раствор.
26. Электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
27. Химические гальванические элементы.
8. Концентрационные гальванические элементы.
9. Измерение электродвижущей силы.
10. Химическое равновесие.

11. Константа равновесия и равновесные концентрации
12. Факторы, влияющие на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

Перечень вопросов к экзамену

1 семестр

1. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.
2. Кислоты: безкислородные и кислородосодержащие. Мета-, пиро-, ортокислоты. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Соли: средние, кислые, основные. Двойные и смешанные соли. Номенклатура солей.
3. Квантовомеханическая модель атома водорода. Электронная орбиталь. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Физический смысл квантовых чисел. Атомная орбиталь.
4. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Правило Клечковского.
5. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Современная формулировка периодического закона.
6. 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.
7. Развитие представлений о сущности химической связи. Основные параметры химической связи: длина, энергия, направленность. Основные типы химической связи.
8. Свойства ковалентной связи. Насыщаемость, направленность, поляризуемость.
9. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул. Теория отталкивания электронных пар.
10. Ионная связь. Свойства ионной связи. Область применимости ионной модели. Ионные кристаллические решетки.
11. Межмолекулярные взаимодействия. Диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.
12. Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
13. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
14. Растворы. Физико-химические свойства разбавленных растворов: осмос, криоскопия, эбуллиоскопия.
15. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации.
16. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
17. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители. Основные закономерности в изменении окислительно-восстановительных свойств простых веществ и соединений.
18. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение.

19. Основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя.
20. Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиции метода валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Магнитные свойства комплексных соединений.
21. Галогены. Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
22. Халькогены. Общая характеристика элементов. Электронные структуры атомов. Закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ.
23. Элементы V группы главной подгруппы. Закономерности в изменении свойств атомов, простых веществ, водородных и кислородных соединений.
24. Общие свойства металлов главных подгрупп. Положение в периодической системе. Металлическая связь. Общие физические и химические свойства металлов.
25. Особенности металлов побочных подгрупп. Общая характеристика электронных структур атомов d-элементов. Закономерности в изменении свойств атомов. Сравнение физических и химических свойств простых веществ.
26. Предмет и методы количественного анализа. Физические, химические и физико-химические методы количественного анализа, их характеристика.
27. Сущность гравиметрического анализа. Количественное выделение из раствора компонента в виде осадка. Осаждаемая и гравиметрическая формы осадка.
28. Осадки кристаллические и аморфные. Выбор и расчет массы навески, количества осадителя. Условия осаждения. Полнота осаждения.
29. Промывание, высушивание и прокаливание осадков. Точность гравиметрического анализа. Расчеты в гравиметрическом анализе.
30. Сущность титриметрического (объемного) анализа. Методы объемного анализа. Выражение концентраций в объемном анализе.
31. Приготовление исходных и рабочих титрованных растворов. Исходные вещества и требования к ним. Вычисления в объемном анализе.

2 семестр

1. Основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова. Взаимное влияние атомов в молекуле.
2. Виды пространственной и структурной изомерии. Индуктивный и мезомерный эффекты (примеры).
3. Алканы: гомологический ряд, изомерия, номенклатура, методы получения, физические и химические свойства.
4. Пространственное строение молекулы метана и этана. Механизм радикального замещения.
5. Алкены: гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Электронное и пространственное строение этиленовых углеводородов. Методы получения, химические свойства. Механизмы реакций электрофильного и радикального присоединения.
6. Присоединение электрофилов к несимметричным алкенам. Правило Марковникова и его объяснение с позиций статического и динамического подходов. Эффект Хараша.
7. Алкины: гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Электронное строение и геометрия алкинов. Способы получения, химические свойства алкинов. Примеры реакций нуклеофильного, электрофильного и радикального присоединения у алкинов.
8. Ароматические углеводороды: строение бензола, ароматические свойства, промышленные способы получения бензола и его производных.
9. Механизм реакции ароматического электрофильного замещения. Статический и динамический факторы. Правила ориентации.

10. Нефть, ее состав. Переработка нефти. Важнейшие нефтепродукты. Природный газ и его использование. Углехимическое сырье. Особенности химического состава газового конденсата Астраханского газового комплекса.
11. Галогенпроизводные углеводородов. Изомерия. Номенклатура. Получение галогенпроизводных. Использование галогенпроизводных в синтезах других соединений.
12. Механизмы реакций нуклеофильного замещения S_N1 , S_N2 и конкурирующих процессов элиминирования $E1$ и $E2$. Реактивы Гриньяра. Реакция Вюрца.
13. Спирты: изомерия, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства. Реакции, иллюстрирующие амфотерность спиртов, реакции с разрывом связи C-O, O-H. Реакции окисления спиртов. Особенности химических свойств гликолей. Глицерин. Этиленгликоль.
14. Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Методы получения. Химические свойства. Реакции нуклеофильного присоединения (реакции с псевдокислотами, с криптооснованиями), окисления и восстановления. Реакции альдольно-кетоновой конденсации.
15. Карбоновые кислоты: электронное строение карбоксильной группы, способы получения, химические свойства (примеры реакций по основным реакционным центрам O-H, C-OH, C=O, α -C-H).
16. Важнейшие представители карбоновых кислот. Непредельные, окси- ($\alpha, \beta, \gamma, \delta$), оксо-кислоты, ди- и трикарбоновые кислоты.
17. Оптическая активность оксикислот. Ацетоуксусная и пировиноградная кислоты – биогенные кислоты. Биологическая роль олеиновой, линолевой, линоленовой в составе липидов.
18. Важнейшие производные карбоновых кислот (сложные эфиры, ангидриды, галогенангидриды, амиды). Способы получения. Сопоставление реакционной способности производных карбоновых кислот.
19. Жиры, их строение и состав. Гидролиз жиров. Мыла. Гидрогенизация жиров.
20. Биологическая роль ВЖК. Липиды (жиры и жироподобные вещества).
21. Фенолы, их строение и состав. Промышленные способы получения. Электронное строение. Взаимное влияние атомов в молекуле. Основные реакционные центры (O-H, C-OH, C-H_{аром.}) и примеры реакций. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола.
22. Моносахариды. Важнейшие представители (глюкоза, фруктоза, галактоза, арабиноза, рибоза, 2-дезоксирибоза). Строение. Оптическая активность. D- и L-ряды. Кольчаточная таутомерия. Формулы Фишера и Хеуорса. Аномеры. Мутаротация сахаров.
23. Химические свойства моносахаридов.
24. Дисахариды. Восстанавливающие (мальтоза, целлобиоза) и невосстанавливающие (сахароза) дисахариды. Особенности строения и химических свойств.
25. Полисахариды (крахмал, гликоген, целлюлоза, хитин). Роль углеводов в жизни человека.
26. Амины: номенклатура, строение, основные и нуклеофильные свойства.
27. Особенности химических свойств анилина.
28. Аминокислоты: классификация. Строение и биологическая роль α -аминокислот. Заменяемые и незаменимые кислоты. Внутренние соли. Изoeлектрическая точка.
29. Химические свойства аминокислот (реакции по аминогруппе, по карбоксильной группе, реакции с участием обеих функциональных групп). Капрон.
30. Белки и пептиды: состав, строение, физические и химические свойства белков.
31. Понятие о классификации и номенклатуре гетероциклических соединений. Общая характеристика строения и реакционной способности. Пиррол, пиридин, пиримидин, пуридин.
32. Понятие о природных гетероциклических соединениях и их биологической роли. Азотистые основания нуклеиновых кислот. Нуклеотиды и нуклеозиды. АТФ. ее роль в обмене веществ. Витамины. Коферменты. Алкалоиды. Антибиотики.

33. Первый закон термодинамики. Его формулировка и следствия. Внутренняя энергия и ее свойства. Энтальпия.
34. Закон Гесса. Различные способы расчета теплот реакций. Стандартные теплоты химических реакций. Энтальпии образования химических соединений.
35. Теплоемкости. Их определение в классической и статистической термодинамике. Использование теплоемкостей для расчетов энергии, энтальпии и энтропии.
36. Зависимость теплот химических реакций от температуры. Уравнение Кирхгофа.
37. Второй закон термодинамики. Его формулировки. Энтропия, как функция состояния. Изменение энтропии при необратимых процессах.
38. Энтропия, ее вычисление и свойства. Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка и его ограничения. Формула Больцмана.
39. Третий закон термодинамики. КПД. Стандартная энергия Гиббса химической реакции.
40. Условия мембранного равновесия. Осмос. Уравнение Вант-Гоффа.
41. Химические равновесия в закрытых системах. Условие химического равновесия. Различные формы записи констант равновесия.
42. Зависимость констант равновесия от температуры. Изобара Вант-Гоффа.
43. Расчет равновесного состава и выходов продуктов при протекании нескольких химических реакций (на примере реакции образования NH_3 , NO из N_2 и O_2 , гидрирования этилена).
44. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Гетерогенные химические равновесия с образованием и без образования твердых растворов.
45. Химическая кинетика. Что она изучает? Скорость химической реакции, от чего она зависит? Как изменяется скорость химической реакции и концентрация реагирующих веществ во времени? Приведите графическую зависимость.
46. Задачи и методы исследования скоростей химических реакций. Что такое молекулярность и порядок реакции? Какими способами можно определить порядок реакции? Приведите уравнения и графики.
47. Что называется периодом полупревращения вещества? Сформулируйте основные положения теории активных столкновений. Уравнение Аррениуса.
48. Адсорбция и ее определения. Изотерма адсорбции. Изотерма Лэнгмюра, ее анализ и области применимости.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА

Дисциплина «Химия»

Курс 1 семестр 1,2

Трудоемкость дисциплины 216 часов

Число зачетных дидактических единиц 6
 Количество часов в 1 семестре 108 часов
 Максимальное количество баллов за работу в течение семестра: 80 баллов
 промежуточный контроль за семестр 20 баллов

1 семестр

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Максимальное количество баллов	Срок предоставления
Основной блок			
1.	Тест «Основные понятия химии. Атомно-молекулярное учение. Классификация и номенклатура неорганических соединений»	5	по расписанию
2.	Тест «Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева»	5	по расписанию
3	Тест «Химическая связь»	5	по расписанию
4	Контрольная работа №1	10	по расписанию
5	Тест «Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Основы термодинамики»	5	по расписанию
6.	Тест «Растворы. Закон действия масс, гомогенные процессы и процессы гидролиза»	5	по расписанию
7.	Тест «Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы»	5	по расписанию
8.	Тест «Общая характеристика неметаллов. Общие свойства металлов главных и побочных подгрупп»	5	по расписанию
9.	Контрольная работа №2	5	по расписанию
10.	Контрольная работа №3	5	по расписанию
11.	Реферат	20	по расписанию
12.	Экзамен	20	по расписанию
Блок бонусов и штрафов			
13.	Посещаемость занятий (за семестр)	5	по расписанию
14.	Неподготовленное домашнее задание	-1	
15.	Пропуск занятия без уважительной причины	-2	
Всего		100	

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная литература:

1. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / под ред. В.В. Денисова, В.М. Таланова. - Ростов н/Д : Феникс, 2013. - (Высшее образование) Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785222206744.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Основы органической химии [Электронный ресурс] / Юровская М.А. - М. : БИНОМ, 2012. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996311347.html> (ЭБС «Консультант студента»)
3. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособ. для вузов / под. ред. А.И. Ермакова. - 30-е изд.; испр. - М. : "Интеграл-пресс", 2004. - 728 с. (87 экз.)

б) дополнительная литература:

1. Основы органической химии [Электронный ресурс] / М.А. Юровская, А.В. Куркин. - М.: БИНОМ, 2015. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785996326297.html> (ЭБС «Консультант студента»)
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : доп. М-вом высшего и среднего специального образования СССР в качестве учеб. пособ. для вузов. - исправ. - М.: "Интеграл-пресс", 2004. - 240 с. - ISBN 5-89602-015-5: 124-99 : 124-99. (86 экз.)
3. Аналитическая химия. Количественный анализ. Физико-химические методы анализа: практикум: учебное пособие. Харитонов Ю.Я., Джабаров Д.Н., Григорьева В.Ю. 2012. - 368 с.: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970421994.html>. - (ЭБС «Консультант студента»)
4. Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая химия: Учебник для вузов. - 5-е изд., исправл. - СПб: Химиздат, 2007. - 624 с: ил. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN5938081297.html>. (ЭБС «Консультант студента»)

в) перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины (модуля):

1. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu.edu.ru>
Учетная запись образовательного портала АГУ
2. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Для факультета иностранных языков кафедры «Восточные языки». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями по направлению «Восточные языки». www.studentlibrary.ru. *Регистрация с компьютеров АГУ*
3. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». Многопрофильный образовательный ресурс «Консультант студента» является электронной библиотечной системой, предоставляющей доступ через сеть Интернет к учебной литературе и дополнительным материалам, приобретенным на основании прямых договоров с правообладателями. Каталог содержит более 15 000 наименований изданий. www.studentlibrary.ru. *Регистрация с компьютеров АГУ*
4. Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». www.biblio-online.ru, <https://urait.ru/>
5. Электронная библиотечная система IPRbooks. www.iprbookshop.ru

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию (114 ауд.), лабораторию по проведению лабораторного практикума и семинарских занятий (114 ауд.: лабораторные столы – 13 шт., стулья – 25 шт., доска – 1 шт., проектор – 1 шт., экран проектора – 1 шт., компьютер – 1 шт. штатив – 3 шт., вытяжной шкаф – 2 шт., сушильный шкаф – 1 шт., спектрофотометр – 1 шт., плитка электрическая – 1 шт.). Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: лабораторные столы, вытяжной шкаф, шкафы для химических реактивов и химической посуды, набор химических реактивов, набор химической посуды.

При необходимости рабочая программа дисциплины (модуля) может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для обучения с применением дистанционных образовательных технологий. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).